

# Projeto Material Didático Público

## ELOGIO DO APRENDIZADO

Aprenda o mais simples! Para aqueles  
Cuja a hora chegou  
Nunca é tarde demais!  
Aprenda o ABC; não basta, mas  
Aprenda! Não desanime!  
Comece! É preciso saber tudo!  
Você tem que assumir o comando!  
Aprenda, homem no asilo!  
Aprenda, homem na prisão!  
Aprenda, mulher na cozinha!  
Aprenda, ancião!  
Você tem que assumir o comando!  
Frequente a escola, você que não tem casa!  
Adquira conhecimento, você que sente frio!  
Você que tem fome, agarre o livro: é uma arma.  
Você tem que assumir o comando.  
Não se envergonhe de perguntar, camarada!  
Não se deixe convencer  
O que não sabe por conta própria  
Não sabe.  
Verifique a conta  
É você que vai pagar.  
Ponha o dedo sobre cada item  
Pergunte: o que é isso?  
Você tem que assumir o comando.

(Bertolt Brecht)

**Edição 2021**

**NÚCLEO PRÁXIS-USP**

## Índice das Matérias

- I - Português/Gramática
- II - Português/Literatura
- III - Redação
- IV - História
- V - Geografia
- VI - Matemática
- VII - Física
- VIII - Química
- IX - Biologia
- X - Inglês
- Extra - Impulso Inicial

# Apostila

“Educando para a construção de uma nova sociedade em que os seres humanos possam ser livres”



**CURSINHO  
POPULAR  
dos estudantes da**

**USP**

**Projeto Político-Pedagógico da  
Associação Cultural de  
Educadores e Pesquisadores  
da Universidade de São Paulo**

**ACEPUSP**

**ASSOCIAÇÃO CULTURAL de EDUCADORES e PESQUISADORES da USP**  
\*  
**NÚCLEO PRÁXIS de PESQUISA, EDUCAÇÃO POPULAR e POLÍTICA da USP**

**Projeto Político-Pedagógico de Educação Popular / Edição Digital**

**“ MATERIAL DIDÁTICO PÚBLICO ”**

Esta obra foi escrita coletivamente por professores e estudantes universitários, trabalhadores e militantes pela democratização do ensino que entre 2002 e 2008 construíram o **CURSINHO POPULAR DOS ESTUDANTES DA USP**: projeto de educação popular da ACEPUSP, entidade oriunda do movimento estudantil uspiano da década de 1990. Dentre seus autores, alguns foram antes membros do **CURSINHO DO CRUSP**, agremiação em meio à qual se começou a conceber o plano deste material, nos últimos anos do século XX. A presente edição digital foi organizada, revista e atualizada em 2021 pelos pesquisadores e educadores do **NÚCLEO PRÁXIS-USP** – coletivo político-acadêmico que em parte se originou da militância acepuspiana.

\*\*\*

Agradecemos o APOIO das seguintes entidades que de variadas formas, mediante parcerias e auxílios econômicos diretos ou infraestruturais, ajudaram a compor este projeto: SINTUSP, AMORCRUSP, ADUSP, DCE-Livre da USP, ASIB/Inst. Butantã, Movimento dos Trabalhadores Rurais Sem Terra, APEOESP, APROPUC, SINPRO-SP, Partido dos Trabalhadores/DZ-Butantã, Programa Diversidade na Universidade/MEC-UNESCO, Fórum Nacional de Cursinhos Pré-Universitários Populares, Instituto Cultura Latina, Inst. Desenvolv. Tradições Indígenas, Depto. História-USP, Depto. Geografia-USP, Depto. Filosofia-USP, Deptos. de Letras-USP, Deptos. de Ciências Sociais-USP, Inst. Física-USP, Depto. Jornalismo-USP, Depto. Artes Plásticas-USP, Fac. Educação-USP, Inst. Matemática e Estat.-USP, Fac. Arquitetura e Urban.-USP, Inst. Oceanografia-USP, Inst. Biociências-USP, Jornal A Palavra Latina, Jornal Brasil de Fato, Jornal do Campus-USP, Rádio Livre da USP “106.X”, Escola Mun. E. F. Amorim Lima-SP, Paróquia Sagrado Coração de Jesus/Pq. Continental-SP, Espaço Cultural O Jardim Elétrico, Espaço Cult. COHAB-Raposo Tavares, e os Centros Acadêmicos de Filosofia, História, Geografia, Letras, C. Sociais, Física, Matemática, Comunicação e Artes, Pedagogia, Engenharia Civil, Arquitetura, Psicologia, Biologia, Bioquímica, Oceanografia, Química, Astronomia e Geologia da USP, e de C. Sociais e Economia da PUC-SP, dentre outros colaboradores.

**É ESTRITAMENTE PROIBIDA A COMERCIALIZAÇÃO DESTES  
CONJUNTO DE APOSTILAS PRÉ-UNIVERSITÁRIAS:  
MATERIAL DIDÁTICO PÚBLICO E GRATUITO!**

\*

**TRABALHO POLÍTICO-PEDAGÓGICO SEM FINS LUCRATIVOS DESENVOLVIDO PARA USO NA EDUCAÇÃO POPULAR PRÉ-UNIVERSITÁRIA – CONCEITO QUE TRANSCENDE O DE PRÉ-VESTIBULAR, EM DEFESA DA UNIVERSALIZAÇÃO DA EDUCAÇÃO SUPERIOR E DO FIM DA EXCLUSÃO VESTIBULAR!**

\*

**OS EDITORES SOLICITAM QUE LHESEJAM COMUNICADOS QUAISQUER EQUÍVOCOS E IMPRECISSÕES DESTES MATERIAL DIDÁTICO, OU PROBLEMAS COM EVENTUAL UTILIZAÇÃO DE INFORMAÇÕES CUJA FONTE NÃO TENHA SIDO REFERENCIADA OU QUE ESTEJAM EM DESACORDO COM ALGUM DIREITO.**

[ CONTATO: [nucleopraxis.usp.br@gmail.com](mailto:nucleopraxis.usp.br@gmail.com) ]

\*

**PARTES DESTA OBRA PODEM SER REPRODUZIDAS, DESDE QUE CITADA A FONTE:**

**ACEPUSP; NÚCLEO PRÁXIS-USP** (autoria coletiva). **Material Didático Público: apostilas pré-universitárias do Cursinho Popular dos Estudantes da USP** [10 volumes e tomo introdutório]. São Paulo: Edições Núcleo Práxis-USP (Biblioteca Popular), 2021 [baseada na 2ª edição impressa, de 2008, em 4 volumes e introdução/ atualizada e revisada em 2021]. **Disponível em: <https://nucleopraxisusp.org>** .

# PROJETO “MATERIAL DIDÁTICO PÚBLICO”

## AUTORES / ACEPUSP\*

\* LISTA DOS PRINCIPAIS COAUTORES, MILITANTES DA EDUCAÇÃO POPULAR, MEMBROS E PARCEIROS DA ACEPUSP QUE – ENTRE OUTROS COLABORADORES – CONCEBERAM, COORDENARAM, ESCREVERAM, REVISARAM E PRODUZIRAM COLETIVAMENTE ESTA OBRA EM SUA 1ª EDIÇÃO (2002/2003) E 2ª EDIÇÃO (2007/2008).

### PROFESSORES MEMBROS DA COORDENAÇÃO GERAL DO PROJETO

ADALBERTO TADEU (GEOGRAFIA-FFLCH-USP)  
ALEXANDRE RIBEIRO LEICHSENRING (INST. MATEMÁTICA E ESTATÍSTICA-USP)  
CASSIANO REINERT NOVAIS DOS SANTOS (FAC. ECONOMIA E ADM.-USP/ INST. MATEMÁTICA E EST.-USP)  
CESAR ANTONIO ALVES CORDARO (FAC. DIREITO-USP/ SIND. ADVOGADOS-SP)  
EMERSON RIOS VIANA (CIÊNCIAS SOCIAIS-FFLCH-USP)  
FERENC DINIZ KISS (INST. FÍSICA-USP)  
GERALDINHO JOSÉ DA CUNHA (SINTUSP)  
IGOR MARTINS FONTES LEICHSENRING (HISTÓRIA-FFLCH-USP)  
IVAN MARTINS FONTES LEICHSENRING (LETRAS-FFLCH-USP)  
MARIANA VIEIRA HELENE (INST. FÍSICA-USP/ DIREITO-PUC-SP)  
PAULO HENRIQUE TAVARES CESAR (INST. GEOCIÊNCIAS-USP)  
ROSEANA DE SOUZA PELLOZO (INST. FÍSICA-USP)  
SILFARLEM JUNIOR DE OLIVEIRA (ARTES VISUAIS-UFES)  
THIAGO ROCHA CARDOSO (INST. MATEMÁTICA E ESTATÍSTICA-USP/ FAC. EDUCAÇÃO-USP)  
YURI MARTINS FONTES LEICHSENRING (ESC. POLITÉCNICA-USP/ FILOSOFIA-FFLCH-USP)

### PROFESSORES MEMBROS DAS COORDENADORIAS PEDAGÓGICAS

ANA LUIZA DE AZEVEDO PIRES SÉRIOS (INST. FÍSICA-USP/ JORNALISMO-PUC-SP)  
ANNA KARINA DINIZ KISS (FAC. EDUCAÇÃO-USP)  
ANTONIO ARAUJO (LETRAS-FFLCH-USP)  
CAROLINA POPPI (LETRAS-FFLCH-USP)  
DAFNE LIMA PESSANHA DE MORAIS MELO (JORNALISMO-PUC-SP/ HISTÓRIA-FFLCH-USP)  
ELDER NASCIMENTO (LETRAS-FFLCH-USP)  
EDUARDO CALDERINI (IME-USP)  
GABRIELA VIACAVA (LETRAS-FFLCH-USP)  
HENRIQUE PERES (LETRAS-FFLCH-USP)  
JACY GAMEIRO (INST. BIOLOGIA-UNICAMP)  
JOÃO VICTOR PAVESI DE OLIVEIRA (GEOGRAFIA-FFLCH-USP)  
JÚLIO CÉSAR DA SILVA (INST. MATEMÁTICA E ESTATÍSTICA-USP)  
LEONEL DE MIRANDA SAMPAIO (FAC. ECONOMIA E ADMINISTRAÇÃO-USP)  
MARIA ELAINE ANDREOTI (LETRAS-FFLCH-USP)  
PATRÍCIA AMORIM DA SILVA (LETRAS-FFLCH-USP)  
PEDRO KAWAMURA GONÇALVES (INST. BIOLOGIA-USP)  
RAFAEL EICHEMBERGER UMMUS (INST. BIOLOGIA-USP)  
ROBSON TADEU MURARO (HISTÓRIA-FFLCH-USP)  
RENATO DOUGLAS GOMES RIBEIRO (INST. MATEMÁTICA E ESTATÍSTICA-USP)  
RODRIGO RAMOS DA SILVA (INST. FÍSICA-USP)  
SAMANTHA STAMATIU (LETRAS-FFLCH-USP)  
SIMONE BAZARIAN VOSGUERITCHIAN (INST. BIOLOGIA-USP)  
SUELY MIDORI AOKI (INST. FÍSICA-USP)  
TELMO EGMAR CAMILO DEIFELD (ENG. CIVIL-UFSM/ ESC. POLITÉCNICA-USP)  
TIAGO BARBOSA (HISTÓRIA-PUC-SP)  
WALDO LAO FUENTES SÁNCHEZ (ESCUELA NAC. ANTROPOLOGÍA E HISTORIA-MÉXICO)

# PROJETO “MATERIAL DIDÁTICO PÚBLICO”

## EDIÇÃO DIGITAL – 2021

[OBRA EDITADA EM 11 VOLUMES]

ORGANIZADA, REVISTA E ATUALIZADA PELO

NÚCLEO PRÁXIS de PESQUISA, EDUCAÇÃO POPULAR e POLÍTICA  
da UNIVERSIDADE de SÃO PAULO

\*

### ORGANIZAÇÃO GERAL DA EDIÇÃO

YURI MARTINS FONTES L.

\*

### REVISÃO FINAL E EDITORAÇÃO

ARGUS ROMERO ABREU DE MORAIS

FERENC DINIZ KISS

IVAN MARTINS FONTES LEICHSENRING

MARIANA VIEIRA HELENE

YURI MARTINS FONTES L.

\*

### REVISÕES ESPECÍFICAS E ATUALIZAÇÃO DE CONTEÚDO

ARGUS ROMERO ABREU DE MORAIS

ATHOS LUIZ VIEIRA

CARLOS ALBERTO BORBA

FERENC DINIZ KISS

IVAN MARTINS FONTES LEICHSENRING

JOANA APARECIDA COUTINHO

MARIANA MENDONÇA MEYER

MARIANA VIEIRA HELENE

PAULO ALVES JUNIOR

PAULO HENRIQUE TAVARES CESAR

PEDRO ROCHA FLEURY CURADO

ROSA MARIA TAVARES ANDRADE

SOLANGE STRUWKA

YURI MARTINS FONTES L.

# PROJETO “MATERIAL DIDÁTICO PÚBLICO”

## NOTA SOBRE A EDIÇÃO DIGITAL E ORIENTAÇÃO AO ESTUDANTE

Esta edição digital foi elaborada pelo NÚCLEO PRÁXIS–USP, coletivo político-acadêmico vinculado ao LEPHE/História-USP (coord. prof. Wilson do Nascimento Barbosa), criado em 2015 por iniciativa de antigos membros-fundadores da ACEPUSP, juntamente com pesquisadores participantes do Seminário das Quartas/Filosofia-USP (coord. prof. Paulo Eduardo Arantes), com o propósito de atuar na educação popular, formação política e difusão do pensamento socialista.

O texto-base usado na composição desta edição digital é o da 2ª edição impressa, finalizada em 2008. Originalmente, a coleção de APOSTILAS foi dividida em quatro volumes (duas por semestre), além de tomo introdutório. Contudo, visando oferecer uma melhor organização ao estudante pré-universitário – especialmente o autodidata – que busque apoio nesta obra, optou-se na nova edição por estruturar o conjunto do MATERIAL DIDÁTICO PÚBLICO de acordo com suas disciplinas (áreas normalmente cobradas em exames de seleção), totalizando-se assim dez volumes, mais uma introdução: Português/Gramática, Português/Literatura, Redação, História, Geografia, Matemática, Física, Química, Biologia, Inglês, e o tomo extra *Impulso Inicial*.

O estudante deve estar atento ao fato de que, apesar dos esforços dos atuais editores, educadores e pesquisadores por revisar e atualizar o texto original das apostilas, sempre haverá lacunas em qualquer material didático: manuais de estudos nunca são autossuficientes; e há temas que necessitam de renovação mais frequente ou específica. Além disto, de uma perspectiva mais ampla cabe observar que nenhuma teoria é conclusiva: como mostra o pensamento contemporâneo, não existem ciências definitivas, rígidas ou “exatas” (essa crendice *ideológica* da modernidade) – mas o conhecimento se movimenta com a história, dialeticamente.

Por outro lado, tendo-se em vista a falta de democratização da rede mundial (*internet*) – que vem sendo antes usada para segregar e lucrar, de que para incluir e socializar saberes –, este material didático deve servir, para além de seu vasto conteúdo ainda atual, crítico e pedagogicamente bem trabalhado, como um importante ROTEIRO DE ESTUDOS, que oferece um panorama básico dos principais temas exigidos em variadas provas: um guia a partir do qual se poderá pesquisar na rede ou em bibliotecas, com mais facilidade, as informações específicas faltantes ou futuramente vigentes.

Quanto aos EXERCÍCIOS, recomenda-se aos estudantes acessarem as plataformas universitárias e de ensino oficiais e públicas (ENEM, USP, UNICAMP, etc.), onde podem ser encontradas inúmeras questões de exames atuais, cuja tendência – louvável – tem sido a de promover a interdisciplinaridade, quebrando as artificiais fronteiras científicas *modernas* com que a academia ainda divide o conhecimento. Estes são alguns endereços:

ENEM ([www.gov.br/inep/pt-br/areas-de-atuacao/avaliacao-e-exames-educacionais/enem/provas-e-gabaritos](http://www.gov.br/inep/pt-br/areas-de-atuacao/avaliacao-e-exames-educacionais/enem/provas-e-gabaritos)); FATEC ([www.vestibularfatec.com.br/provas-gabaritos](http://www.vestibularfatec.com.br/provas-gabaritos)); USP/FUVEST ([www.fuvest.br](http://www.fuvest.br)); UFBA ([www.vestibular.ufba.br](http://www.vestibular.ufba.br)); UFMG ([www.ufmg.br/copeve](http://www.ufmg.br/copeve)); UFSCar ([www.ufscar.br](http://www.ufscar.br)); UNESP ([www.vunesp.com.br/vestibulares](http://www.vunesp.com.br/vestibulares)); UNICAMP ([www.comvest.unicamp.br](http://www.comvest.unicamp.br)); UNIFESP ([www.vestibular.unifesp.br](http://www.vestibular.unifesp.br)).

## NOTA ORTOGRÁFICA

O Projeto “Material Didático Público” foi desenvolvido durante a fase de transição para entrada em vigor do “Novo Acordo Ortográfico” da língua portuguesa. A atual edição digital e revista incorporou tais mudanças, porém com algumas ressalvas: como é o caso de certas regras de hífen (imprecisas e polêmicas); e de regras consideradas equivocadas, como normas que causam ambiguidade e dificultam a pronúncia e a própria fluidez da leitura (por exemplo, a confusa supressão do acento da forma verbal “pára” – palavra que mantivemos acentuada).

## NOTA POLÍTICA

A partir da segunda década do século XXI, a ACEPUSP passou a ser gerida por pessoas já sem ligação com os fundadores da entidade, como grupos cooperativistas que, embora manifestem viés progressista, não necessariamente mantiveram as perspectivas socialistas, educacionais, histórico-científicas e o caráter de projeto popular crítico segundo os quais a associação foi construída – e conforme consta em seu estatuto de fundação. Desse modo, seus membros-fundadores e demais pioneiros (alguns dos quais ora membros do Núcleo Práxis-USP) não são responsáveis pelo teor que porventura poderá ser encontrado em novas edições ou outras versões deste material didático, ou ainda pelas práticas institucionais implementadas desde então na ACEPUSP (associação que hoje não conta com a participação de nenhum de seus criadores).

**ASSOCIAÇÃO CULTURAL DE EDUCADORES E PESQUISADORES DA  
UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO**

# **Química**

**(tomo VIII)**

# QUÍMICA

## Sumário Geral

Parte I.....	8
Parte II.....	117

# QUÍMICA

## PARTE I

# ÍNDICE DE QUÍMICA - PARTE I (FRENTES UM E DOIS)

## FRENTE UM

### 1. Modelos Atômicos

Demócrito  
Modelo de Dalton (Bolinha de gude)  
Modelo de Thomson (pudim de passas)  
Rutherford (Modelo planetário)  
Modelo de Bohr (níveis de energia)  
Elemento Químico

### 2. Configuração Eletrônica

Distribuição dos elétrons ao redor do núcleo  
Subníveis de energia  
Íon - Átomo que possui carga.

### 3. Tabela Periódica

Famílias ou grupos  
Períodos ou séries  
Propriedades dos elementos

### 4. Ligações Químicas I

Teoria do octeto  
Tipos de ligações

### 5. Ligações Químicas II

Ligação Covalente ou Molecular  
Ligação covalente dativa  
Ligação metálica

### 6. Número de oxidação NOX

Nox  
Oxidação e Redução

### 7. Polaridade de ligações e de moléculas

Ligação covalente apolar  
Ligação covalente polar

### 8. Geometria molecular

### 9. Forças Intermoleculares

Forças de Van der Waals:  
Forças de London  
Forças de dipolo permanente  
Ligações (Pontes) de Hidrogênio  
Solubilidade

### 10. Funções Inorgânicas

Condutividade Elétrica em Substâncias Puras e Soluções  
Ácidos  
Nome dos ânions derivados dos ácidos

### 11. Ácidos mais comuns do cotidiano

Ácido clorídrico (HCl)  
Ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)  
Ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>)  
Ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)  
Ácido fluorídrico (HF)  
Ácido carbônico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)  
Ácido acético (CH<sub>3</sub> COOH)

### 12. Bases e Indicadores

Bases De Arrhenius  
Classificação das bases  
Bases mais comuns na química do cotidiano:  
Indicadores

### 13. Sais e Óxidos

Estudo Dos Sais  
Sais mais comuns na química do cotidiano  
Estudos Dos Óxidos  
Óxidos mais comuns na química do cotidiano

### 14. Química Orgânica

Sintetização dos compostos orgânicos  
Representação dos compostos orgânicos  
Classificação dos Tipos de carbono

### 15. Cadeias Carbônicas

Classificação das cadeias abertas  
Classificação das cadeias fechadas  
Quanto às ligações entre os átomos da cadeia  
Quanto aos átomos da cadeia

### 16. Hidrocarbonetos

Petróleo  
Carvão  
Combustão

### 17. Nomenclatura Orgânica I

Hidrocarbonetos  
Alcanos ou parafinas  
Alcenos, alquenos ou olefinas  
Alcinos ou alquinos  
Alcadienos ou dienos  
Grupos

### 18. Nomenclatura Orgânica II

Hidrocarbonetos ramificados  
Alifáticos Insaturados  
Cíclicos

### 19. Compostos Aromáticos

### 20. Funções Orgânicas Oxigenadas I

Álcoois  
Fenóis  
Aldeídos  
Cetonas

**ÍNDICE DE QUÍMICA - PARTE I****(cont.)****FRENTE DOIS****1. Substâncias e elementos**

Conceitos iniciais  
Elementos Químicos  
Substâncias Químicas

**2. Misturas**

Algumas misturas importantes e seus componentes

**3. Transformações da Matéria e Mudanças de Estado**

Fenômenos Físicos e Fenômenos Químicos

**4. Separação de Misturas Homogêneas e Heterogêneas**

Separação de Misturas Heterogêneas  
Separação de Misturas Homogêneas

**5. Leis Quantitativas da Química - Lei de Lavoisier**

O que é Química?  
Lei de Lavoisier

**6. Leis Quantitativas da Química I**

Lei de Proust  
Lei Volumétrica de Gay-Lussac

**7. Leis Quantitativas da Química II**

Lei de Dalton  
Teoria Atômica de Dalton

**8. Mol**

Conceito de Mol  
Volume Molar

**9. Cálculo Estequiométrico I**

Determinação de Fórmulas

**10. Balanceamento das equações químicas****11. Cálculo Estequiométrico II****12. Excesso de Reagentes****13. Pureza e Rendimento**

Cálculos envolvendo pureza:  
Cálculos Envolvendo Rendimento:

**14. Estado Gasoso, Teoria Cinética e Variáveis de Estado**

Pressão  
Volume  
Temperatura  
Transformações gasosas:

**15. Equação de Claperyon**

Hipótese de Avogadro

**16. Atmosfera**

Nosso Planeta Corre Perigo?  
Composição Química da Atmosfera  
Gás Nitrogênio  
Gás Oxigênio  
Gás Ozônio

**17. Minerais e suas Ligas**

Introdução  
Cobre e suas Ligas  
Alumínio e suas Ligas  
Ferro e Obtenção do Aço

**18. Termoquímica**

Reações Exotérmicas  
Reações endotérmicas:

**19. Equação Termoquímica****20. Entalpia de Combustão****Gabarito****Tabela Periódica**

# FRENTE UM

## 1. MODELOS ATÔMICOS

Os filósofos gregos Demócrito e Leucipo há cerca de 2400 anos, já imaginavam que os objetos visíveis compunham-se de minúsculas partículas, às quais chamavam de átomos, pois su-punham essas partículas indivisíveis.

Com o passar do tempo esta idéia de indivisibilidade caiu por terra, já que uma sucessão de experiências notáveis levou à suposição atual de que o átomo é divisível, constituído de uma parte central, o núcleo, e de uma eletrosfera ao redor, onde se localizavam os elétrons.

### DEMÓCRITO

Por volta de 400 a.C. o filósofo grego Demócrito sugeriu que a matéria não fosse contínua, mas feita de minúsculas partes indivisíveis. Essas partículas foram chamadas de átomos, que, em grego, significa indivisível.

Demócrito postulou que todas as variedades da matéria resultam da combinação de átomos de quatro elementos: terra, ar, fogo e água.

Ele baseou seu modelo na intuição e na lógica. No entanto, foi rejeitado por um dos maiores lógicos de todos os tempos, o filósofo Aristóteles, que reviveu e fortaleceu o modelo de matéria contínua, ou seja, a matéria como um “todo inteiro”. Os argumentos de Aristóteles permaneceram até a Renascença.

### MODELO DE DALTON (BOLINHA DE GUDE)

Todo modelo não deve ser somente lógico, mas também consistente com a experiência. No século XVII, experiências demonstraram que o comportamento das substâncias era inconsistente com a idéia de matéria contínua e o modelo de Aristóteles desmoronou.

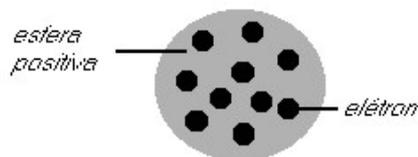
Em 1803, John Dalton, professor de inglês, propôs a idéia de que as propriedades da matéria podem ser explicadas em termos de comportamento de partículas finitas, unitárias. Dalton acreditou que o átomo seria a partícula elementar, a menor unidade de matéria.

Surgiu assim o modelo de Dalton: átomos vistos como esferas minúsculas, rígidas e indestrutíveis. Todos os átomos de um elemento seriam idênticos.

### MODELO DE THOMSON (PUDIM DE PASSAS)

Em 1897, o físico inglês J. J. Thomson demonstrou que os raios catódicos podem ser interpretados como um feixe de partículas carregadas, chamadas elétrons. A estas partículas foi atribuída carga negativa, ou seja, cada elétron corresponde a uma carga de sinal negativo.

Em 1898, Thomson apresentou o seu modelo atômico: uma esfera positiva na qual os elétrons estão distribuídos mais ou menos uniformemente.



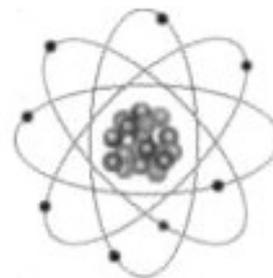
Modelo de Thomson: “pudim com passas”

### RUTHERFORD (MODELO PLANETÁRIO)

Em 1911, o cientista Rutherford e seus colaboradores bombardearam uma lâmina metálica de ouro delgada com um feixe de partículas alfa, que eram positivas. A maior parte das partículas alfa atravessava a lâmina metálica sem sofrer desvio na sua trajetória (para cada 10.000 partículas alfa que atravessavam sem desviar uma era desviada).

Para explicar a experiência, Rutherford concluiu que o átomo não era uma esfera maciça; admitiu uma parte central positiva, muito pequena, mas de grande densidade (o núcleo), e uma parte envolvente negativa e relativamente enorme (a eletrosfera ou coroa). Se o átomo tivesse o tamanho do Estádio do Maracanã, o núcleo teria o tamanho da bolinha onde se inicia o jogo. Surgiu dessa forma o modelo nuclear do átomo.

O modelo de Rutherford é o modelo planetário do átomo, pois se assemelha ao sistema solar, um sol no meio e os planetas girando ao redor, no qual os elétrons descrevem um movimento circular ao redor do núcleo, assim como os planetas se moveriam ao redor do Sol.

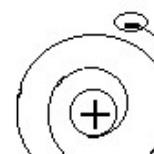


Modelo Planetário

### FALHAS DO MODELO DE RUTHERFORD

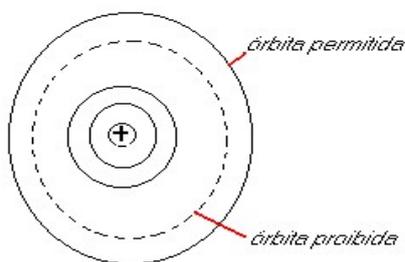
O modelo de Rutherford apresenta duas falhas:

1º uma carga negativa, quando colocada em movimento ao redor de uma carga positiva estacionária, adquire movimento espiralado em sua direção, acabando por colidir com ela: os elétrons deveriam “cair” no núcleo, ocasionado o colapso do átomo, o que não ocorre.



2º Essa carga em movimento perde energia, que é emitida na forma de radiação. Ora, o átomo em seu estado normal não emite radiação.

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr expôs uma idéia que modificou o modelo planetário do átomo. Um elétron em um átomo só pode ter certas energias específicas e cada uma delas corresponde a uma órbita em particular, correspondente a um nível de energia, desta maneira um elétron não pode estar entre dois níveis de energia, por exemplo. Quanto maior é a energia do elétron, mais a sua órbita está afastada do núcleo.



## MODELO DE BOHR (NÍVEIS DE ENERGIA)

É o modelo atualmente aceito, nele os elétrons são partículas dotadas de carga elétrica negativa. No núcleo, existem prótons, partículas positivas e nêutrons, sem carga elétrica. Essas três partículas são chamadas de partículas fundamentais.

As massas do próton e do nêutron são aproximadamente iguais, cerca de 1840 vezes maior que a massa do elétron, logo, em termos de massa, o que realmente importa no átomo é o núcleo.

O diâmetro do átomo é da ordem de 10.000 vezes maior que o do núcleo, se o diâmetro do núcleo fosse de 1cm, o da eletrosfera seria de 100m.

Quando o átomo está no estado isolado, ou seja, livre da influência de fatores externos, o número de prótons é sempre igual ao número de elétrons. Como as cargas das partículas fundamentais são expressas em Coulomb (C), que são números muito pequenos, criou-se uma escala relativa, tomando-se a carga do próton como unitária e atribuindo-lhe o valor +1 uec, isto é, uma Unidade Elementar de Carga.

$$1\text{uec} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

As cargas do próton e do elétron são numericamente iguais e podem ser representadas por +1 para o próton e por -1 para o elétron. Como, em princípio, o número de prótons e elétrons no átomo em seu estado fundamental é igual, as cargas se neutralizam, tornando o sistema eletricamente neutro.

O número de prótons existentes no núcleo caracteriza perfeitamente cada tipo de átomo e é, por definição, o número atômico (Z) do átomo.

Por exemplo, o átomo de sódio (Na) em que  $Z = 11$ , ou seja, o número atômico é onze, significa que existem onze prótons no núcleo desse átomo, conseqüentemente, 11 elétrons na eletrosfera.

Somando-se o número de prótons (Z) com o número de nêutrons (N), obtêm-se o número de massa (A). Por exemplo, o átomo de sódio apresenta 11 prótons e 12 nêutrons no seu núcleo. Logo,

$$Z=11, N = 12 \text{ e } A=11+12=23.$$

Representação:  ${}_{11}\text{Na}^{23}$

## Falhas do modelo de Bohr

Se o elétron receber energia, ele pulará para uma órbita mais afastada do núcleo (o átomo fica excitado). Por irradiação de energia, o elétron pode cair em uma órbita mais próxima do núcleo. No entanto, ele não pode cair abaixo de sua órbita normal estável.

O átomo estará no estado fundamental, quando todos os seus elétrons estiverem nos subníveis de menor energia possível.

## ELEMENTO QUÍMICO

É um conjunto de átomos de mesmo número atômico (Z). Assim, o conjunto de todos os átomos de número atômico 11 (11 prótons) é o elemento químico sódio. Os químicos descobriram, até o momento, 115 elementos, dos quais 88 são naturais e os restantes, artificiais. Verifica-se que há uma correspondência entre o conjunto dos elementos químicos e o dos números atômicos. Assim, o número 11 define o elemento químico sódio. Quando se fala no sódio, pensa-se, imediatamente, no número atômico 11.

## ISÓTOPOS

São átomos do mesmo elemento químico que apresentam diferentes números de massa (ou diferentes números de nêutrons) e, conseqüentemente, apresentam o mesmo número de prótons.

Quase todos os elementos químicos apresentam isótopos já que são átomos quimicamente iguais, pois têm o mesmo número atômico, mas diferem fisicamente.

### Exemplos:

Isótopos do hidrogênio

Prótio:  ${}^1\text{H}^1$  - 1 próton, 1 elétron - 99,986 %

Deutério (D):  ${}^2\text{H}^2$  - 1 próton, 1 elétron, 1 nêutron - 0,014 %

Tritio (T):  ${}^3\text{H}^3$  - 1 próton, 1 elétron, 2 nêutrons -  $7 \times 10^{-16}$  %

Os isótopos apresentam propriedades as mesmas propriedades químicas e devem ser representados pelo mesmo símbolo, já que se trata do mesmo elemento químico, determinado pelo mesmo número atômico.

A massa relativa dos isótopos é calculada através de média porcentual, que leva em consideração a abundância relativa de cada isótopo na natureza. Desta maneira as massas atômicas representadas na tabela periódica dos elementos que possuem isótopos na natureza, são apresentadas de maneira fracionária. Vide exercício 19 deste tópico.

## ISOELETRÔNICOS

Elementos químicos diferentes que possuem mesma quantidade de elétrons.

## EXERCÍCIOS

1. (Pucmg) Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando os nomes dos cientistas com os modelos atômicos.

1. Dalton ( ) Descoberta do átomo e seu tamanho relativo.  
 2. Rutherford ( ) Átomos esféricos, maciços, indivisíveis.  
 3. Niels Bohr ( ) Modelo semelhante a um "pudim de passas" com cargas positivas e negativas em igual número.  
 4. J. J. Thomson ( ) Os átomos giram em torno do núcleo em determinadas órbitas.

Assinale a seqüência CORRETA encontrada:

- a) 1 - 2 - 4 - 3  
 b) 1 - 4 - 3 - 2  
 c) 2 - 1 - 4 - 3  
 d) 3 - 4 - 2 - 1  
 e) 4 - 1 - 2 - 3

2. (Ufmg) Ao resumir as características de cada um dos sucessivos modelos do átomo de hidrogênio, um estudante elaborou o seguinte resumo:

Modelo Atômico	Características
Dalton	átomos maciços e indivisíveis.
Thomson	elétron, de carga negativa, incrustado em uma esfera de carga positiva. A carga positiva está distribuída, homogeneamente, por toda a esfera.
Rutherford	elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Não há restrição quanto aos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron.
Bohr	elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Apenas certos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron são possíveis.

O número de ERROS cometidos pelo estudante é:

- a) 0  
 b) 1  
 c) 2  
 d) 3

3. (Ita) Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere que sobre a base conceitual desse modelo sejam feitas as seguintes afirmações:

**I** - O átomo apresenta a configuração de uma esfera rígida.

**II** - Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos.

**III** - As transformações químicas consistem de combinação, separação e/ou rearranjo de átomos.

**IV** - Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos unidos em uma razão fixa.

Qual das opções a seguir se refere a todas afirmações CORRETAS?

- a) I e IV.  
 b) II e III.  
 c) II e IV  
 d) II III e IV.  
 e) I, II, III e IV.

4. (Unb) Uma das perguntas que estudantes de Química do ensino médio fazem com frequência é: "Qual o modelo de átomo que devo estudar?"

Uma boa resposta poderia ser. "Depende para que os átomos modelados vão ser usados depois..." Construimos modelos na busca de facilitar nossas interações com os entes modelados. É por meio de modelos, nas mais diferentes situações, que podemos fazer inferências e previsões de propriedades.

Prováveis modelos de átomos In: Química Nova na Escola, n° 3, maio 1996 (com adaptações).

Julgue os itens a seguir, a respeito de modelos atômicos.

- (1) O modelo atômico que explica a dilatação de uma barra metálica revela que ela ocorre porque há aumento do volume dos átomos.  
 (2) Segundo modelo atômico atualmente aceito, o número atômico de um elemento químico representa o número de prótons que seus átomos possuem.  
 (3) O fato de os átomos dos elementos químicos de uma mesma família da tabela periódica apresentarem propriedades químicas semelhantes associa-se à similaridade de suas configurações eletrônicas.  
 (4) O modelo atômico de Rutherford descreve o átomo de forma exata.  
 (5) A formação das substâncias simples e compostas pode ser explicada pelo modelo atômico de Dalton.

5. (Ufpe) Ao longo da história da ciência, diversos modelos atômicos foram propostos até chegarmos ao modelo atual. Com relação ao modelo atômico de Rutherford, podemos afirmar que:

- ( ) foi baseado em experimentos com eletrólise de soluções de sais de ouro.  
 ( ) é um modelo nuclear que mostra o fato de a matéria ter sua massa concentrada em um pequeno núcleo.  
 ( ) é um modelo que apresenta a matéria como sendo constituída por elétrons (partículas de carga negativa) em contato direto com prótons (partículas de carga positiva).  
 ( ) não dá qualquer informação sobre a existência de nêutrons.  
 ( ) foi deduzido a partir de experimentos de bombardeio de finas lâminas de um metal por partículas '.

6. (Ufmg) Com relação ao modelo atômico de Bohr, a afirmativa FALSA é.

- a) cada órbita eletrônica corresponde a um estado estacionário de energia.  
 b) o elétron emite energia ao passar de uma órbita mais interna para uma mais externa.  
 c) o elétron gira em órbitas circulares em torno do núcleo.  
 d) o elétron, no átomo, apresenta apenas determinados valores de energia.  
 e) o número quântico principal está associado à energia do elétron.

## 2. CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA

### DISTRIBUIÇÃO DOS ELÉTRONS AO REDOR DO NÚCLEO

O volume do átomo é determinado pelos elétrons. Como alguns desses elétrons são mais facilmente removíveis que outros, assim podemos concluir que alguns elétrons estão mais próximos do núcleo que outros.

À medida que se aproxima do núcleo, a energia potencial do elétron, devido à atração pelo núcleo, diminui, enquanto que sua velocidade e, conseqüentemente, sua energia cinética aumentam. De um modo geral a energia total do elétron aumenta à medida que ele se afasta do núcleo. Portanto, dependendo da distância do elétron ao núcleo, conclui-se que os elétrons se encontram em níveis energéticos diferentes.

Quanto mais longe do núcleo mais energia possui o elétron, desta maneira um elétron que esteja no nível 3 possui mais energia que um elétron do nível 2.

Caso um elétron saia de um nível mais afastado para um mais próximo do núcleo, deve ocorrer liberação de energia, o que ocorre normalmente na forma de radiação luminosa.

Temos exemplos disto quando estamos cozinhando e a água da panela escorre para a chama que de azul de repente fica amarela, os fogos de artifício, que usam as trocas de níveis dos elétrons, dos átomos que compõem o material que está queimando para emitirem luz de várias cores, dependendo do tipo de sal que exista junto com a pólvora.

A energia liberada forma de calor na queima da pólvora excita os elétrons dos átomos do material que estava junto com a pólvora, estes elétrons ao receberem energia pulam para níveis mais externos, mas acabam por voltarem rapidamente para suas órbitas de origem.

Agora precisam devolver a energia ganha, pois estarão indo para níveis com energia menor, agora surge uma questão importante.

De que forma se pode devolver para o ambiente a energia ganha? A resposta é luz.

Mediante estudos de espectroscopia, os cientistas podem determinar quantos níveis de energia existem nos átomos. De fato, quando um elétron adquire energia, ele se move de um nível de energia para outro, mais afastado do núcleo (nível de maior conteúdo de energia). Perdendo essa energia adquirida, o elétron a devolve ao meio em forma de radiação luminosa. Nos átomos dos elementos químicos conhecidos, podem ocorrer sete níveis de energia (contendo elétrons):

Núcleo	K	L	M	N	O	P	Q	Camada
	1	2	3	4	5	6	7	Nível

Números máximos de elétrons por camada:

Camada	K	L	M	N	O	P	Q
Nº Elétrons	2	8	18	32	32	18	2

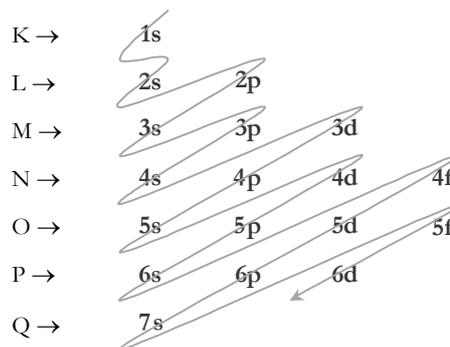
O nível de energia mais externo do átomo é denominado camada de valência e pode conter no máximo 8 elétrons.

### SUBNÍVEIS DE ENERGIA

As camadas ou níveis de energia são formados de subcamadas ou subníveis de energia, designados pelas letras s, p, d, f. E cada uma tem um número máximo de elétrons correspondente.

Subnível	s	p	d	f
Nº máx. de elétrons	2	6	10	14

Subníveis conhecidos em ordem crescente de energia podem ser vistos de forma mais clara com o Diagrama de Pauling:



Os subníveis são preenchidos sucessivamente, na ordem crescente de energia, com o número máximo de elétrons possível em cada subnível.

### ÍON - ÁTOMO QUE POSSUI CARGA.

Como já visto anteriormente, num átomo eletricamente neutro, o número de elétrons é igual ao número de prótons. Em um átomo eletricamente carregado, o número de elétrons é maior ou menor que o número de prótons. Tais átomos carregados são chamados de íons.

Importante: a existência do íon deve-se *exclusivamente* à variação do número de elétrons e nunca a uma variação do número de prótons.

Os prótons estão no núcleo do átomo e não podem ser movimentados.

Um átomo somente perde ou ganha elétrons.

#### Exemplos:

Íon sódio ( $\text{Na}^{+1}$ ): 11 prótons e 10 elétrons;

Íon cloreto ( $\text{Cl}^{-1}$ ): 17 prótons e 18 elétrons;

Quando o número de elétrons diminui, isto é, o átomo cede elétrons, o íon que resulta tem carga elétrica positiva (prevalece o número de prótons do núcleo). Neste caso, o íon recebe o nome particular de cátion, portanto cátion é um íon positivamente carregado.

Quando o número de elétrons aumenta, isto é, o átomo ganha elétrons, sucede o contrário, resultando em um íon negativamente carregado, chamado ânion.

Sempre que se forma um íon, diz-se que o átomo está ionizado.

Em cátions devem-se retirar os elétrons mais externos do átomo correspondente, ou seja, retirar os elétrons, primeiramente, da camada de valência. No caso dos ânions deve-se preencher o subnível incompleto do átomo correspondente.

### EXERCÍCIOS

1. (Pucmg) "As diferentes cores produzidas por distintos elementos são resultado de transições eletrônicas. Ao mudar de camadas, em torno do núcleo atômico, os elétrons emitem energia nos diferentes comprimentos de ondas, as cores".

("O Estado de São Paulo", Caderno de Ciências e Tecnologia, 26/12/92)

O texto anterior está baseado no modelo atômico proposto por:

- Niels Bohr
- Rutherford
- Heisenberg
- John Dalton
- J. J. Thomson

## Química

2. Responda as questões abaixo:

- Explique como um átomo passa do estado normal ao excitado.
- Explique de onde vem à luz amarela que surge ao colocarmos sal na chama de um fogão.
- O modelo dos níveis de energia que o átomo sempre acaba voltando para o seu estado normal, isto é, os elétrons têm tendência a ocupar os níveis de menor energia possível. Explique.
- Aquecendo bastante uma substância, ela começa a ejetar elétrons. De onde vem a energia que faz os elétrons saltarem?
- Explique o que acontece quando um átomo volta ao estado normal.

3. A luz de um monitor de vídeo é emitida pela substância que recobre internamente a sua parte da frente. Os átomos dessa substância - fósforo, por exemplo - recebem energia, ficam excitados e em seguida retornam ao estado normal, emitindo luz.

De onde vem à energia que faz os átomos do fósforo ficarem excitados?

4. Identifique entre os átomos a seguir, aqueles que apresentam a distribuição eletrônica correta:

- 2, 8, 13
- 2, 8, 18, 32, 18, 5
- 2, 8, 18, 19, 5
- 2, 8, 18, 32, 32, 18, 1

5. Se dois átomos tiverem núcleos iguais eles serão totalmente idênticos. Em seguida se diz que um mesmo átomo pode estar num estado normal ou num estado excitado. As duas afirmações do texto são coerentes? Explique.

6. Faça a distribuição eletrônica para o átomo de Iodo ( $Z=53$ ) de acordo com os itens:

- ordem de energia (Linus Pauling)
- ordem geométrica. (K, L, M...).

7. Faça a distribuição eletrônica para o átomo de Ferro ( $Z=26$ ) de acordo com os itens:

- ordem de energia (Linus Pauling)
- ordem geométrica. (K, L, M...).

8. Faça a distribuição eletrônica em ordem de energia e em ordem de camadas para os átomos a seguir, responda quantos elétrons de valência cada átomo possui:

- In ( $Z = 49$ )
- Tl ( $Z = 81$ )
- Cs ( $Z = 55$ )
- Pb ( $Z = 82$ )
- I ( $Z = 53$ )

9. (Uel) Considere as afirmações a seguir.

**I** - O elemento químico de número atômico 30 tem 3 elétrons de valência.

**II** - Na configuração eletrônica do elemento químico com número atômico 26 há 6 elétrons no subnível 3d.

**III** -  $3s^23p^3$  corresponde a configuração eletrônica dos elétrons de valência do elemento químico de número atômico 35.

**IV** - Na configuração eletrônica do elemento químico de número atômico 21 há 4 níveis energéticos.

Estão corretas, SOMENTE.

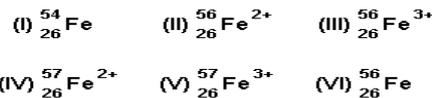
- I e II
- I e III
- II e III
- II e IV
- III e IV

10. Responda as questões a seguir:

- O que são íons? Como se formam?
- Um átomo possui 84 prótons, que tipo de íon ele tende a formar? Qual é a sua carga?

11. Qual é o número atômico do elemento químico cuja distribuição dos elétrons em suas camadas é: 2 - 8 - 18 - 2? Que íon este elemento pode formar?

12. (Uepg) Sobre as representações abaixo, assinale o que for correto.



01) I e VI são isótopos, apresentam a mesma configuração eletrônica, mas não têm a mesma quantidade de nêutrons.

02) I e II têm o mesmo número de prótons e de elétrons.

04) Embora sejam isótopos isoeletrônicos, II e IV não têm a mesma massa atômica.

08) III e V, que não têm o mesmo número de nêutrons, apresentam menor quantidade de elétrons que o átomo IV.

16) II e IV não têm o mesmo número de nêutrons nem a mesma massa atômica.

13. (Ufmg) As alternativas referem-se ao número de partículas constituintes de espécies atômicas.

A afirmativa FALSA é

- dois átomos neutros com o mesmo número atômico têm o mesmo número de elétrons.
- um ânion com 52 elétrons e número massa 116 tem 64 nêutrons.
- um átomo neutro com 31 elétrons tem número atômico igual a 31.
- um átomo neutro, ao perder três elétrons, mantém inalterado seu número atômico.
- um cátion com carga 3+, 47 elétrons e 62 nêutrons tem número de massa igual a 112.

### 3. TABELA PERIÓDICA

Em aulas anteriores entendemos o que é elemento químico. Estudaremos agora uma maneira de classificá-los e agrupá-los convenientemente, de maneira a associar os elementos com propriedades similares.

Neste esforço, até chegarmos à tabela periódica atual, existiram vários modelos, como o de J.W. Dobereiner (1829), A.E. Chancourtois (1862), J.A.R. Newlands (1866), sendo estes os mais significativos.

Em 1869, Lothar Meyer e Dimitri Ivanovich Mendeleev, independentemente criaram tabelas periódicas dos elementos, dispondo-os em ordem crescente de massa atômica ( $A=p+n$ ). Nesta tabela havia apenas 63 elementos e havia lacunas e elementos não conhecidos, ou seja: Mendeleev estava prevendo a existência de outros elementos, descobertos mais tarde.

A classificação elaborada por Mendeleev foi utilizada até 1913, quando Moseley descobriu que as propriedades dos elementos variam conforme sua carga nuclear, ou seja, a quantidade de prótons - o número atômico  $Z$ . A partir daí a tabela de Mendeleev foi corrigida dando origem a Tabela Periódica atual.

Nesta introdução histórica ao estudo da tabela periódica o aspecto mais importante que você deve guardar é que as propriedades dos elementos da tabela periódica dependem exclusivamente do seu número atômico, ou seja, quando muda o número atômico também mudam as propriedades do elemento químico.

Como o número atômico é a característica mais importante dos elementos químicos, a tabela periódica esta organizada em ordem crescente de número atômico.

#### FAMÍLIAS OU GRUPOS

Cada coluna vertical da Tabela Periódica representa uma família ou um grupo de elementos; são ao todo dezoito. A similaridade entre os elementos que pertencem à mesma família ou grupo está na sua configuração eletrônica. Os átomos de uma mesma família possuem a mesma configuração eletrônica na camada de Valência.

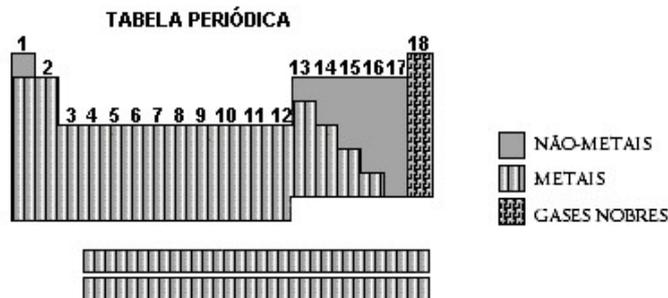
Os elementos do grupo A são chamados de representativos, para estes, o número que antecede a letra A coincide com o número de elétrons que os átomos desse grupo possuem na última camada eletrônica. Abaixo segue nomes dos grupos dos elementos representativos:

- Grupo 1A ou 1 – Família dos Alcalinos
- Grupo 2A ou 2 – Família dos Alcalinos Terrosos
- Grupo 3A ou 13 – Família do Boro
- Grupo 4A ou 14 – Família do Carbono
- Grupo 5A ou 15 – Família do Nitrogênio
- Grupo 6A ou 16 – Família dos Calcogênios
- Grupo 7A ou 17 – Família dos Halogênios
- Grupo 8A ou 18 – Família dos Gases Nobres

#### PERÍODOS OU SÉRIES

Denomina-se período ou série cada uma das linhas horizontais da tabela periódica. O número do período corresponde ao número de camadas ocupadas pelos elétrons. Daí termos sete períodos!

Como consequência da distribuição dos elementos na tabela periódica - segundo o número atômico, as propriedades químicas e a configuração eletrônica - podem caracterizá-los sob novos aspectos. Observe, agora pela versão reduzida da tabela, mais comum nos livros atuais:



#### Metais

Constituem cerca de 74% dos elementos; são bons condutores de calor e eletricidade; dúcteis e maleáveis; sólidos em condições ambiente com exceção do mercúrio que é líquido.

#### Não Metais

Constituem cerca de 20% dos elementos, porém são os mais abundantes na natureza; são maus condutores de eletricidade e calor, não são dúcteis nem maleáveis. Sólidos à temperatura ambiente: B, C, Si, P, S, As, Se, Te, I, At. Líquidos à temperatura ambiente: Br; Gasosos: N, O, F, Cl.

#### Gases Nobres

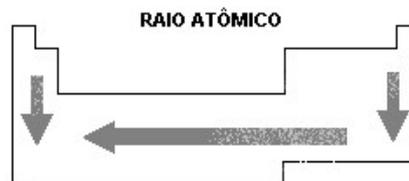
Constituem cerca de 6% dos elementos; são quimicamente inertes, ou seja, possuem baixa reatividade com outros compostos ou elementos e são encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Todos são gases em condições ambientes.

### PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS

#### TAMANHO DO ÁTOMO (RAIO IÔNICO)

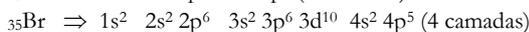
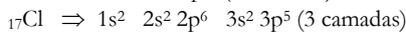
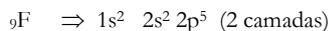
Dois fatores são determinantes na avaliação do tamanho de um átomo: o número de camadas eletrônicas e a carga nuclear (número de prótons).

Numa família, o número de camadas aumenta à medida que o número atômico aumenta, ou seja, de cima para baixo. Já num período, à medida que o número atômico aumenta, o número de camadas permanece igual, mas a carga nuclear aumenta (o número atômico aumenta), o que faz com que a atração do núcleo sobre elétrons periféricos também aumente e, conseqüentemente, o tamanho dos átomos seja menor. Assim, num período o tamanho do átomo aumenta da direita para a esquerda.



#### Exemplo:

Família 17 ou 7A



Neste caso, o elemento bromo é o maior dentre os três já que possui o maior número de camadas eletrônicas.

## POTENCIAL DE IONIZAÇÃO

Chamamos de Potencial de Ionização ou Energia de Ionização, a medida de energia necessária para retirar um elétron de um átomo que está no estado gasoso e isolado, formando-se assim, um íon gasoso positivo (átomo carregado com carga positiva).

Numa família, à medida que aumenta o tamanho do átomo, aumenta a facilidade para a remoção de um elétron de valência. Portanto, quanto maior o tamanho do átomo, menor a energia de ionização. Logo, a energia de ionização aumenta de baixo para cima.

Num período, o tamanho do átomo aumenta da direita para esquerda e, como a atração do núcleo sobre os elétrons de valência diminui à medida que se têm mais camadas eletrônicas, quanto maior o átomo, menor a energia de ionização. O que significa que, num período, a energia de ionização aumenta da esquerda para a direita.

Observe que em átomos pequenos, mesmo os elétrons da última camada estão mais próximos do núcleo do que num átomo grande e conseqüentemente mais atraídos pelo núcleo do átomo, sendo assim a energia necessária para retirar um elétron da última camada é maior, ou seja, a energia de ionização é maior.

Quando o átomo é grande os elétrons da última camada estão longe do núcleo e conseqüentemente menos atraídos por este, desta maneira podem deixar o átomo com facilidade, a energia necessária para retirar desta última camada é pequena, por isto átomos grandes possuem baixa energia de ionização.



**Observação:** esta propriedade não é válida para os gases nobres, pois estes já possuem última camada completa não necessitando receber ou perder elétrons nesta camada.

## ELETRONEGATIVIDADE

É a amizade pelos elétrons, átomos pequenos atraem elétrons com facilidade, pois os elétrons da última camada, onde tudo acontece em química, estão mais próximos do núcleo do que em átomos grandes.

Quanto maior a atração sobre a última camada mais facilmente ela poderá receber elétrons.

Um átomo pequeno ao receber um elétron nesta última camada acaba liberando muita energia, já um átomo grande, como atrai pouco os elétrons, ao receber um elétron na última camada acaba por liberar pouca energia.

No item acima, vimos que potencial de Ionização é o nome dado à energia que precisamos “injetar” num átomo para retirar um elétron, formando um íon positivo. Eletroafinidade ou afinidade eletrônica é o contrário, ou seja, é a medida da energia liberada por um átomo isolado no estado gasoso ao receber um elétron, formando um íon gasoso negativo (ânion).

À medida que o tamanho do átomo diminui, o elétron que o átomo adquiriu é mais atraído pelo núcleo. Com isso, o ânion fica mais estável e, portanto, ocorre uma liberação de energia maior. Logo, à medida que o tamanho do átomo diminui, a eletroafinidade aumenta.

Então, numa família, a eletroafinidade aumenta de baixo para cima. Num período, como o tamanho do átomo diminui da esquerda para a direita, a eletroafinidade aumenta nesse mesmo sentido.



**Observação:** esta propriedade não é válida para os gases nobres, pois estes já possuem última camada completa não necessitando receber ou perder elétrons nesta camada.

## ELETRONEGATIVIDADE

Resultando da ação conjunta da energia de ionização e da eletroafinidade temos uma propriedade pela qual um átomo apresenta maior ou menor tendência em atrair elétrons para si – a eletronegatividade.

Linus Pauling estabeleceu uma escala de valores para a eletronegatividade, atribuindo ao elemento flúor o maior valor: 4,0.

Este valor indica que o elemento Flúor possui uma forte capacidade atrair elétrons para si. Numa disputa entre de elétrons de eletronegatividade diferente o mais eletronegativo ficará negativo e menos eletronegativo ficará positivo. Um detalhe importante a lembrar é que não existem elementos químicos diferentes com a mesma eletronegatividade.

Quem atrai elétrons fica negativo e quem doa elétrons fica positivo.

A variação da eletronegatividade na tabela periódica é igual à da eletroafinidade, pois representam um mesmo comportamento para os átomos.

Os elementos mais eletronegativos da tabela periódica ficam do lado direito, são chamados de não metais em sua maioria.

## EXERCÍCIOS

- Responda as questões a seguir:
  - Quantos períodos existem na Tabela Periódica?
  - Dê o nome e o símbolo de pelo menos um elemento químico do grupo VII A (halogênio) da Tabela Periódica.
  - Se um certo átomo de um elemento químico possui 4 camadas na sua eletrosfera, em que período da Tabela Periódica podemos localizá-lo?
- Um elemento químico encontra-se no terceiro período da Tabela Periódica. Quantas camadas eletrônicas devem existir na eletrosfera de seus átomos?
- Qual o critério de ordenação dos elementos na tabela periódica?

4. (Cesgranrio) Dados os elementos de números atômicos 3, 9, 11, 12, 20, 37, 38, 47, 55, 56 e 75, assinale a opção que só contém metais alcalinos:
- a) 3, 11, 37 e 55
  - b) 3, 9, 37 e 55
  - c) 9, 11, 38 e 55
  - d) 12, 20, 38 e 56
  - e) 12, 37, 47 e 75

5. (Cesgranrio) Fazendo-se a associação entre as colunas a seguir, que correspondem às famílias de elementos segundo a Tabela Periódica, a seqüência numérica será:

- |                              |     |           |
|------------------------------|-----|-----------|
| 1- Gases Nobres              | ( ) | Grupo 1 A |
| 2- Metais Alcalinos          | ( ) | Grupo 2 A |
| 3- Metais Alcalinos Terrosos | ( ) | Grupo 6 A |
| 4- Calcogênios               | ( ) | Grupo 7 A |
| 5- Halogênios                | ( ) | Grupo O   |

- a) 1, 2, 3, 4, 5
- b) 2, 3, 4, 5, 1
- c) 3, 2, 5, 4, 1
- d) 3, 2, 4, 5, 1
- e) 5, 2, 4, 3, 1

6. (Unerp) Considere os átomos dos seguintes elementos:

- I - Átomo de K
- II - Átomo de F
- III - Átomo de Rb

Considere as seguintes bolas:

- A - bola de tênis
- B - bola de pingue-pongue
- C - bola de gude

Para representar, com as bolas, os átomos, a melhor seqüência seria:

- a) 1-B, 2-A, 3-C.
- b) 1-B, 2-C, 3-A.
- c) 1-C, 2-A, 3-B.
- d) 1-C, 2-C, 3-A.
- e) 1-C, 2-C, 3-B.

7. (Uel) Considere as afirmações a seguir, acerca da tabela periódica.

- I - Na família 6A, a eletronegatividade aumenta de cima para baixo.
- II - Os números atômicos dos elementos químicos aumentam da esquerda para a direita, nos períodos.
- III - Na família 1A, a energia de ionização aumenta de baixo para cima.
- IV - A eletronegatividade aumenta da esquerda para a direita, nos períodos.
- V - Na família 7A, a temperatura de ebulição aumenta de cima para baixo.

As afirmações corretas são em número de

- a) 5
- b) 4
- c) 3
- d) 2
- e) 1

8. (Ufv) Considere as afirmativas abaixo:

- I - A primeira energia de ionização é a energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro no estado gasoso.
- II - A primeira energia de ionização do sódio é maior do que a do magnésio.
- III - Nos períodos da tabela periódica, o raio atômico sempre cresce com o número atômico.
- IV - A segunda energia de ionização de qualquer átomo é sempre maior do que a primeira.

São afirmativas CORRETAS:

- a) I, II, III e IV
- b) I e IV
- c) I e II
- d) II e III
- e) II e IV

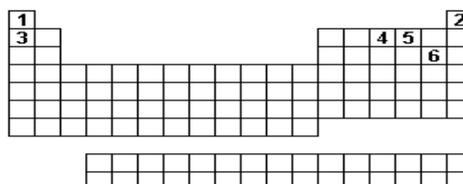
9. (Unb) Uma das atividades importantes realizadas pelos químicos é o estudo de propriedades químicas macroscópicas observadas em substâncias simples e

compostas. A constatação de regularidades permite ao químico elaborar teorias para explicar, ao nível microscópico, essas propriedades.

A posição de um elemento no quadro periódico permite deduzir algumas propriedades de seus átomos, de sua(s) substância(s) simples e de substâncias compostas nas quais ele está presente. Considerando as propriedades periódicas mais comumente estudadas, julgue os itens que se seguem.

- (1) O potencial de ionização é uma propriedade dos átomos dos elementos químicos.
- (2) A eletronegatividade é uma propriedade da grafite e do diamante.
- (3) Em um mesmo grupo da tabela periódica, os elementos localizados nos últimos períodos têm raio menor que aqueles localizados nos primeiros períodos.
- (4) Tanto para os elementos representativos quanto para os de transição, dentro de um mesmo grupo, as propriedades químicas são muito semelhante.

10. (Fuvest) Um astronauta foi capturado por habitantes de um planeta hostil e aprisionado numa cela, sem seu capacete espacial. Logo começou a sentir falta de ar. Ao mesmo tempo, notou um painel como o da figura:



Em que cada quadrado era uma tecla. Apertou duas delas, voltando a respirar bem. As teclas apertadas foram

- a) 1 e 2
- b) 2 e 3
- c) 3 e 4
- d) 4 e 5
- e) 5 e 6

11. (Unesp) Nesta tabela periódica, os algarismos romanos substituem os símbolos dos elementos.

I																		II
																		III
			IV		V		VI											VII
							X											

Sobre tais elementos, é correto afirmar que:

- a) I e II são líquidos à temperatura ambiente.
- b) III é um gás nobre.
- c) VII é um halogênio.
- d) o raio atômico de IV é maior que o de V e menor que o de IX.
- e) VI e X apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas.

## 4. LIGAÇÕES QUÍMICAS I

Os químicos entendem as propriedades da matéria através dos tipos de ligações que mantêm os átomos juntos. Por que, por exemplo, o fosfato de cálcio é tão duro que a natureza o adotou para a formação dos ossos? Por que é tão difícil fazer aviões e foguetes mais fortes e mais leves? Responder a perguntas como estas depende do entendimento dos diferentes tipos de ligação e como estas podem originar compostos com diferentes propriedades. É raro encontrarmos na natureza substâncias cuja unidade elementar seja um átomo isolado. Os principais exemplos são os gases nobres. Os demais átomos sempre aparecem associados a outros átomos, buscando a sua estabilidade - estar com sua camada de valência completa.

Uma ligação química é uma união entre átomos. Assim como o casamento une pessoas, as ligações químicas unem átomos. Qualquer transformação química ocorre na eletrosfera do átomo. Elas só acontecem porque existem interações entre as eletrosferas dos átomos participantes.

Na natureza, todos os sistemas tendem a adquirir a maior estabilidade possível. Os átomos ligam-se uns aos outros buscando sua estabilidade. Alguns gases nobres são as únicas substâncias formadas por átomos estáveis, por isso não se ligam a outros átomos, isto porque estes átomos são os únicos que possuem a camada de valência completa, isto é, com oito elétrons (ou dois, no caso da camada K do elemento He – hélio).

**Conclusão:** o preenchimento da camada de valência com oito elétrons (ou dois, no caso da camada K) aumenta a estabilidade do átomo.

### TEORIA DO OCTETO

Os átomos dos elementos ligam-se uns aos outros na tentativa de completar sua camada de valência com 8 elétrons, ou seja, eles tentam adquirir a configuração eletrônica do gás nobre pertencente ao seu período. Isso pode ser conseguido de diversas maneiras, dando origem a diversos tipos de ligações químicas.

### TIPOS DE LIGAÇÕES

As ligações químicas podem ser de três tipos:

- Ligação iônica
- Ligação covalente
- Ligação metálica

Cada tipo de ligação química entre os átomos forma conjuntos de átomos com propriedades distintas.

Quando os átomos se ligam por ligações iônicas formam materiais sólidos a temperatura ambiente, resistentes ao aquecimento apresentando altos pontos de fusão e ebulição, condutores de corrente elétrica quando dissolvidos em água, ou quando estão fundidos apresentando seus íons de maneira livre.

Quando os átomos se ligam por ligações covalentes, dá origem a conjuntos de átomos que formam materiais sólidos, líquidos ou gasosos a temperatura ambiente, não são capazes de conduzir corrente elétrica no estado sólido, normalmente não são tão resistentes ao calor, e quando aquecidos apresentam pontos de fusão e ebulição muito menores do que os materiais iônicos apresentados acima.

Desta maneira devemos estudá-las de maneira a entender como a ligação entre os átomos vai determinar as propriedades macroscópicas do material.

### LIGAÇÃO IÔNICA

O princípio da ligação iônica é a transferência de elétrons. Existem átomos que cedem elétrons e átomos que ganham elétrons. Um átomo dá elétrons (ficando com carga positiva) e outro átomo recebe elétrons (ficando com carga negativa).

Vejam quem é quem:

Os metais são átomos grandes e possuem baixa energia de ionização, pequena eletronegatividade, possuem poucos elétrons na última camada (1, 2 ou 3); assim têm a tendência de perdê-lo. Experiências mostraram que os metais perdem com facilidade até três elétrons, formando cátions (íons positivos) com até três cargas positivas.

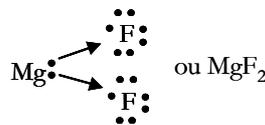
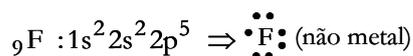
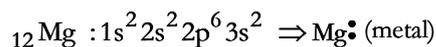
Já os não-metais são átomos pequenos e possuem alta eletronegatividade, grande tendência de ganhar elétrons, geralmente possuem de cinco a sete elétrons na camada de valência e por isso tendem a receber até três elétrons até adquirirem configuração eletrônica de gás nobre (Teoria do Octeto = oito elétrons na última camada), transformando-se em ânions (íons negativos).

O conjunto estável de átomos ligados entre si, apenas por ligações iônicas, recebe o nome de composto.

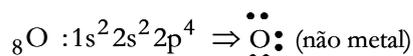
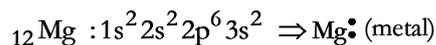
Podemos representar a ligação iônica utilizando a distribuição eletrônica em subníveis de energia para descobrir quantos elétrons os elementos que participam da ligação química possuem na sua última camada, chamada de camada de valência (maior nível de energia com elétrons), com este dado em mão pode-se montar a chamada **Fórmula Eletrônica (Lewis)** que indica os elétrons da camada de valência de cada átomo e também os pares eletrônicos que estabelecem as ligações químicas. Nesta representação cada elétron é indicado por um ponto ou asterisco.

Observe os dois exemplos:

#### Exemplo 1



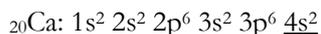
#### Exemplo 2



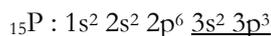
Costuma-se usar o termo valência para indicar a capacidade de ligação dos elementos. Nos exemplos dados, o oxigênio e o magnésio são bivalentes, ou seja, fazem duas ligações.

Conhecendo as valências dos átomos que vão se ligar formando o composto iônico, podemos descobrir o íon-fórmula.

Observe:

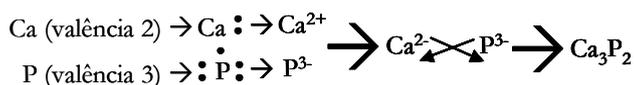


→ família 2A (metal): perde 2 elétrons  
Valência +2 (positivo)



→ família 5A (não-metal): ganha 3 elétrons  
Valência +3 (negativo)

No íon-fórmula o índice de um corresponde à valência do outro, escreve-se primeiro o cátion e depois o ânion, ou seja, em ordem crescente de eletronegatividade.



**Atenção:** apesar da configuração do hidrogênio ser  $1s^1$ , ele não é doador de elétron. Ele compartilha o seu elétron; não cede e nem ganha. Por isso, trata-se de um outro tipo de ligação. Normalmente ele tende a compartilhar um elétron, fazendo a ligação do capítulo seguinte com outros átomos. Lembre-se disto.

## EXERCÍCIOS

1. A ligação iônica ocorre entre:

- metal + metal
- metal + ametal
- ametal + ametal
- metal + gás nobre
- ametal + gás nobre

2. Cátions e ânions unidos são encontrados em:

- misturas comuns
- misturas homogêneas
- misturas heterogêneas
- compostos iônicos
- compostos moleculares

3. Sabendo-se que a fórmula do sulfeto de alumínio é  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , quantos elétrons são previstos para as camadas de valência dos átomos de alumínio e de enxofre?

4. Na ligação iônica, os metais cedem os elétrons da camada de valência e adquirem carga:

- positiva
- negativa
- neutra
- nula
- não adquirem carga elétrica

5. Na ligação iônica os ametais recebem elétrons em suas camadas de valência e adquirem carga:

- positiva
- negativa
- neutra
- nula
- não adquirem carga elétrica

6. Responda as questões abaixo:

- O sódio, possui 1 elétron em sua camada de valência. Para atingir a estabilidade, o que deve acontecer com esse elétron?
- Quando um átomo cede elétrons, adquire carga positiva. Que nome é dado às partículas positivas formadas a partir deste fenômeno?
- O que são ânions?
- Seja o cloreto de sódio de fórmula  $\text{NaCl}$ . Sabendo-se que o sódio é um metal que apresenta 1 elétron em sua camada de valência, qual o número de elétrons da camada de valência do cloro?

7. (Unesp) Linus Pauling, recentemente falecido, recebeu o prêmio Nobel de Química em 1954, por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Através dos valores das eletronegatividades dos elementos químicos, calculados por Pauling, é possível prever se uma ligação terá caráter covalente ou iônico.

Com base nos conceitos de eletronegatividade e de ligação química, pede-se:

- Identificar dois grupos de elemento da Tabela Periódica que apresentam, respectivamente, as maiores e as menores eletronegatividades.
- Que tipo de ligação apresentará uma substância binária, formada por um elemento de cada um dos dois grupos identificados?

8. Responda as questões abaixo:

- Qual a fórmula do composto formado entre o potássio, K ( $Z=19$ ) e o enxofre, S ( $Z=16$ )?
- Qual a fórmula do composto formado entre o cálcio, Ca ( $Z=20$ ) e o enxofre, S ( $Z=16$ )?
- Que tipo de ligação química é prevista para compostos formados entre o rubídio ( $Z=37$ ) e o bromo ( $Z=35$ )?
- Qual a fórmula do composto formado entre o cálcio, Ca ( $Z=20$ ) e o flúor F ( $Z=9$ )?

9. (Fatec) Sólidos cristalinos com pontos de ebulição e fusão altos, solúveis em solventes polares e que conduzem corrente elétrica quando fundidos ou em solução, são exemplos de compostos formados por meio de ligação:

- covalente polar.
- covalente apolar.
- covalente dativa.
- iônica.
- metálica.

10. (Fatec) A propriedade que pode ser atribuída à maioria dos compostos iônicos (isto é, aos compostos caracterizados predominantemente por ligações iônicas entre as partículas) é:

- dissolvidos em água, formam soluções ácidas.
- dissolvem-se bem em gasolina, diminuindo sua octanagem.
- fundidos (isto é, no estado líquido), conduzem corrente elétrica.
- possuem baixos pontos de fusão e ebulição.
- são moles, quebradiços e cristalinos.

## 5. LIGAÇÕES QUÍMICAS II

### LIGAÇÃO COVALENTE OU MOLECULAR

Anteriormente, vimos o que acontecia quando um átomo que gosta de doar elétrons (metal) se unia a um átomo que gosta de ganhar elétrons (não metal), mas o que aconteceria se tentássemos unir dois átomos que possuem o mesmo comportamento como dois não metais, ou seja, dois átomos que gostam de ganhar elétrons.

Como será que estes átomos podem se ligar?

Como os dois querem ganhar então, ninguém doa elétrons, não ocorre formação de cargas como na ligação iônica.

Para um melhor entendimento vamos começar com um exemplo, observe a configuração eletrônica do átomo de cloro:

Átomo	Estrutura Eletrônica	Esquema de Lewis
$_{17}\text{Cl}$	K L M 2 8 7	

A última camada (M) possui sete elétrons e, como sabemos, o átomo precisa de mais um elétron para se tornar estável. Entretanto, a substância cloro aparece na natureza na forma  $\text{Cl}_2$ , como é possível este ser um composto estável, se os dois átomos precisam de um elétron? O que acontece é que nesta situação a estabilidade é adquirida não pela transferência de elétrons e sim pelo compartilhamento deles: os átomos se associam e passam a dividir um par de elétrons.

Através do exemplo dado no início, o par de elétrons assinado pertence aos dois átomos simultaneamente e, com isso, cada átomo fica com oito elétrons na camada de valência. Este tipo de ligação recebe o nome de ligação covalente ou molecular. Cada átomo ligante contribui, neste caso, com um elétron para formar o par covalente. O conjunto estável de átomos ligados entre si, apenas por ligações covalentes, recebe o nome de molécula. Veja as diferentes formas de se representar uma molécula:

Fórmula Eletrônica (Lewis)	Fórmula Estrutural plana	Fórmula Molecular
	$\text{Cl}-\text{Cl}$	$\text{Cl}_2$
	$\text{O}=\text{O}$	$\text{O}_2$
	$\text{H}-\text{Cl}$	$\text{HCl}$
	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\text{H}_2\text{O}$

**Fórmula eletrônica (Lewis):** indica os elétrons da camada de valência de cada átomo, bem como os pares eletrônicos que estabelecem as ligações.

**Fórmula estrutural plana:** indica as ligações entre os átomos através de traços, em que cada um deles representa um par eletrônico.

**Fórmula molecular:** indica a quantidade de átomos de cada elemento que constitui a molécula.

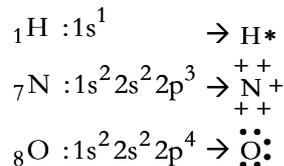
### LIGAÇÃO COVALENTE DATIVA

É um caso especial de ligação covalente, a ligação que se estabelece entre átomos através de um par de elétrons, somente

se, nesse caso, os dois elétrons são provenientes apenas de um dos dois átomos participantes da ligação.

O átomo que fornece o par coordenado ou dativo está geralmente com seu octeto completo, enquanto o que recebe tende a completá-lo.

Vejam o exemplo com o ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ). Para os átomos isolados, temos:



O hidrogênio precisa de um elétron e se associa através de uma ligação covalente com o oxigênio, formando um par eletrônico:



O oxigênio fica com 7 elétrons, precisando então formar mais um par eletrônico. Assim se associa com o nitrogênio através de mais uma ligação covalente:



Agora o oxigênio também está completo, mas o nitrogênio precisa de mais dois elétrons. Então ele estabelece dois pares eletrônicos com um segundo átomo de oxigênio, também através de uma dupla ligação covalente:



Assim todos os átomos ficam completos. Contudo, ainda falta um átomo de oxigênio para se chegar à fórmula do ácido nítrico. Como encaixar mais um oxigênio se todos os átomos estão completos?



Surge então este caso especial de ligação covalente. O átomo de oxigênio que está faltando se liga ao nitrogênio através de um par eletrônico que vem só do nitrogênio.

Este tipo de ligação é a covalente dativa ou coordenada e se estabelece quando o par eletrônico vem de um dos átomos apenas. Na fórmula estrutural plana, essa ligação é representada por uma seta que parte do átomo que contribui com o par eletrônico. Vejam então as fórmulas do ácido nítrico:

	Fórmula de Lewis
$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\uparrow}\text{N}-\text{O}$	Fórmula estrutural plana
$\text{HNO}_3$	Fórmula molecular

A ligação coordenada só ocorre se o átomo que vai contribuir com o par eletrônico estiver estabilizado pela covalente simples e tiver pares de elétrons disponíveis.

**Observação:** a ligação covalente dativa difere da covalente simples apenas quanto à origem do par eletrônico compartilhado.

## LIGAÇÃO METÁLICA

Como se explica o fato de todo metal ser um bom condutor de eletricidade no estado sólido?

Os metais são bons condutores de eletricidade por causa da facilidade com que os elétrons se movimentam, pois se encontram livres. Isso ocorre porque os metais têm baixa energia de ionização, ou seja, a atração sobre os elétrons é baixa, lembra?

Temos, então, uma estrutura formada por cátions em posições fixas cercados por um "mar de elétrons", provenientes da camada de valência. A interação entre os elétrons livres (-) e os cátions (+) determina a estrutura cristalina dos metais e uma série de propriedades características: maleabilidade, ductibilidade, boa condutibilidade térmica e elétrica, alto ponto de fusão, brilho e resistência à tração.

## LIGAS METÁLICAS

Sabemos que as ligas são ligas metálicas, ou seja, uma mistura de dois ou mais metais. As ligas são fabricadas com os metais no estado fundido (líquido), que se solidificam com o resfriamento.

Existem vários tipos de ligas, entre elas:

- Latão: liga de cobre e zinco
- Bronze: cobre e estanho
- Aço: ferro e carbono (apesar de carbono não ser metal)
- Ouro 18 quilates (18K): é uma liga que tem 75% de ouro e 25% de prata ou cobre. O ouro 24K é ouro puro.
- Aço inoxidável: liga de ferro, carbono, níquel e cromo.
- Amálgamas: São ligas que contém mercúrio (Hg).

As ligas são usadas para muitos propósitos, tais como construção, transportes e para a indústria eletrônica. Esses metais que compõem as ligas possuem seus átomos ligados por ligações metálicas.

E em sua maioria estes metais são obtidos pela extração mineral, e estão presentes em regiões e proporções diferentes na crosta terrestre, veja tabela:

Superfície da crosta terrestre	
Elemento	% em massa
O	46,6
Si	27,7
Al	8,1
Fe	5,0
Ca	3,6
Na	2,8
K	2,6
Mg	2,1
Total dos demais	1,5

Atente para o fato de o elemento químico mais abundante da crosta terrestre ser o oxigênio, como você explicaria isto?

## EXERCÍCIOS

1. Nos compostos moleculares, os átomos se unem por ligações covalentes que são formadas por:

- a) doação de elétrons
- b) recepção de elétrons
- c) doação de prótons
- d) recepção de prótons
- e) compartilhamento de elétrons

2. A ligação covalente ocorre entre:

- a) metal + ametal
- b) ametal + ametal
- c) ametal + metal
- d) metal + metal
- e) não metal + metal

3. Dados os elementos químicos com seus símbolos e números atômicos:

- I) Hidrogênio é H (Z = 1)
- II) Oxigênio é O (Z = 8)
- III) Sódio é Na (Z = 11)
- IV) Enxofre é S (Z = 16)
- V) Cálcio é Ca (Z = 20)

Unem-se por ligações covalentes, átomos de:

- a) H/O e H/Na
- b) O/Na e O/S
- c) Na/S e S/Ca
- d) S/H e S/O
- e) Ca/Na e Ca/H

4. O hidrogênio combina-se com ametais por meio de ligações covalentes. Assim, a fórmula do composto formado entre o hidrogênio e o bromo será:

Dados: H (Z = 1) e Br (Z = 35)

- a) HBr
- b) H<sub>2</sub>Br
- c) HBr<sub>2</sub>
- d) H<sub>3</sub>Br
- e) HBr<sub>3</sub>

5. Qual dos elementos liga-se ao oxigênio (Z=8) por ligação covalente?

- a) Sódio - Na (Z = 11)
- b) Potássio - K (Z = 19)
- c) Neônio - Ne (Z = 10)
- d) Argônio - Ar (Z = 18)
- e) Fósforo - P (Z = 15)

6. (Mackenzie) A estrutura que possui somente ligações covalentes normais é:

- a) K<sup>+</sup>I<sup>-1</sup>
- b) O=O->O
- c) H-O-Cl->O
- d) Na<sup>+</sup><sup>-1</sup>O-H
- e) O=O

7. (Ufrs) Um elemento X que apresenta distribuição eletrônica em níveis de energia, K=2, L=8, M=8, N=2, forma com.

- a) um halogênio Y um composto molecular XY.
- b) um calcogênio Z um composto iônico XZ.
- c) o hidrogênio um composto molecular HX.
- d) um metal alcalino M um composto iônico MX.
- e) um halogênio R um composto molecular X<sub>2</sub>R.

## 6. NÚMERO DE OXIDAÇÃO NOX

### NOX

O número de oxidação pode ser entendido como a tendência de carga dos elementos químicos.

Os metais tendem a perder elétrons e ficam positivos, veja o caso do sódio, metal da família 1A. Tende a perder seu único elétron da camada de valência ficando com carga +1, dizemos que o Sódio fica com Nox +1.

Os não metais tendem a ganhar elétrons e ficam negativos, veja o caso do oxigênio, não metal da família 6A. Tende a ganhar dois elétrons para completar sua camada de valência (regra do oito) ficando com carga -2, dizemos que o Oxigênio fica com Nox -2.

O número de oxidação (Nox) está associado à carga de um elemento, numa molécula ou num íon.

O Nox de um elemento, sob forma de um íon monoatômico, é igual à carga desse íon, portanto é igual a eletrovalência do elemento nesse íon.

O Nox de um elemento numa molécula e num íon composto é a carga que teria o átomo desse elemento supondo que os elétrons das ligações covalentes e dativas se transferissem totalmente do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo, como se fosse uma ligação iônica.

#### Regras práticas para o cálculo do Nox:

- 1) Em uma fórmula molecular ou iônica, a  $\Sigma_{\text{Nox}} = 0$ .
- 2) Em substâncias simples como ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{Fe}_{(s)}$ ), o Nox é zero (0).
- 3) Em íons polinucleares ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NH}_4^{1+}$ ...), a  $\Sigma_{\text{Nox}} =$  carga elétrica do íon. O soma dos Nox dos elemntos que compõem o íon é igual à carga acima do íon.
- 4) Em íons mononucleares (um só átomo) o Nox é a própria carga acima do elemento,  $\text{Cl}^{-1}$  possui Nox -1,  $\text{Al}^{+3}$  possui Nox +3.
- 5) Em algumas situações como as descritas na tabela a seguir, os elementos abaixo apresentam sempre o mesmo Nox:

Esquerda	Direita
Nox fixo	Nox fixo
1A = +1	7A = -1
2A = +2	5A = -3
3A = +3	6A* = -2
Ag = +1	
Zn = +2	
Al = +3	

- 6) Nox variável:

O elemento oxigênio apresenta Nox variável de acordo com a seguinte regra:

Óxidos Normais: $\text{O}^{-2}$	Nox = -2 Ex: $\text{CO}_2$ , $\text{NO}$ , $\text{SO}_2$ , $\text{SO}_3$
Peróxido: $\text{O}^{-1}$	Nox = -1 Ex: $\text{H}_2\text{O}_2$
Superóxidos: $\text{O}^{-1/2}$	Nox = -1/2

O hidrogênio é menos eletronegativo que todos os não-metais e semimetais; por isso, quando ligado a esses elementos, tem Nox positivo e sempre igual a +1. O hidrogênio é mais eletronegativo que os metais; por isso, quando ligado a esses elementos, tem Nox negativo e sempre igual a -1.

H-Cl, o hidrogênio possui Nox +1, assim como nas moléculas de H-F,  $\text{H}_2\text{O}$ , por exemplo.

#### Considerando-se os compostos inorgânicos:

Observe que nestas situações o H aparece do lado direito da fórmula.

$\text{NaH}$ , o hidrogênio possui Nox -1, assim como nas moléculas  $\text{KH}$ ,  $\text{LiH}$  por exemplo.

#### Considerando-se os compostos inorgânicos:

Observe que nestas situações o H aparece do lado esquerdo da fórmula.

Observe que ao analisarmos compostos binários (dois elementos químicos) o elemento mais eletronegativo, fica com carga negativa, enquanto que o elemento menos eletronegativo fica com carga positiva.

### OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

**Oxidação** é a perda de elétrons por um elemento químico, neste processo o Nox do elemento que esta perdendo elétrons aumenta. Veja o exemplo a seguir:  $\text{Li}^{+1} + 1e^- \Rightarrow \text{Li}^0$

**Redução** é o ganho de elétrons por um elemento químico, neste processo o Nox do elemento que esta ganhando elétrons diminui. Veja o exemplo a seguir:  $\text{Fe}^{+3} + 3e^- \Rightarrow \text{Fe}^0$

Lembre-se das seguintes frases:

O Nox do elemento aumentou o elemento oxidou.

O Nox do elemento diminuiu o elemento reduziu.

#### Agente Oxidante e Agente Redutor:

Agente oxidante é o elemento químico que causa a oxidação de outro elemento químico, portanto sofre redução.

Agente redutor é o elemento que causa a redução de outro elemento químico, portanto sofre oxidação:

#### Não esqueça:

Agente Oxidante é a **substância** que contém o elemento químico que sofre redução

Agente redutor é a **substância** que contém o elemento químico sofre oxidação.

#### Reação de Oxiredução:

É toda reação química, onde ocorre variação de Nox de algum elemento químico, nesta reação obrigatoriamente ocorrem os processos de oxidação e redução ao mesmo tempo.

Ou seja, é impossível que ocorra oxidação (perda de elétrons) sem que ocorra redução (ganho de elétrons).

Afinal se um elemento perde elétrons (oxidação), estes elétrons devem ir para algum lugar (redução), não podem simplesmente sumir.

Por outro lado, como pode um elemento ganhar elétrons (redução) sem que estes elétrons tenham saído de algum elemento (oxidação).

## EXERCÍCIOS

1. (Puccamp) Descobertas recentes da Medicina indicam a eficiência do óxido nítrico, NO no tratamento de determinado tipo de pneumonia. Sendo facilmente oxidado pelo oxigênio a  $\text{NO}_2$ , quando preparado em laboratório, o ácido nítrico deve ser recolhido em meio que não contenha  $\text{O}_2$ . Os números de oxidação do nitrogênio no NO e  $\text{NO}_2$  são respectivamente:

- +3 e +6
- +2 e +4
- +2 e +2
- zero e +4
- zero e +2

2. (Uel) Assinale a alternativa, cujo óxido encontrado na natureza tem metal com número de oxidação +4.

- $\text{Fe}_3\text{O}_4$
- $\text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{FeO}$
- $\text{SnO}_2$

3. (Uel) Em qual dos compostos a seguir o átomo de manganês apresenta estado de oxidação mais alto?

- $\text{K}_2\text{MnO}_4$
- $\text{KMnO}_4$
- $\text{MnO}_2$
- $\text{MnO}$
- $\text{MnS}$

4. (Ufv) Considere as seguintes equações:

- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4$

Ocorre oxirredução apenas em:

- I
- II
- III
- I e III
- II e III

5. (Uel) Em qual das substâncias a seguir o átomo de oxigênio tem número de oxidação zero?

- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O}_2$
- $\text{OF}_2$
- $\text{XeO}_2$

6. (Unesp) Os números de oxidação do cromo e do manganês nos compostos  $\text{CaCrO}_4$  e  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  são respectivamente

- +2 e +2
- 2 e -2
- +6 e +7
- +6 e +6
- 6 e -6

7. (Unesp) Os números de oxidação do enxofre nas espécies  $\text{SO}_2$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  são, respectivamente:

- zero e +4.
- +1 e -4.
- +2 e +8.
- +4 e +6.
- 4 e -8.

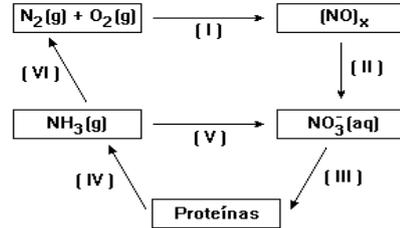
8. (Ufscar) Entre as reações indicadas, a única que envolve transferência de elétrons é:

- $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightleftharpoons \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$
- $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^{-1}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{PbCl}_2(\text{s})$

9. (Mackenzie) A equação a seguir em que não ocorre reação de óxido-redução é:

- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightleftharpoons 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
- $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightleftharpoons \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
- $2\text{HgO} \rightleftharpoons 2\text{Hg} + \text{O}_2$

10. (Unesp) O ciclo do nitrogênio na natureza pode ser representado pelo esquema:



Neste ciclo, o nitrogênio sofre um processo de

- oxidação na etapa (V).
- oxidação em todas as etapas.
- redução na etapa (I).
- redução na etapa (VI).
- redução em todas as etapas

11. (Unesp) O filme Erin Brockovich é baseado num fato, em que o emprego de cromo hexavalente numa usina termoeletrica provocou um número elevado de casos de câncer entre os habitantes de uma cidade vizinha.

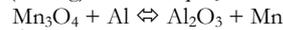
Com base somente nesta informação, dentre os compostos de fórmulas:

- $\text{CrCl}_3$  (1)
- $\text{CrO}_3$  (2)
- $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (3)
- $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (4)
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (5)

Pode-se afirmar que não seriam potencialmente cancerígenos

- o composto 1, apenas.
- o composto 2, apenas.
- os compostos 1 e 3, apenas.
- os compostos 1, 2 e 3, apenas.
- os compostos 2, 4 e 5, apenas.

12. (Pucmg) Sobre a equação de oxirredução:



É correto afirmar que:

- o alumínio sofre a oxidação na reação.
- o tetróxido de trimanganês funciona como o redutor da reação.
- o oxigênio sofre a redução na reação.
- o manganês sofre elevação de seu número de oxidação na reação.
- após o balanceamento da equação, a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas é igual a 16.

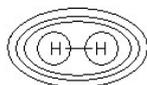
## 7. POLARIDADE DE LIGAÇÕES E DE MOLÉCULAS

### LIGAÇÃO COVALENTE APOLAR

Quando a molécula é formada por átomos com mesma eletronegatividade, átomos iguais, como em  $H_2$ , o par eletrônico não se desloca no sentido de nenhum dos átomos; logo, não temos pólos.

A ligação química entre átomos iguais (A-A) é sempre apolar.

Átomos iguais  
Ligação covalente apolar

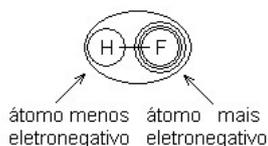


### LIGAÇÃO COVALENTE POLAR

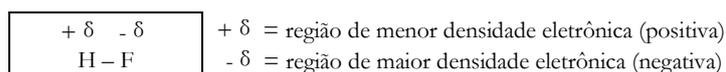
Quando a molécula é formada por átomos de eletronegatividades diferentes, átomos diferentes, como no caso da molécula de fluoreto de hidrogênio (HF), o par eletrônico se desloca no sentido do átomo mais eletronegativo, assim teremos a formação de pólos na ligação, o lado que atraiu os elétrons para mais perto de si fica negativado, já o lado que vê os elétrons se afastando fica positivado.

Na ligação covalente polar, o átomo mais eletronegativo apresenta maior densidade de elétrons próxima de si enquanto o menos eletronegativo terá a menor densidade de elétrons. Em outras palavras, o átomo mais eletronegativo vai atrair o par de elétrons para perto de si, enquanto que o átomo menos eletronegativo vai estar com o par de elétrons longe dele.

Átomos diferentes  
Ligação covalente polar



A ligação covalente polar do exemplo acima pode ser apresentada da seguinte maneira:



#### Importante:

A polaridade de uma ligação covalente aumenta com a diferença de eletronegatividade entre os átomos da ligação, quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre os átomos maior será a polaridade da ligação, desta maneira uma ligação H-F é mais polar que uma ligação H-Cl, já que o elemento químico Flúor é mais eletronegativo que o elemento químico Cloro.

Os compostos iônicos serão sempre classificados como polares, pois a formação de qualquer composto iônico prevê a formação de cargas (íons)

Qualquer ligação entre dois átomos de eletronegatividade iguais será apolar (A-A) e ligação entre dois átomos diferentes será polar (A-B).

Um ótimo exemplo de como a polaridade da molécula influencia as propriedades de uma substância química é a água, que será estudada a seguir.

#### Por que a água é vital para os seres vivos?

Para o filósofo Tales, nascido em Mileto por volta de 640 a.C., a água era a matéria básica ou o elemento a partir do qual se formavam todos os outros. Ele dizia que a Terra era um

disco que flutuava na água, sendo que nesta estava a origem de toda a vida. Assim, os seres vivos apareceram na Terra quando o Sol a secou e os mares libertaram os tesouros de seu interior. Estas antigas teorias foram revistas, mas ainda hoje a água continua sendo necessária e considerada extremamente importante à vida das células, animais e vegetais. Para se ter uma idéia disto basta que o nível de água caia 20% para provocar a morte dos tecidos de um ser vivo. E é devido a esta tamanha importância que estudaremos um pouco mais a fundo suas propriedades.

#### Estrutura geométrica da água

A água possui uma forma angular. Se traçarmos uma linha imaginária unindo o centro do átomo de oxigênio ao centro de cada um dos átomos de hidrogênio, obteremos um ângulo de aproximadamente  $109^\circ$  graus o que torna a molécula de água uma estrutura angular.

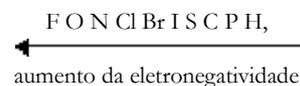
#### Polaridade da molécula de água

O oxigênio atrai os elétrons compartilhados com mais força que os hidrogênios, pois é mais eletronegativo. Esse fenômeno faz com que os elétrons fiquem mais próximos do oxigênio que dos hidrogênios. O oxigênio fica mais negativo que os hidrogênios.

Diz-se que a molécula de água é polar, pois tem um pólo positivo formado pelos hidrogênios (positivados) e um pólo negativo formado pelo oxigênio (negativado).

Essa polaridade da molécula está relacionada às propriedades físicas da água, como Ponto de Fusão (PF) e Ponto de Ebulição (PE), mais altos do que os previstos pela teoria, e a capacidade da água de dissolver sólidos iônicos (polar dissolve polar).

Para identificar se uma molécula é polar ou não inicialmente devemos verificar se existe diferença de eletronegatividade entre os átomos. Podemos identificar esta diferença através da tabela periódica, ou através da fila de eletronegatividade abaixo:



Pela fila observamos que o flúor é o elemento mais eletronegativo, e esta eletronegatividade diminui conforme se “caminha” para a direita. Assim identificamos se a molécula possui ligações químicas polares, e a partir disto identificaremos se a molécula é finalmente polar, utilizando a soma dos vetores associados a cada ligação química polar, visto em Física, onde cada ligação representa um vetor, e sempre aponta para o átomo mais eletronegativo, como mostrado no exemplo abaixo. As substâncias químicas que não formam dipolos (somente possuem ligações químicas apolares) são denominadas apolares.

Para vetores de mesma intensidade, mas direções contrárias, a soma dos dois vetores é nula.

Para vetores de qualquer intensidade, mas com direções que não são opostas, a soma não é nula.

### PROPRIEDADES FÍSICAS E QUÍMICAS DA ÁGUA

Composto	Massa molecular	Temperatura de fusão	Temperatura de ebulição
$H_2O$	18	0	100
$H_2S$	34	- 82,9	- 60,1
$H_2Se$	81	- 64	- 42
$H_2Te$	129,6	- 54	- 1,8

A tabela mostra que tanto a temperatura de fusão quanto a temperatura de ebulição de distintos compostos parecidos com a água diminuem com a redução da massa molecular.

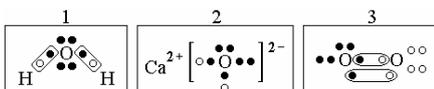
Para a água, cuja massa molecular é menor, essas temperaturas são muito superiores. O fenômeno é atribuído à grande polaridade da água, que leva à formação de interações intermoleculares do tipo ligações de hidrogênio. Que se dá pela atração entre os átomos de Hidrogênio de uma molécula e o átomo de Oxigênio de outra molécula, aumentando assim o ponto de ebulição e de fusão da água. Este fenômeno também se dá entre os átomos de hidrogênio e os átomos de flúor e nitrogênio. H ligado a F ou O ou N leva a formação de Pontes de H.

### EXERCÍCIOS

1. (Unesp) O dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), conhecido também por gás carbônico, é um óxido formado por átomos com diferentes eletronegatividades. Com base nessas informações,  
 a) explique por que a molécula de CO<sub>2</sub> é classificada como apolar.  
 b) monte a fórmula estrutural do CO<sub>2</sub> indicando os momentos dipolares de cada uma das ligações, e calcule o momento dipolar resultante (μR).

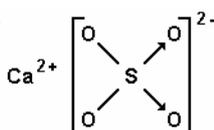
2. (Pucmg) Todas as afirmações em relação às ligações químicas estão corretas, EXCETO:  
 a) não-metal + hidrogênio é ligação covalente.  
 b) não-metal + não-metal é ligação covalente.  
 c) substância que apresenta ligações iônicas e covalentes é classificada como covalente.  
 d) metal + metal é ligação metálica.  
 e) metal + hidrogênio é ligação iônica.

3. (Mackenzie) As fórmulas eletrônicas 1, 2 e 3 ao lado, representam, respectivamente:



a) três substâncias moleculares.  
 b) uma substância composta, um óxido iônico e uma molécula apolar.  
 c) uma molécula apolar, uma substância iônica e uma substância polar.  
 d) três substâncias polares.  
 e) a água, o hidróxido de cálcio e o gás oxigênio.

4. (Mackenzie) Relativamente à fórmula estrutural ao lado, dados os números atômicos Ca=20, O=8 e S=16, é correto afirmar que:



a) existem somente ligações covalentes normais.  
 b) o oxigênio cede dois elétrons para o cálcio.  
 c) o enxofre recebe dois elétrons do cálcio.  
 d) o cálcio, no estado fundamental, apresenta seis elétrons na camada de valência.  
 e) existem duas ligações iônicas, duas ligações covalentes normais e duas ligações dativas (ou covalentes coordenadas).

5. (Uerj) A tabela abaixo apresenta pares de elementos químicos e a classificação das suas ligações interatômicas. Todos os elementos são representativos e não pertencem à família do carbono nem ao grupo dos halogênios.

Baseando-se nas informações fornecidas, podemos classificar o elemento químico de número III como:

ELEMENTOS QUÍMICOS	CARÁTER PREDOMINANTE DA LIGAÇÃO
I e II	covalente
I e III	iônico
II e III	iônico

a) metal  
 b) ametal  
 c) gás nobre  
 d) semimetal

6. (Mackenzie) A solução alcoólica de I<sub>2</sub> e KI é chamada de tintura de iodo. Os tipos de ligações que ocorrem no I<sub>2</sub> e no KI são, respectivamente:

**K** - família dos metais alcalinos      **I** - família dos halogênios

a) covalente normal e covalente normal.  
 b) iônica e covalente normal.  
 c) covalente normal e iônica.  
 d) iônica e iônica.  
 e) covalente normal e covalente coordenada (dativa).

7. (Pucmg) Relacione cada substância da primeira coluna com as propriedades da segunda coluna.

Substância	Propriedades
1. Diamante	( ) Insolúvel, sólido, bom condutor de corrente elétrica.
2. Ouro	( ) Apolar com ligações polares.
3. CO <sub>2</sub>	( ) Cristal covalente de ponto de fusão e dureza elevados.
4. CaF <sub>2</sub>	( ) Apresenta ligações polares e apolares.
5. H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	( ) Sólido, solúvel em água, altos pontos de fusão e ebulição.

Assinale a associação CORRETA encontrada:

- a) 4 - 5 - 1 - 3 - 2  
 b) 5 - 4 - 3 - 2 - 1  
 c) 3 - 2 - 5 - 4 - 1  
 d) 2 - 3 - 1 - 5 - 4  
 e) 3 - 2 - 1 - 5 - 4

8. (Puccamp) Observe os dados da tabela a seguir.

"As substâncias com moléculas... X... são insolúveis na água; o composto que apresenta ligação... Y... tem pontos de fusão e ebulição elevados".

Substância	PF(°C)	PE(°C)	Solubilidade em água
H <sub>2</sub>	-259,1	-252,9	insolúvel
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -OH	-115	78,3	solúvel
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	5,5	80,1	insolúvel
KI	681	1330	solúvel

Com o auxílio da tabela, completa-se corretamente a proposição substituindo-se X e Y, respectivamente, por:

- a) apolares e iônica.  
 b) apolares e covalente apolar.  
 c) apolares e covalente polar.  
 d) polares e metálica.  
 e) polares e iônica.

9. (Pucrs) Átomos de enxofre ligam-se com átomos de hidrogênio, carbono e sódio, formando, respectivamente, compostos:

- a) covalente polar, covalente apolar e iônico.  
 b) covalente polar, covalente apolar e metálico.  
 c) covalente polar, covalente polar e iônico.  
 d) iônico covalente apolar e metálico.  
 e) metálico covalente polar e iônico.

10. (Ufsm) Assinale verdadeira (V) ou falsa (F) em cada uma das seguintes afirmativas:

- ( ) Em condições ambientes, os compostos iônicos são sólidos que têm pontos de fusão altos.  
 ( ) Nos compostos covalentes, a ligação ocorre por compartilhamento de elétrons entre os átomos.  
 ( ) A condutividade elétrica dos metais se explica pela mobilidade dos elétrons na sua superfície.  
 ( ) As ligações iônicas ocorrem entre átomos de eletronegatividade semelhantes.  
 A seqüência correta é  
 a) F - V - V - F.  
 b) F - F - F - V.  
 c) V - F - F - F.  
 d) F - V - F - V.  
 e) V - V - V - F.

11. (Unirio) Analise a posição de alguns elementos na Classificação Periódica (Tabela A) e as suas tendências em formarem ligações químicas (Tabela B), como especificado adiante:

A única opção que relaciona corretamente o elemento químico e sua característica, quando ocorre a possível ligação, é:  
 a) 1D; 2A; 3C; 4F.  
 b) 1D; 2B; 3A; 4F.  
 c) 1D; 2F; 3E; 4C.  
 d) 1D; 2B; 3A; 4E.  
 e) 1D; 2F; 3A; 4C.

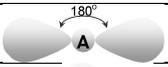
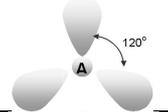
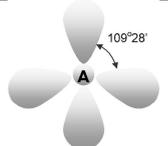
TABELA A	TABELA B
A - 5º período, 7A	1-efetua no máximo três covalências simples.
B - 6º período, 8B	2-quando se une a um ametal, transforma-se em um cátion monovalente.
C - 2º período, 6A	3-é capaz de formar até três covalências dativas.
D - 4º período, 5A	4-ao se combinar com dois átomos de hidrogênio, ainda apresenta dois pares de elétrons disponíveis.
E - 5º período, 3A	
F - 3º período, 1A	

## 8. GEOMETRIA MOLECULAR

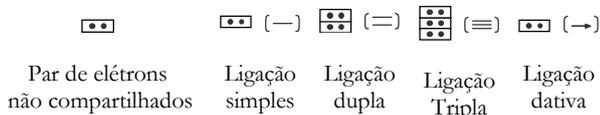
A forma geométrica das moléculas é dada pela disposição espacial dos núcleos dos átomos participantes dessas moléculas. Assim, toda molécula diatômica (formada por dois átomos) será sempre linear, pois seus núcleos sempre estarão alinhados. Veja:



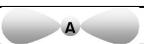
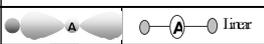
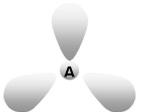
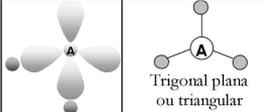
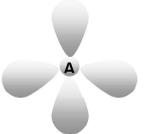
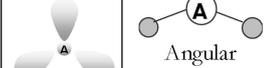
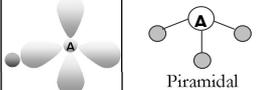
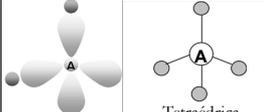
Para moléculas que apresentam mais de dois átomos em sua constituição existe uma teoria denominada Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência que iremos utilizar para determinar a geometria desses tipos de moléculas. Essa teoria está baseada na idéia de que os pares eletrônicos ao redor do átomo central, estando compartilhados ou não, comportam-se como nuvens eletrônicas que se repelem de maneira a ficar orientada no espaço com a maior distância angular possível. Vamos representar cada nuvem eletrônica (par eletrônico) ao redor do átomo central por: . Assim teremos as seguintes possibilidades:

Número total de pares ao redor do átomo central	Disposição dos pares	Orientação das nuvens
2		
3		
4		

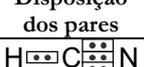
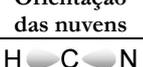
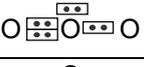
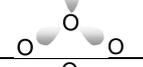
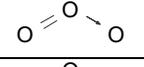
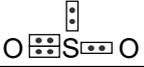
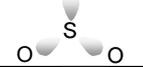
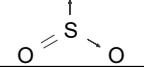
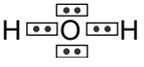
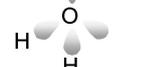
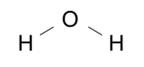
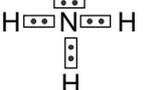
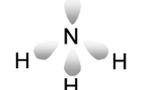
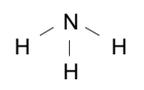
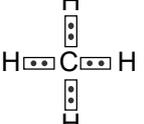
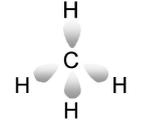
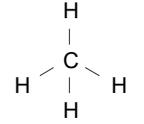
Uma característica importante deste modelo é que:



Entre dois átomos, essas ligações ocupam uma mesma região do espaço, formando uma única nuvem – logo, serão representados por  (como se fosse um único para eletrônico).

Orientação das nuvens	Número de átomos ligados ao átomo central	Geometria molecular
	2	 Linear
	2	 Angular
	3	 Trigonal plana ou triangular
	2	 Angular
	3	 Piramidal
	4	 Tetraédrica

Vamos determinar a geometria de algumas moléculas, utilizando esta teoria.

Fórmula	Disposição dos pares	Orientação das nuvens	Geometria e Ligações
H <sub>2</sub> CN			H - C ≡ N
O <sub>3</sub>			
SO <sub>3</sub>			
H <sub>2</sub> O			
NH <sub>3</sub>			
CH <sub>4</sub>			

### EXERCÍCIOS

Para resolver os exercícios 76-79 use o seguinte procedimento padrão:

- Observe os elementos que participam da fórmula molecular.
- Distribua os elementos em linha, deixando o elemento de menor atomicidade (quantidade) no meio dos demais quando for o caso. Ex: H<sub>2</sub>O
- Ache a quantidade de elétrons da camada de valência dos elementos químicos participantes através de uma tabela periódica ou fazendo a distribuição de elétrons.
- Usando os dados anteriores, monte as estruturas de Lewis para cada um dos elementos participantes.
- Use a teoria de repulsão de pares de elétrons para descobrir a geometria resultante da molécula ou use a tabela de geometria fornecida em sala de aula. Boa Sorte.

- Determine a geometria das seguintes moléculas SO<sub>2</sub>, HF, O<sub>2</sub> e CO<sub>2</sub>.
- Compare a geometria das moléculas de NH<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub> e BF<sub>3</sub>.
- Qual a geometria da molécula de CH<sub>4</sub>?

4. Qual a geometria das seguintes estruturas:

- NH<sub>4</sub><sup>+</sup>
- CO
- SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>
- CCl<sub>4</sub>
- NO<sub>3</sub><sup>-1</sup>

5. (Unesp) A partir das configurações eletrônicas dos átomos constituintes e das estruturas de Lewis,

a) determine as fórmulas dos compostos mais simples que se formam entre os elementos:

- hidrogênio e carbono;
- hidrogênio e fósforo.

b) Qual é a geometria de cada uma das moléculas formadas, considerando-se o número de pares de elétrons?

Números atômicos: H = 1; C = 6; P = 15.

6. (Ufrs) O quadro a seguir apresenta a estrutura geométrica e a polaridade de várias moléculas, segundo a "Teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência". Assinale a alternativa em que a relação proposta está INCORRETA.

	Molécula	Geometria	Polaridade
a)	SO <sub>2</sub>	angular	polar
b)	CO <sub>2</sub>	linear	apolar
c)	NH <sub>3</sub>	piramidal	polar
d)	NO <sub>2</sub>	angular	polar
e)	CH <sub>3</sub> F	piramidal	apolar

7. (Ufrs) Considere as afirmações a seguir a respeito da relação entre polaridade e geometria molecular de algumas substâncias.

I - A molécula do CO<sub>2</sub> apresenta geometria linear e não sofre deflexão num campo elétrico.

II - A geometria angular da molécula do ozônio contribui para seu caráter polar.

III - A estrutura piramidal da molécula do metano justifica a propriedade de ser um composto polar.

IV - A molécula da amônia apresenta caráter polar e estrutura planar.

Quais estão corretas?

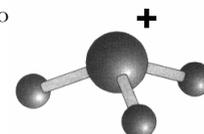
- Apenas I e II.
- Apenas I e III.
- Apenas II e IV.
- Apenas III e IV.
- Apenas I II e III.

8. (Ufsc) Considere a tabela a seguir e selecione a(s) proposição(ões) que relaciona(m) CORRETAMENTE a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas:

Fórmula	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	CCl <sub>4</sub>
Momento dipolar resultante ( $\mu_R$ )	$\mu_R = 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R = 0$

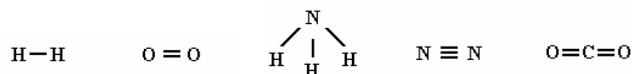
- H<sub>2</sub>O: angular e polar.
- CO<sub>2</sub>: linear e apolar.
- CCl<sub>4</sub>: trigonal e polar.
- NH<sub>3</sub>: piramidal e polar.
- CCl<sub>4</sub>: tetraédrica e apolar.

9. (Ufrs) A figura ao lado corresponde à representação tridimensional da espécie



- CH<sub>3</sub><sup>+</sup>.
- NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.
- H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.
- PH<sub>3</sub>.
- BF<sub>3</sub>.

10. (Ufpe) Assinale, entre os gases a seguir representados, o mais solúvel em água.



- Oxigênio.
- Nitrogênio.
- Hidrogênio.
- Amônia.
- Gás carbônico.

11. (Ufrs) O modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência estabelece que a configuração eletrônica dos elementos que constituem uma molécula é responsável pela sua geometria molecular. Relacione as moléculas com as respectivas geometrias:

Dados: Números atômicos

H (Z = 1), C (Z = 6), N (Z = 7), O (Z = 8), S (Z = 16)

Coluna I - Geometria molecular      Coluna II - Moléculas

- |                         |                     |
|-------------------------|---------------------|
| 1 - linear              | ( ) SO <sub>3</sub> |
| 2 - quadrada            | ( ) NH <sub>3</sub> |
| 3 - trigonal plana      | ( ) CO <sub>2</sub> |
| 4 - angular             | ( ) SO <sub>2</sub> |
| 5 - pirâmide trigonal   |                     |
| 6 - bipirâmide trigonal |                     |

A relação numérica, de cima para baixo, da coluna II, que estabelece a seqüência de associações corretas é.

- 5 - 3 - 1 - 4
- 3 - 5 - 4 - 6
- 3 - 5 - 1 - 4
- 5 - 3 - 2 - 1
- 2 - 3 - 1 - 6

## 9. FORÇAS INTERMOLECULARES

Nas aulas anteriores entendemos como e porque os átomos se ligam, formando desta maneira as moléculas. Nesta aula, é a vez de estudarmos o que faz com que as moléculas se liguem, se interajam, adquiram propriedades químicas. Essas propriedades são fundamentais para que as coisas existam, afinal, o que somos? Somos átomos que se ligam devido a suas instabilidades, formando moléculas das mais variadas formas e propriedades, que se juntam formando tudo o que existe no Universo.

As ligações iônicas e covalentes são interações muito fortes. Nas substâncias moleculares, são as ligações covalentes determinam a reatividade química e, desta forma, controlam as propriedades químicas dessas substâncias. Além dessas ligações covalentes que unem os átomos entre si **dentro das moléculas**, existem, entre as moléculas, forças atrativas elétricas mais fracas. Essas forças entre moléculas são responsáveis pelas propriedades físicas dos compostos moleculares, os quais são amplamente classificados com as forças de Van der Waals (1837-1923). Tais forças variam consideravelmente em grandeza e isto levou a algumas subclassificações convenientes:

### FORÇAS DE VAN DER WAALS

Estão divididas em dois tipos:

Forças de dispersão de London ou dipolo induzido – dipolo induzido, são forças fracas que ocorrem entre moléculas apolares.

Forças de Dipolo Permanente (FDP), são forças **médias** que ocorrem entre moléculas polares.

Além das forças de *Van der Waals*, existe uma interação muito forte entre moléculas, chamada de Ponte de Hidrogênio.

Ligações ou Pontes de Hidrogênio, que ocorre entre moléculas que possuem em sua estrutura átomo de H ligado á átomo de F ou O ou N. Deve ficar claro que Ponte H não é uma força de Van der Waals, trata-se de um caso especial muito **forte** de interação entre moléculas polares.

As interações encontradas entre moléculas são importantes, principalmente, para as substâncias nos estado líquido e sólido. No estado gasoso ideal não há, nem ligações, nem atrações e repulsões entre moléculas.

Ou seja, admitiu-se que no estado gasoso as moléculas não interajam umas com as outras, pois não existem forças intermoleculares.

É fácil entender que quanto mais fortes forem às forças intermoleculares (entre moléculas), maior deverá ser a energia necessária para separar as moléculas, conseqüentemente as mudanças de estado físico onde as moléculas se aproximam ou se afastam como fusão e ebulição deverão ocorrer a temperaturas maiores. Observe que a água vapora (ebulição) a uma temperatura maior que o álcool, ou seja, o ponto de ebulição da água é maior do que o do álcool, pois na água as moléculas estão mais fortemente ligadas, as interações intermoleculares são mais fortes (Ponte H). Para explicar este fenômeno de evaporação também poderíamos dizer que o álcool evapora mais rápido que a água, porque suas interações moleculares são mais fracas (moléculas mais fracamente ligadas) do que as da água.

Por fim deve ficar claro, que ligações químicas são diferentes de ligações intermoleculares. Veja a seguir:

**Ligação química**, nome dado a ligação entre átomos, estes átomos se ligam formam moléculas.

Somente as ligações químicas covalentes dão origem a moléculas, que depois se agrupam e dão origem a substâncias.

Na ligação iônica os átomos se ligam e formam arranjos organizados por repetição espacial chamado de retículo cristalino. Ou seja, não existem moléculas.

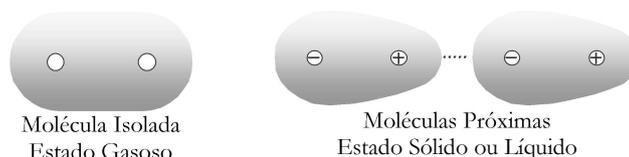
Na ligação metálica, os átomos idênticos ou não, também estão ligados espacialmente de maneira organizada formando um retículo cristalino, os átomos estão cercados por elétrons livres.

**Ligação intermolecular** ou **força intermolecular**, só ocorre entre moléculas e serão estudadas caso a caso a seguir:

### FORÇAS DE LONDON

Como moléculas apolares são eletricamente simétricas, quando os elétrons se movem em torno de um átomo, existe uma probabilidade de que, em algum instante, os elétrons estejam mais de um lado do núcleo do que do outro e que, por um breve momento, exista um dipolo em virtude do desequilíbrio de cargas.

A extremidade positiva do dipolo instantâneo induz a molécula vizinha a um outro dipolo instantâneo. Esses dipolos se atraem por um curto espaço de tempo antes de desaparecerem. Ainda que as atrações entre os dipolos instantâneos possam ser fortes, sua duração é muito curta e a atração média é muito pequena. Essa indução é mútua e formam-se dipolos induzidos.



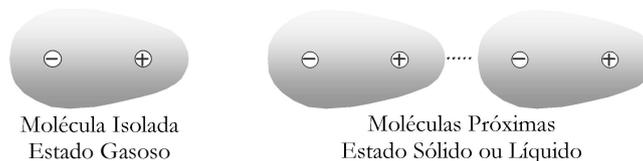
Exemplos: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, substâncias simples e todos os hidrocarbonetos.

Força de London: é a mais fraca das interações!

### FORÇAS DE DIPOLO PERMANENTE

As moléculas polares agem como se fossem dipolos elétricos permanentes reais. Então quando duas moléculas polares se aproximam uma da outra, tendem a se alinhar de tal modo que a extremidade positiva de um dipolo é dirigida para a extremidade negativa do outro. Quando isto acontece, existe uma atração eletrostática entre os dipolos moleculares.

Mas lembre-se, essa interação só ocorre entre moléculas polares, através da atração entre pólos contrários.



Exemplos: HCl, HBr, H<sub>2</sub>S, CO, CCl<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>

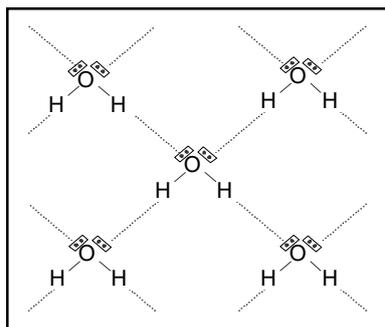
Dipolo-dipolo: interação ente moléculas média!

### LIGAÇÕES (PONTES) DE HIDROGÊNIO

A ponte de hidrogênio, por ser muito mais intensa, é um exemplo extremo da interação dipolo – dipolo e ocorre mais comumente em moléculas que apresentam átomos de hidrogênio

ligados a átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio, os quais são altamente eletronegativos, originando dipolos muito acentuados.

Veja, por exemplo, as pontes de hidrogênio existentes entre as moléculas de H<sub>2</sub>O:



**ATENÇÃO:** as Ligações de Hidrogênio estão representadas com a linha tracejada. É um erro muito comum achar que tais ligações são as representadas pelo traço contínuo, afinal traço contínuo representa ligação química e força intermolecular não é ligação química. Para não se confundir, lembre-se que esse é um tipo de interação intermolecular, ou seja, entre duas ou mais moléculas e não entre átomos de mesma molécula.

Ponte de Hidrogênio : interação intermolecular muito forte!

## SOLUBILIDADE

Ao misturarmos açúcar e água, eles interagem de tal maneira que não podemos mais distingui-los. Porém nem a água, nem o açúcar sofrem alterações em suas formas moleculares. Dizemos, então, que açúcar se dissolve na água, originando uma solução. A dissolução é um processo físico-químico que envolve o solvente (o que dissolve) e as partículas do soluto (o dissolvido), dependendo fundamentalmente, das forças intermoleculares que ligam as moléculas do solvente e as partículas do soluto.

Embora seja praticamente impossível prever se uma substância é solúvel ou não em outra, podemos avaliar cada caso através dos tipos de interações intermoleculares e estabelecer um critério.

Observando as estruturas da água e do açúcar, podemos notar a existência de grupos O-H e, portanto, entre estas duas moléculas ocorrem interações intermoleculares do tipo Ligações de Hidrogênio. Essas interações permitem explicar a grande solubilidade do açúcar.

Tanto as moléculas da água como as do açúcar são polares, o que permite uma generalização: a água, por ser polar, é um excelente solvente para substâncias polares, bem como o sal de cozinha NaCl. No entanto a água por ser polar não pode dissolver graxa (espécie de hidrocarboneto) que é uma substância apolar.

Assim, temos, genericamente que...

semelhantes tendem a dissolver semelhantes:

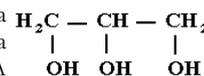
Polar → Polar

Apolar → Apolar

Ou seja, polar com polar, e apolar com apolar.

## EXERCÍCIOS

1. (Unicamp) Na produção industrial de panetones, junta-se a massa o aditivo químico U.I. Este aditivo é a glicerina, que age como umectante, ou seja, retém a umidade para que a massa não resseque demais. A fórmula estrutural da glicerina (propanotriol) é:

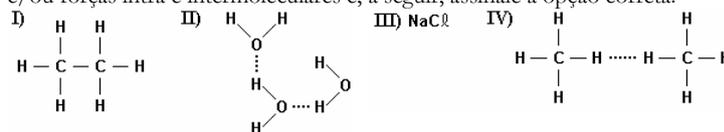


- Represente as ligações entre as moléculas de água e a de glicerina.
- Por que, ao se esquentar uma fatia de panetone ressecado, ela amolece, ficando mais macia?

2. (Ufrj) Considere a seguinte tabela a lado. Qual ou quais fatores justificam as diferenças de constantes físicas observadas neste grupo de compostos?

Substância	Massa molar	Ponto de fusão	Ponto de ebulição
N <sub>2</sub>	28,0 g/mol	-210°C	-196°C
CF <sub>4</sub>	88,0 g/mol	-150°C	-129°C
HBr	81,0 g/mol	-89°C	-67°C
H <sub>2</sub> O	18,0 g/mol	0°C	100°C

3. (Cesgranrio) Analise os compostos a seguir quanto à ocorrência de ligações e/ou forças intra e intermoleculares e, a seguir, assinale a opção correta:



- Em I, observam-se ligações eletrovalentes e, em IV, ligações covalentes e pontes de hidrogênio.
- Em I, observam-se ligações eletrovalentes e, em III, ligação covalente.
- Em II, observam-se pontes de hidrogênio e, em IV, Forças de Van der Waals.
- Em II e IV, observam-se ligações covalentes e pontes de hidrogênio.
- Em III, observa-se ligação iônica e, em IV, pontes de hidrogênio.

4. (Cesgranrio) No quadro adiante indique a opção que mantém uma correspondência correta entre a ligação química e a substância:

	iônica	covalente polar	covalente apolar	metálica	ponte de hidrogênio
a)	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	HI (l)	CO <sub>2</sub> (g)	latão (s)	etanol (l)
b)	MgBr <sub>2</sub> (s)	HCl (g)	OF <sub>2</sub> (g)	ouro 18K (s)	H <sub>2</sub> O (l)
c)	NaCl (s)	H <sub>2</sub> O (g)	N <sub>2</sub> (g)	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (s)	NH <sub>3</sub> (g)
d)	HF (l)	NH <sub>3</sub> (g)	O <sub>2</sub> (g)	Ag (s)	KH (s)
e)	CaO (s)	N <sub>2</sub> O (g)	CH <sub>4</sub> (g)	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	H <sub>2</sub> S (g)

Estados Físicos: (s) = sólido (l) = líquido (g) = gasoso

Obs: Latão = liga de Cu e Zn; Ouro 18K = liga de Au e Cu

5. (Unirio) "(...) o Corpo de Bombeiros de José Bonifácio, a 40km de São José do Rio Preto, interior de São Paulo, foi acionado por funcionários do frigorífico Minerva. O motivo foi um vazamento de amônia". (www.globonews.globo.com)

A amônia (NH<sub>3</sub>) é um gás à temperatura ambiente. Nesta temperatura suas moléculas estão pouco agregadas e, no estado líquido, elas estão mais próximas umas das outras. Assinale a opção que indica a interação existente entre suas moléculas no estado líquido.

- ligação de hidrogênio
- dipolo - dipolo
- dipolo - dipolo induzido
- dipolo induzido - dipolo induzido
- íon - dipolo

**Química**

6. (Ufscar) A tabela apresenta os valores de ponto de ebulição (PE) de alguns compostos de hidrogênio com elementos dos grupos 14, 15 e 16 da tabela periódica.

Grupo 14		Grupo 15		Grupo 16		
compostos	PE(°C)	compostos	PE(°C)	compostos	PE(°C)	
2º período	CH <sub>4</sub>	X	NH <sub>3</sub>	Y	H <sub>2</sub> O	+100
3º período	SiH <sub>4</sub>	-111	PH <sub>3</sub>	-88	H <sub>2</sub> S	-60
4º período	GeH <sub>4</sub>	-88	AsH <sub>3</sub>	-62	H <sub>2</sub> Se	Z

Os compostos do grupo 14 são formados por moléculas apolares, enquanto que os compostos dos grupos 15 e 16 são formados por moléculas polares.

Considerando as forças intermoleculares existentes nestes compostos, as faixas estimadas para os valores de X, Y e Z são, respectivamente,

- a) > - 111, > - 88 e > - 60.
- b) > - 111, > - 88 e < - 60.
- c) < - 111, < - 88 e > - 60.
- d) < - 111, < - 88 e < - 60.
- e) < - 111, > - 88 e > - 60.

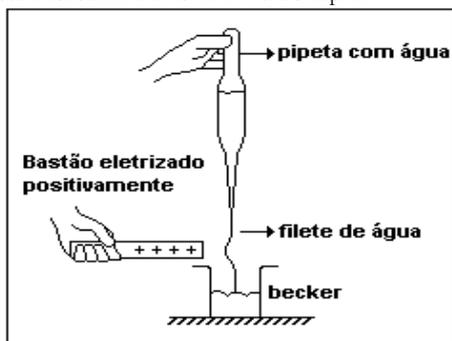
7. (Uel) Numa prova, um estudante afirmou:

“A gasolina é um elemento químico mais volátil do que a água, porque na água as moléculas se unem mais fortemente do que na gasolina. Por serem líquidos apolares, ambos são perfeitamente miscíveis”.

Quantos erros o aluno cometeu?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6

8. (Uerj) O experimento a seguir mostra o desvio ocorrido em um filete de água quando esta é escoada através de um tubo capilar.



Considerando suas ligações interatômicas e suas forças intermoleculares, a propriedade da água que justifica a ocorrência do fenômeno consiste em:

- a) ser um composto iônico
- b) possuir moléculas polares
- c) ter ligações covalentes apolares
- d) apresentar interações de Van der Waals

9. (Pucmg) Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, considerando os tipos de ligações para as espécies químicas.

Substância	Ligação química
1. Ne	( ) iônica
2. Fe	( ) covalente polar
3. NH <sub>3</sub>	( ) covalente apolar
4. KF	( ) metálica
5. O <sub>2</sub>	( ) van der Waals

Assinale a associação CORRETA encontrada:

- a) 4 - 3 - 2 - 5 - 1
- b) 3 - 4 - 5 - 1 - 2
- c) 5 - 2 - 1 - 4 - 3
- d) 4 - 3 - 5 - 2 - 1
- e) 4 - 5 - 3 - 1 - 2

10. (Ufrn) O metano (CH<sub>4</sub>) é uma substância constituinte do gás natural, utilizado como combustível para a produção de energia.

Nas condições do ambiente (a 25°C e pressão de 1,0 atm), o metano se apresenta no estado gasoso, pois suas moléculas e suas interações são, respectivamente:

TIPO DE MOLÉCULAS	TIPO DE INTERAÇÃO
a) apolares	dipolo instantâneo - dipolo induzido
b) polares	dipolo - dipolo
c) apolares	dipolo - dipolo
d) polares	dipolo instantâneo - dipolo induzido

## 10. FUNÇÕES INORGÂNICAS

Função química determina um conjunto de substâncias químicas com propriedades semelhantes que, conseqüentemente, desempenham o mesmo papel ou função nas reações químicas.

As principais funções químicas são:

Ácido, Base, Sal, Óxidos e Hidreto

### CONDUTIVIDADE ELÉTRICA EM SUBSTÂNCIAS PURAS E SOLUÇÕES

A Teoria da Dissociação Eletrolítica de Arrhenius diz que quando uma substância dissolve-se em água, vai-se dividindo em partículas cada vez menores. Em alguns casos, essa divisão pára nas **moléculas** e a solução não é capaz de conduzir corrente elétrica. Já em outros casos, a divisão vai além de moléculas que se dividem em partículas ainda menores com carga elétrica, denominadas **íons**. Nestes casos, a solução é capaz de conduzir corrente elétrica. O princípio para que uma solução possa conduzir corrente elétrica é a existência de cargas livres em solução, estas cargas livres podem ser íons, elétrons, ou qualquer coisa que tenha carga e possa se movimentar.

O fato de a solução conduzir corrente elétrica está ligado à **dissociação iônica**, que é a separação dos íons de uma **substância iônica**, quando dissolvida em água. Temos também a **ionização**, que é a formação de íons na reação de uma **substância molecular** com a água, quando esta substância molecular nela se dissolve e conduz corrente elétrica.

**Cuidado para não confundir! Use o termo correto.**

Dissociação → Para substâncias iônicas  
Ionização → Para substâncias moleculares

### CONDUTIVIDADE ELÉTRICA DE SUBSTÂNCIAS PURAS (100%):

- Compostos iônicos: conduzem corrente elétrica somente quando fundidos.
- Composto molecular: não conduz corrente elétrica em nenhum estado físico.

### CONDUTIVIDADE ELÉTRICA EM SOLUÇÃO AQUOSA:

- Composto iônico: conduz.
- Composto molecular: conduz ou não, dependendo do fato de haver ou não reação de ionização entre o composto dissolvido e a água.

### ELETRÓLITOS E NÃO-ELETRÓLITOS

Uma substância (composto molecular) que se dissolve resultando em uma solução que conduz eletricidade é chamada eletrólito.

**Soluções eletrolíticas** conduzem eletricidade porque contêm íons, incluem soluções aquosas de compostos iônicos, tais como, cloreto de sódio e nitrato de potássio. Os íons não são formados quando um sólido iônico se dissolve; eles existem

como íons separados no sólido, mas tornam-se livres e podem mover-se na presença da água. Observe que nos sólidos iônicos já existem cargas, como no exemplo do nitrato de potássio, mas estes íons (cargas) estão presos uns aos outros no retículo cristalino que forma o sólido.

Os ácidos também são eletrólitos, diferentemente dos sais, eles são compostos moleculares no estado puro, mas formam íons quando se dissolvem. Um exemplo é o cloreto de hidrogênio, que existe como moléculas HCl gasosas. Em solução, entretanto, HCl é o ácido clorídrico e está presente como íons hidrogênio e íons cloreto.

Um **não-eletrólito** é uma substância que dissolve originando uma solução que não conduz corrente elétrica. Soluções não-eletrolíticas (soluções de não-eletrólitos) não contêm íons. Soluções aquosas de acetona e de glicose são soluções não-eletrolíticas.

Um **eletrólito forte** resulta numa solução em que o soluto está presente quase totalmente como íons. Todos os compostos iônicos solúveis são eletrólitos fortes. Há muito poucos compostos moleculares que são eletrólitos fortes: os ácidos clorídrico, bromídrico e iodídrico (HCl, HBr e HI, respectivamente) são três exemplos.

Um **eletrólito fraco** dá uma solução na qual o soluto está ionizado incompletamente em solução, em outras palavras, uma pequena parcela das moléculas fica em forma de íons quando adicionadas a um solvente. Um exemplo é o ácido acético, a quele encontrado no vinagre.

Antes de apresentarmos as funções inorgânicas, precisamos saber que as propriedades das funções ácido e base foram inicialmente identificadas pelo estudo de soluções em água, que levaram às definições de Arrhenius de ácidos e bases. Porém, os químicos descobriram que as reações entre ácidos e bases também ocorriam em meios não-aquosos e até mesmo na ausência de solvente. A definição original teve que ser descartada e substituída por uma definição mais ampla que contivesse este novo conhecimento, ou seja, temos mais de uma definição para certas funções.

## ÁCIDOS

Segundo Arrhenius, um ácido é um composto que contém hidrogênio e reage com a água para formar íons hidrogênio ( $H^+$  ou  $H_3O^+$ ).

## NOMENCLATURA

- Ácido não-oxigenado ( $H_xE$ ):

Ácido + [nome de E] + ídrico

**Exemplo:** HCl - ácido clorídrico

**Observação:** entende-se por “E” um ametal qualquer.

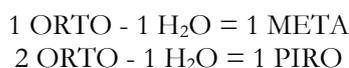
- Ácidos oxigenados, oxi-ácidos ( $H_xEO_y$ ), nos quais varia o Nox de E:

Família 7A		
Nox de E	Nome do ácido $H_xEO_y$	Exemplo
7	ácido per + [nome de E] + ico	HClO <sub>4</sub> ácido perclórico Nox do Cl = +7
a < 7	ácido [nome de E] + ico	HClO <sub>3</sub> ácido clórico Nox do Cl = +5

b < a	ácido [nome de E] + oso	HClO <sub>2</sub> ácido cloroso Nox do Cl = +3
c < b	ácido hipo + [nome de E] + oso	HClO ácido hipocloroso Nox do Cl = +1

Família ≠ 7A		
Família	ácido [nome de E] + ico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ácido fosfórico Nox do P = +5
a < Família	ácido [nome de E] + oso	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> ácido fosforoso Nox do P = +3
b < a	ácido hipo + [nome de E] + oso	H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub> ácido hipofosforoso Nox do P = +1

- **Ácidos orto, meta e piro:** o elemento E tem o mesmo Nox. Esses ácidos diferem no grau de hidratação:



## CLASSIFICAÇÃO DOS ÁCIDOS

### a) quanto ao número de H ionizáveis:

- monoácidos ou ácidos monopróticos - contêm apenas 1H ionizável, por exemplo, HCl
- diácidos ou ácidos dipróticos - contêm 2H ionizáveis, por exemplo, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- triácidos ou ácidos tripróticos - contêm 3H ionizáveis, por exemplo, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

### b) Quanto à força:

- **Ácidos fortes:** quando a ionização ocorre em grande extensão, ou seja, grande parte das moléculas do ácido está sob a forma de íons.

**Exemplos:** HF, HCl, HBr, HI

- **Ácidos fracos,** quando a ionização ocorre em pequena extensão.

**Exemplos:** H<sub>2</sub>S, HClO, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>

## NOME DOS ÂNIÕES DERIVADOS DOS ÁCIDOS

Os ácidos, quando liberam H<sup>+</sup> na água, também formam ânions. Os nomes desses íons negativos e as suas cargas são indispensáveis para a formulação dos sais, principalmente dos oxigenados. O nome deste ânion é dado em função do nome do ácido em que aparece este ânion, de acordo com a regra abaixo:

Terminação do nome do ácido	Terminação do nome do ânion
oso	íto
ico	ato
ídrico	eto

### Exemplos:

HCl ácido clorídrico	-	Cl <sup>-</sup> ânion cloreto
HNO <sub>2</sub> ácido nitroso	-	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> ânion nitrito
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ácido sulfúrico	-	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ânion sulfato

## DEFINIÇÃO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES

A definição de Arrhenius para ácidos é limitada, pois se restringe a substâncias dissolvidas em água, mas além destas substâncias existem outras inúmeras outras que não são solúveis em água e que são ácidas. Para incluí-las surgiu uma teoria mais elaborada desenvolvida pelos cientistas Bronsted-Lowry. Segundo esta definição, os ácidos são moléculas ou íons que são doadores de prótons. Por exemplo:



Como podemos ver o íon hidrogenocarbonato, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, doou um próton (H<sup>+</sup>), portanto é classificado como ácido.

Outro exemplo é:



Lembre-se que podemos chamar o íon H<sup>+</sup> de próton, pois o elemento hidrogênio apresenta apenas um próton e um elétron em sua estrutura, logo quando ele perde seu elétron (representado pela carga positiva), resta apenas o próton.

## EXERCÍCIOS

1. Responda as questões abaixo:

- O que é função química?
- O que é a função química ácido?
- Em que íons se ioniza o ácido clorídrico?
- O que são oxíácidos?
- O que são hidrácidos?

2. Escreva as equações de ionização para os seguintes ácidos:

- HF
- HI
- HCN
- H<sub>2</sub>S
- H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
- H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- HNO<sub>3</sub>

3. (Unicamp) Água pura é um mau condutor de corrente elétrica. O ácido sulfúrico puro (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) também é mau condutor. Explique o fato de uma solução diluída de ácido sulfúrico, em água, ser boa condutora de corrente elétrica.

4. (Unicamp) À temperatura ambiente o cloreto de sódio, NaCl, é sólido e o cloreto de hidrogênio, HCl, é um gás. Estas duas substâncias podem ser líquidas em temperaturas adequadas.

- Por que, no estado líquido, o NaCl é um bom condutor de eletricidade, enquanto que, no estado sólido, não é?
- Por que, no estado líquido, o HCl é um mau condutor de eletricidade?
- Por que, em solução aquosa, ambos são bons condutores de eletricidade?

5. Dê o nome dos ácidos a seguir.

- HF
- H<sub>2</sub>S
- HCN
- HBr
- HI
- H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
- H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>
- H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>

6. Responda as questões abaixo:

- Dar a fórmula do ácido fosfórico.
- Dar a fórmula do ácido bromídrico.
- Dar a fórmula do ácido sulfídrico.
- Dar a fórmula do ácido nítrico.
- Dar o nome do ácido de fórmula HNO<sub>3</sub>.
- Dar o nome do ácido de fórmula H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
- Dar o nome do ácido de fórmula H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- Dar o nome do ácido de fórmula H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

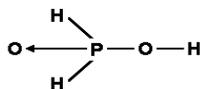
7. Assinale o item que contém apenas ácidos

- H<sub>2</sub>S, NaCl, KOH
- HBr, HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- NaCl, Ba(OH)<sub>2</sub>, BaS
- HCl, NH<sub>4</sub>OH, BaS
- NaOH, LiOH, Ca(OH)<sub>2</sub>

8. (Mackenzie) O ácido que é classificado como oxiácido, diácido e é formado por átomos de três elementos químicos diferentes é:

- H<sub>2</sub>S
- H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- HCN
- H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>
- HNO<sub>3</sub>

9. (Ufrj) Os ácidos podem ser classificados quanto ao número de hidrogênios ionizáveis. O ácido hipofosforoso, H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub> utilizado na fabricação de medicamentos, apresenta fórmula estrutural:

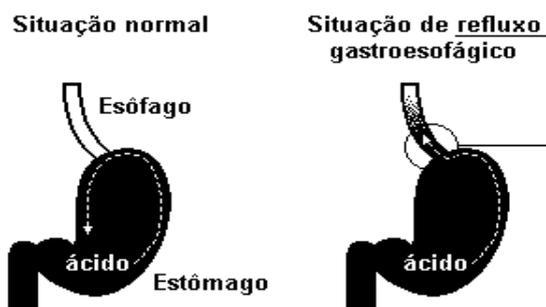


- Quantos hidrogênios são ionizáveis no ácido hipofosforoso? Justifique sua resposta.

10. (Mackenzie) Dentre as fórmulas dadas, a única que representa um ácido de Arrhenius é:

- H<sub>2</sub>O
- NH<sub>3</sub>
- HMnO<sub>4</sub>
- NaCl
- KOH

11. (Mackenzie) Certo informe publicitário alerta para o fato de que, se o indivíduo tem azia ou pirose com grande frequência, deve procurar um médico, pois pode estar ocorrendo refluxo gastroesofágico, isto é, o retorno do conteúdo ácido do estômago. A fórmula e o nome do ácido que, nesse caso, provoca a queimação, no estômago, a rouquidão e mesmo dor torácica são:



- HCl e ácido clórico.
- HClO<sub>2</sub> e ácido cloroso.
- HClO<sub>3</sub> e ácido clorídrico.
- HClO<sub>3</sub> e ácido clórico.
- HCl e ácido clorídrico.

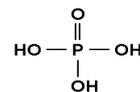
12. (Uel) "Num fio de cobre a condução da corrente elétrica envolve.....x..... em movimento; numa solução aquosa de ácido clorídrico a condução da corrente elétrica se faz por meio de ....y..... livres".

Para completar corretamente a afirmação formulada, x e y devem ser substituídos, respectivamente, por:

- átomos e radicais.
- prótons e elétrons.
- elétrons e íons.
- átomos e moléculas.
- prótons e íons.

13. (Unesp) Sobre o ácido fosfórico, são feitas as cinco afirmações seguintes.

I) Tem fórmula molecular H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> e fórmula estrutural.



- É um ácido triprótico cuja molécula libera três íons H<sup>+</sup> em água.
- Os três hidrogênios podem ser substituídos por grupos orgânicos formando ésteres.
- É um ácido tóxico que libera, quando aquecido, PH<sub>3</sub> gasoso de odor irritante.
- Reagem com bases para formar sais chamados fosfatos.

Dessas afirmações, estão corretas:

- I e II, somente.
- II, III e IV, somente.
- I e V, somente.
- III e V, somente.
- I, II, III e V, somente.

14. (Uel) A condutibilidade elétrica de uma solução aquosa depende

- do volume da solução;
- da concentração de íons hidratados;
- da natureza do soluto.

Dessas afirmações, APENAS:

- I é correta.
- II é correta.
- III é correta.
- I e II são corretas.
- II e III são corretas.

## Química

15. (Puccamp) A respeito das substâncias denominadas ácidos, um estudante anotou as seguintes características:

- I - têm poder corrosivo;
- II - são capazes de neutralizar bases;
- III - são compostos por dois elementos químicos;
- IV - formam soluções aquosas condutoras de corrente elétrica.

Ele cometeu erros SOMENTE em

- a) I e II
- b) I e III
- c) I e IV
- d) II e III
- e) III e IV

16. (Uel) Considere as afirmações a seguir acerca do cloreto de hidrogênio.

- I - É uma substância de molécula polar.
- II - Sofre ionização na água.
- III - Tem massa molar igual a 35,5 g/mol
- IV - É insolúvel na água.

São corretas SOMENTE

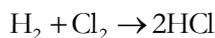
- a) I e II
- b) II e III
- c) III e IV
- d) I, II e III
- e) II, III e IV

## 11. ÁCIDOS MAIS COMUNS DO COTIDIANO

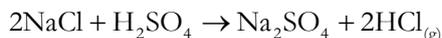
### ÁCIDO CLORÍDRICO (HCl)

O ácido na forma impura, é vendido no comércio em supermercados, por exemplo, com o nome de ácido muriático. É encontrado também no suco gástrico em nosso estômago, além de ser um reagente muito usado nas indústrias e nos laboratórios, na limpeza de edifícios após a sua caiação, para remover os respingos de cal, bem como na limpeza de superfícies metálicas antes da soldagem dos respectivos metais.

O HCl puro, chamado gás clorídrico ou cloreto de hidrogênio, é um gás esverdeado, não-inflamável, muito tóxico e corrosivo. Esse gás é muito solúvel em água (cerca de 450 litros de gás clorídrico por litro de água, em condições ambientes) e a solução aquosa é denominada ácido clorídrico. O HCl é preparado, na indústria, por síntese direta:



E, em laboratório, a partir do NaCl (sólido):



É um ácido forte e **não-oxidante**. Reage com metais, bases, óxido básico e com certos sais.

### ÁCIDO SULFÚRICO (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

É o ácido mais importante na indústria petroquímica, fabricação de papel, corantes e nos laboratórios. O poder econômico de um país pode ser avaliado pela quantidade de ácido sulfúrico que ele fabrica e consome, quanto mais desenvolvido for o país, mais ácido sulfúrico ele consome. O maior consumo de ácido sulfúrico é na fabricação de fertilizantes, como os superfosfatos e o sulfato de amônio. Sem contar que é o ácido dos acumuladores de chumbo usados nas baterias de automóveis.

O ácido sulfúrico concentrado é um dos desidratantes mais energéticos e por isso ataca papel, tecido de algodão, madeira, açúcar, tecidos dos organismos vivos – provocando graves queimaduras - e outros materiais. Por isso, é necessário extremo cuidado ao manusear esse ácido.

No entanto, este ácido pode provocar chuvas ácidas em ambientes poluídos e, conseqüentemente, causar grandes impactos ambientais. Os combustíveis fósseis como petróleo e carvão mineral são contaminados por enxofre, quando estes combustíveis são queimados ocorre formação de gases de enxofre que acabam por se combinar com a água das chuvas tornando-as ácidas pela formação de ácido sulfúrico.

### ÁCIDO NÍTRICO (HNO<sub>3</sub>)

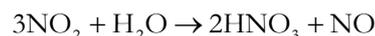
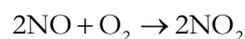
Depois do ácido sulfúrico é o mais fabricado e mais consumido na indústria. Seu maior consumo é na fabricação de explosivos, como nitroglicerina (dinamite), trinitrotolueno (TNT) e trinitrocelulose (algodão pólvora). É usado na fabricação do salitre (NaNO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>) e da pólvora negra.

A chuva ácida em **ambientes poluídos** com óxidos do nitrogênio provenientes da atividade industrial e do funciona-

mento de automóveis contém HNO<sub>3</sub> e também causam sério impacto ambiental. Em ambientes não poluídos, mas na presença de raios e relâmpagos que acabam por formar óxidos de nitrogênio, a chuva também contém HNO<sub>3</sub>, mas em proporção mínima.

O ácido nítrico concentrado é um líquido muito volátil, ou seja, evapora muito fácil; seus vapores são muito tóxicos, é muito corrosivo e, assim como o ácido sulfúrico, é necessário muito cuidado para manuseá-lo.

Industrialmente, o ácido nítrico é preparado a partir do NH<sub>3</sub> segundo as seguintes reações:



Um ácido muito reativo, reage como ácido forte com bases e óxidos básicos; como oxidante enérgico, quando concentrado, liberando NO ou NO<sub>2</sub>; e como nitrante, em moléculas orgânicas, introduzindo o radical nitro (NO<sub>2</sub>).

### ÁCIDO FOSFÓRICO (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)

Os seus sais (fosfatos) têm grande aplicação como fertilizantes na agricultura. É usado como aditivo em alguns refrigerantes, este ácido ataca sua mucosa intestinal e pode levar a problemas de saúde como gastrite, úlceras trazendo dores que vão torturar você por ter tomado refrigerante em excesso.

### ÁCIDO FLUORÍDRICO (HF)

Tem a particularidade de corroer o vidro, devendo ser guardado em frascos de polietileno. É usado para gravar sobre vidro.

### ÁCIDO CARBÔNICO (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)

É o ácido das águas minerais gaseificadas e também dos refrigerantes. Forma-se na reação do gás carbônico com a água:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ . Por ser um ácido fraco sozinho quase não causaria impacto ambiental, mas misturado a outros ácidos ajuda a aumentar a acidez da chuva. Observe que a água das chuvas mesmo em ambientes isolados como a floresta amazônica é naturalmente ácida (levemente) pela presença de gás carbônico na atmosfera proveniente da respiração dos seres vivos, de processos de decomposição, de queimadas, etc.

Acontece que a presença na atmosfera de outros gases faz com que a acidez da água das chuvas aumente muito e desta maneira surge o fenômeno da chuva ácida.

### ÁCIDO ACÉTICO (CH<sub>3</sub> COOH)

É o ácido existente no vinagre (ácido acético + água), produto indispensável na cozinha (preparo de saladas e maionese). É um ácido fraco quando comparado com os outros ácidos apresentados neste tópico. No geral os ácidos orgânicos são fracos quando comparados com os ácidos inorgânicos.

## EXERCÍCIOS

1. (Fuvest)

- Qual o produto de uso doméstico que contém ácido acético?
- Indique quatro espécies químicas (íons, moléculas) que existem em uma solução aquosa de ácido acético.

2. Assinale a alternativa correta:

- Ácido de Arrhenius é qualquer espécie hidrogenada.
- Toda espécie que contém o grupo OH é base de Arrhenius.
- Os sais em água liberam o íon  $\text{Na}^+$ .
- Base de Arrhenius é qualquer espécie molecular que em solução aquosa libera  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
- Ácido de Arrhenius é qualquer espécie molecular hidrogenada que em água ioniza libertando  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

3. (Ufsc) Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as proposições adiante.

Soluções ácidas e soluções alcalinas exibem propriedades importantes, algumas delas ligadas à força do ácido ou da base. Uma solução aquosa de um ácido genérico HA poderá ser classificada como "solução de um ácido fraco" quando:

- não se alterar na presença de uma base.
- apresentar coloração avermelhada na presença do indicador fenolftaleína.
- apresentar uma concentração de íons  $\text{H}^+$  maior que a concentração de íons  $\text{A}^-$ .
- mantiver uma concentração de HA muito maior que a concentração dos íons  $\text{H}^+$ .
- a solução for altamente condutora de corrente elétrica.

4. (Ufes) Os ânions  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{HPO}_3^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$  e  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  são respectivamente, denominados:

- clorato, fosfito, permanganato e tiosulfato.
- perclorato, fosfito, manganato e tiosulfato.
- perclorato, pirofosfato, permanganato e persulfato.
- hipoclorito, fosfito, manganato, tiosulfato.
- clorato, pirofosfato, permanganato e persulfato.

5. (Mackenzie) O suco gástrico necessário à digestão contém ácido clorídrico que, em excesso, pode provocar "dor de estômago". Neutraliza-se esse ácido, sem risco, ingerindo-se:

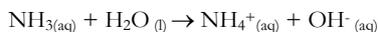
- solução aquosa de base forte ( $\text{NaOH}$ ).
- solução aquosa de cloreto de sódio.
- suspensão de base fraca ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ).
- somente água.
- solução concentrada de ácido sulfúrico.

## 12. BASES E INDICADORES

### BASES DE ARRHENIUS

Base de Arrhenius é a substância que, em solução aquosa, libera como ânions somente íons hidróxidos, OH<sup>-</sup>.

Veja o exemplo:



### NOMENCLATURA:

Hidróxido de (nome do metal)

### Exemplo:

NaOH – hidróxido de sódio;  
Mg(OH)<sub>2</sub> – hidróxido de magnésio.

### CLASSIFICAÇÃO DAS BASES

As bases solúveis em água são o hidróxido de amônio, hidróxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos (exceto os de Magnésio - Mg). Os hidróxidos de outros metais são insolúveis.

### Quanto à Força:

São bases fortes os hidróxidos iônicos solúveis em água, como NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub> e Ba(OH)<sub>2</sub>.

Todos os hidróxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos são classificados como bases fortes e solúveis em água, as demais bases são classificadas como fracas e insolúveis em água.

São bases fracas os hidróxidos insolúveis em água e o hidróxido de amônio, apesar de ser solúvel em água.

Exceção: o NH<sub>4</sub>OH (hidróxido de amônio) é a única base solúvel e fraca!

### DEFINIÇÃO DE LEWIS PARA ÁCIDOS E BASES

Há, ainda, a definição de Lewis, que diz que um ácido age como receptor de um par de elétrons e uma base age como doadora de um par de elétrons. Essa teoria é a mais completa que existe, pois engloba todo tipo de substâncias independente do solvente das substâncias e do estado físico das mesmas, se possui H ou não, se apolar ou polar, etc.

Por exemplo, nesta teoria o íon H<sup>+</sup> é um ácido, pois pode receber par de elétrons para suprir sua carga positiva.

Há também a base de Lewis, em que uma base age como doador de um par de elétrons. Veja o exemplo da água H<sub>2</sub>O que é uma base, pois possui par de elétrons livres para doar.

Nesta teoria a substância mais usada nos vestibulares como base de Lewis é a amônia (NH<sub>3</sub>).

Observe a reação abaixo:



Trata-se de uma reação entre uma base de Lewis e um ácido de Lewis

## BASES MAIS COMUNS NA QUÍMICA DO COTIDIANO:

### HIDRÓXIDO DE SÓDIO

É a base mais importante da indústria e do laboratório. É fabricado e consumido em grandes quantidades. O hidróxido de sódio, conhecido usualmente como soda cáustica, é um sólido branco, de ponto de fusão 3180°C (composto iônico), muito tóxico, corrosivo e bastante solúvel em água. Produzido industrialmente através da eletrólise (passagem de corrente elétrica) de soluções aquosas de sal de cozinha NaCl:

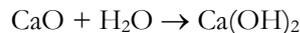


Na eletrólise, além do NaOH, obtêm-se o H<sub>2</sub> e o Cl<sub>2</sub>, que têm grandes aplicações industriais.

É uma das mais utilizadas pela indústria, servindo na preparação de compostos orgânicos, de sabão e glicerina (óleos e gorduras + NaOH → glicerina + sabão) na purificação de óleos vegetais, na petroquímica e na fabricação de papel, celulose, corantes e produtos de limpeza doméstica como o “Diabo Verde”.

### HIDRÓXIDO DE CÁLCIO

É a cal hidratada, cal extinta ou cal apagada, obtida pela reação da cal viva ou cal virgem com a água. Veja no exemplo abaixo o que fazem os pedreiros e como a cal hidratada é produzida:



É consumido em grandes quantidades nas pinturas à cal (caiação) e no preparo da argamassa usada na alvenaria.

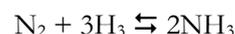
### AMÔNIA NH<sub>3</sub> E HIDRÓXIDO DE AMÔNIO NH<sub>4</sub>OH

O amoníaco ou amônio (NH<sub>3</sub>) é um gás incolor que se liquefaz sob pressão a -33,3°C, é mais leve que o ar, não é inflamável, tem cheiro característico e sufocante, é tóxico, corrosivo e muito solúvel em água (1 litro de água dissolve cerca de 1200 litros de gás amoníaco, em condições ambientes). A solução aquosa assim obtida contém cerca de 30% de NH<sub>3</sub> em massa, grande parte sob a forma de hidróxido de amônio, segundo a reação:

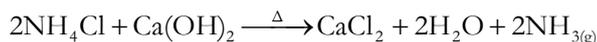


O hidróxido de amônio é uma base fraca, existe apenas em solução aquosa (não se pode “isolar” o NH<sub>4</sub>OH puro, pois ele se decompõe em NH<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O), tem “cheiro” de NH<sub>3</sub>, devido à reversibilidade já demonstrada e é instável frente ao calor, pois o aquecimento o decompõe em NH<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O.

A preparação do amoníaco é feita industrialmente por síntese direta, em pressões e temperaturas elevadas (Processo de Haber-Bosch):



Em laboratório é produzido pela reação de sais de amônio com bases fortes:

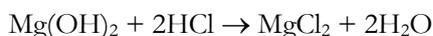


O  $\text{NH}_3$  e o  $\text{NH}_4\text{OH}$  apresentam as reações comuns das bases; desse modo, reagem facilmente com ácidos. Os principais usos do amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) são como fertilizante agrícola, seja puro, seja na forma de sais, como o  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  e o  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; na fabricação do  $\text{HNO}_3$  na produção de substâncias orgânicas (raiom, náilon, corantes, explosivos, medicamentos, detergentes, etc.) e como gás de refrigeração.

O solo, em particular, deve conter compostos nitrogenados, para possibilitar o bom desenvolvimento das plantas; quando isso não ocorre, devemos adicionar ao solo os fertilizantes nitrogenados. Um fertilizante nitrogenado natural, que é usado há muito tempo, é o salitre-do-chile ( $\text{NaNO}_3$ ). Atualmente são utilizadas grandes quantidades de fertilizantes preparados sinteticamente, o próprio  $\text{NH}_3$  líquido ou os seus derivados sólidos, dentre os quais se destacam o  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , o  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  e o  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  (uréia). O hidróxido de amônio é utilizado também em produtos de limpeza doméstica, como amoníaco, Ajax, Fúria, entre outros. E exige cuidado ao manuseá-lo, pois é tóxico e possui cheiro irritante.

## HIDRÓXIDO DE MAGNÉSIO $\text{Mg}(\text{OH})_2$

É pouco solúvel na água e quando colocado há a suspensão aquosa de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , que é o leite de magnésia, usado como antiácido estomacal. O  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  neutraliza o excesso de  $\text{HCl}$  no suco gástrico de acordo com a seguinte reação:



## HIDRÓXIDO DE ALUMÍNIO $\text{Al}(\text{OH})_3$

Assim como o hidróxido de magnésio, o hidróxido de alumínio também é muito utilizado em medicamentos antiácidos estomacais, como Maalox e Pepsamar.

## INDICADORES

São corantes orgânicos ou inorgânicos que mudam de cor em função da acidez do meio.

Podemos concluir que um meio ácido possui presença de íons  $\text{H}^+$ , desta maneira um indicador ácido deve ser sensível a estes íons, mudando de cor para indicar sua presença ou ausência.

Os principais indicadores cobrados nos exames vestibulares atuais estão representados abaixo:

Indicador	Ácido	Base
tornassol	rôseo	azul
fenolftaleína	incolor	avermelhado
alaranjado de metila	avermelhado	amarelo

## EXERCÍCIOS

1. Responda as questões abaixo:

- As bases são também conhecidas como \_\_\_\_\_.
- Um elemento M forma dois átomos:  $\text{M}^+$  e  $\text{M}^{+2}$ . Escreva as fórmulas das bases formadas por M
- Um elemento M forma dois cátions:  $\text{M}^{+2}$  e  $\text{M}^{+4}$ . Escreva as fórmulas das bases de M.

2. (Unesp) Para remover dióxido de carbono do ar respirado pelos astronautas nas espaçonaves utiliza-se hidróxido de lítio sólido. A fórmula, o nome e o estado físico do produto formado são, respectivamente.

- $\text{Li}_2\text{C}$ , carbeto de lítio, sólido
- $\text{LiHCO}_3$ , hidrogenocarbonato de lítio, sólido
- $\text{Li}(\text{OH})\text{CO}_2$ , hidroxicarbonato de lítio, líquido
- $\text{Li}_2\text{CO}_3$ , carbonato de lítio, gasoso
- $\text{Li}_2\text{HCO}_3$ , bicarbonato de lítio, líquido

3. (Mackenzie) A ferrugem é uma mistura de hidróxido e óxido de  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$ . A alternativa que apresenta formulação correta de duas dessas substâncias é:

- $\text{Fe}_2\text{OH}$  e  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$  e  $\text{FeO}$ .
- $\text{FeOH}_2$  e  $\text{FeO}_2$ .
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$  e  $\text{Fe}_2\text{O}$ .
- $\text{FeOH}$  e  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

4. Uma base tem fórmula  $\text{M}(\text{OH})_2$ . O elemento M pode ser:

- enxofre
- alumínio
- sódio
- cálcio
- chumbo

5. (Mackenzie) Soprando ar, através de um canudo introduzido num tubo de ensaio que contém água de barita  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , verifica-se que a solução turva, pela formação de um precipitado branco. O precipitado e o gás que provoca a sua formação são, respectivamente:

- $\text{BaO}$  e  $\text{O}_2$ .
- $\text{BaCO}_3$  e  $\text{CO}_2$ .
- $\text{Ba}$  e  $\text{CO}_2$ .
- $\text{BaCO}_3$  e  $\text{CO}$ .
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$  e  $\text{O}_2$ .

6. Uma base tem fórmula  $\text{MOH}$ . O elemento M pode ser:

- enxofre
- alumínio
- sódio
- cálcio
- chumbo

7. Uma base tem fórmula  $\text{M}(\text{OH})_3$ . O elemento M pode ser:

- enxofre
- alumínio
- sódio
- cálcio
- chumbo

8. Assinale o item que contém apenas bases:

- $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KOH}$
- $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaBr}_2$
- $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KCl}$
- $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{BaS}$
- $\text{NaOH}$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

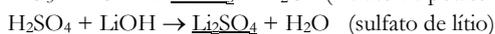
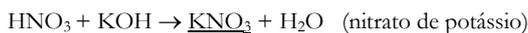
## 13. SAIS E ÓXIDOS

### ESTUDO DOS SAIS

A partir desta parte da aula, estudaremos apenas as teorias sobre funções inorgânicas formuladas pelo cientista Svante Arrhenius. Para ele, **um sal é o composto resultante da neutralização de um ácido por uma base, com eliminação de água**. É formado por um cátion proveniente de uma base e um ânion proveniente de um ácido.

### NOMENCLATURA

Nome do sal = [nome do ânion do ácido] + de + [nome do cátion da base]



### SAIS MAIS COMUNS NA QUÍMICA DO COTIDIANO

#### CLORETO DE SÓDIO (NaCl)

O cloreto de sódio é um sal muito utilizado na alimentação, popularmente conhecido com o **sal de cozinha**. É obrigatória por lei a adição de certa quantidade de iodetos (NaI e KI) ao sal de cozinha, como prevenção da doença do bócio. Utilizado também na conservação da carne, do pescado, de peles e obtenção de misturas refrigerantes: a mistura gelo + NaCl<sub>(s)</sub> pode atingir 22°C, obtenção de Na, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> e compostos tanto de sódio como de cloro, como NaOH, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, HCl, etc.

Na medicina é utilizado sob forma de soro fisiológico (solução aquosa contendo 0,92% de NaCl), no combate à desidratação.

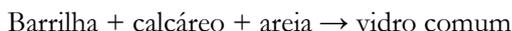
#### NITRATO DE SÓDIO (NaNO<sub>3</sub>)

É muito utilizado com **fertilizante** na agricultura e na fabricação da pólvora (carvão, enxofre, salitre). Pode ser obtido através de uma reação de neutralização entre Hidróxido de sódio e ácido nítrico.

#### CARBONATO DE SÓDIO (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)

O produto comercial (impuro) é vendido no comércio com o nome de **barrilha** ou soda e utilizado na fabricação de sabões.

Fabricação do vidro comum (maior aplicação):



#### HIDROGENOCARBONATO (OU BICARBONATO) DE SÓDIO (NaHCO<sub>3</sub>)

O antiácido estomacal, que contém bicarbonato de sódio, neutraliza o excesso de HCl do suco gástrico. Veja a reação abaixo e observe que o CO<sub>2</sub> liberado é o responsável pelo "arrotto":



Muito utilizado na fabricação de digestivos, como Alka-Seltzer, Sonrisal, sal de frutas, etc.

O sal de frutas contém NaHCO<sub>3(s)</sub> e ácidos orgânicos sólidos (tartárico, cítrico e outros). Na presença de água, o NaHCO<sub>3</sub> reage com os ácidos liberando CO<sub>2(g)</sub>, o responsável pela eferescência, veja:



Também não podemos esquecer de sua utilização na fabricação de fermento químico, o crescimento da massa (bolos, tortas, etc) é devido à liberação do CO<sub>2</sub> do NaHCO<sub>3</sub>.

Utilizado ainda na fabricação de extintores de incêndio (extintores de espuma). No extintor há NaHCO<sub>3(s)</sub> e H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> em compartimentos separados, quando é acionado, o NaHCO<sub>3</sub> mistura-se com o H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, com o qual reage produzindo uma espuma, com liberação de CO<sub>2</sub>. Estes extintores não podem ser usados para apagar o fogo em instalações elétricas porque a espuma é eletrolítica (conduz corrente elétrica).

#### FLUORETO DE SÓDIO (NaF)

É usado na prevenção de cáries dentárias (anticáries), na fabricação de pastas de dentes e na fluoretação da água potável.

#### CARBONATO DE CÁLCIO (CaCO<sub>3</sub>)

É encontrado na natureza constituindo o calcário e o mármore. Utilizado na fabricação do vidro comum, de CO<sub>2</sub> e de cal viva (CaO), a partir da qual se obtém a cal hidratada (Ca(OH)<sub>2</sub>):



Fabricação do cimento Portland:



Sob forma de mármore é usado em pias, pisos, escadarias, etc.

#### SULFATO DE CÁLCIO (CaSO<sub>4</sub>)

Muito utilizado na fabricação de giz escolar. O gesso é uma variedade de CaSO<sub>4</sub> hidratado, muito usado em ortopedia, na obtenção de estuque, etc.

### ESTUDOS DOS ÓXIDOS

Óxidos são compostos binários (dois elementos) de oxigênio com outro elemento menos eletronegativo.

#### NOMENCLATURA USANDO PREFIXOS

Óxido E<sub>x</sub>O<sub>y</sub>:

nome do óxido = [mono, di, tri ...] + óxido de [di, tri, tetra...] + [nome de E]

Observação: O prefixo *mono* pode ser omitido.

**Exemplos:**

NO – monóxido de nitrogênio ou óxido de nitrogênio  
 NO<sub>2</sub> – dióxido de nitrogênio  
 N<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – dióxido de dinitrogênio  
 CO – monóxido de carbono ou óxido de carbono  
 CO<sub>2</sub> – dióxido de carbono

**NOMENCLATURA USANDO NOX**

Os prefixos *mono*, *di*, *tri*... podem ser substituídos pelo Nox de E (elemento que acompanha o Oxigênio), escrito em algarismo romano. Nos óxidos de metais com Nox fixo e nos quais o oxigênio tem Nox=-2 não há necessidade de prefixos nem de indicar o Nox de E.

**Exemplos:**

CuO – Óxido de cobre II  
 Cu<sub>2</sub>O – Óxido de cobre I  
 FeO – Óxido de Ferro II  
 Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – Óxido de Ferro III  
 CaO – Óxido de Cálcio, pois cálcio sempre possui nox II

**Óxidos ácidos, básicos e anfóteros.**

Os óxidos dos elementos fortemente eletronegativos (não-metais), como regra, são óxidos ácidos com exceções: do CO, NO e N<sub>2</sub>O. No entanto, os óxidos dos elementos fracamente eletronegativos (metais alcalinos e alcalino-terrosos) são óxidos básicos. Já os óxidos dos elementos de eletronegatividade intermediária, isto é, dos elementos da região central da Tabela Periódica, são óxidos anfóteros, ou seja, apresentam caráter ácido e básico ao mesmo tempo.

Óxido ácido reage com água formando **ácido**



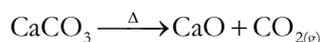
Óxido básico reage com água formando **base**



Óxido anfótero não reage com água e desta maneira não forma ácido nem base.

**ÓXIDOS MAIS COMUNS NA QUÍMICA DO COTIDIANO****ÓXIDO DE CÁLCIO (CAL)**

O óxido de cálcio (CaO) é chamado cal viva ou cal virgem, é um sólido branco que só funde à temperatura elevadíssima (2572°C). Preparado pela decomposição térmica do calcário:



Apresenta as propriedades características de um óxido básico: reage com a água (o hidróxido de cálcio formado, é chamado cal apagada ou extinta, é pouco solúvel em água e sua sus-

pensão chama-se água de cal), reage com ácidos. Absorve o CO<sub>2</sub> do ar, quando soprarmos ar na água de cal através de um canudinho, o CO<sub>2</sub> contido no ar que expiramos irá “turvar” a água de cal, devido à formação do CaCO<sub>3</sub>.

O CaO e o Ca(OH)<sub>2</sub>, são as bases mais baratas que dispomos e são muito usadas em construções: reboco, cimento, estuque, fabricação de tijolos; em cerâmicas, na produção de vidro, de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> e de Ca(ClO)<sub>2</sub> (cloro de cal); como inseticida, fungicida, etc.; na agricultura, para “corrigir solos ácidos”; na purificação de açúcares, óleos vegetais e sucos de frutas; na fabricação de tijolos refratários para fornos metalúrgicos; no tratamento de água e esgoto.

**DIÓXIDO DE CARBONO (CO<sub>2</sub>)**

É um gás incolor, inodoro, mais denso que o ar, não é combustível e nem comburente, por isso é usado como extintor de incêndio.

O CO<sub>2</sub> não é tóxico, por isso não é poluente. O ar contendo maior teor em CO<sub>2</sub> que o normal (0,03%) é impróprio à respiração, porque contém menor teor em O<sub>2</sub> que o normal e, atualmente, o teor em CO<sub>2</sub> na atmosfera tem aumentado e esse é o principal fato responsável pelo aumento do efeito estufa.

O CO<sub>2</sub> é o gás usado nos refrigerantes e nas águas minerais gaseificadas. Veja a reação que ocorre:



O CO<sub>2</sub> sólido, conhecido por gelo seco, é usado para produzir baixas temperaturas.

**MONÓXIDO DE CARBONO (CO)**

É um gás incolor extremamente tóxico, sério poluente do ar atmosférico e forma-se na queima incompleta de combustíveis como álcool (etanol), gasolina, óleo, diesel, etc.

A quantidade de CO lançada na atmosfera pelo escapamento dos automóveis, caminhões, ônibus, etc. cresce na seguinte ordem em relação ao combustível usado: álcool < gasolina < óleo diesel.

A gasolina usada como combustível contém um certo teor de álcool (etanol), para reduzir a quantidade de CO lançada na atmosfera e, com isso, diminuir a poluição do ar, ou seja, diminuir o impacto ambiental.

**DIÓXIDO DE ENXOFRE (SO<sub>2</sub>)**

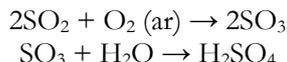
É um gás incolor, tóxico, de cheiro forte e irritante; forma-se na queima do enxofre e dos compostos do enxofre: S + O<sub>2</sub> (ar) → SO<sub>2</sub>.

O SO<sub>2</sub> é um sério poluente atmosférico, é o principal poluente do ar das regiões onde há fábricas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. A gasolina, óleo diesel e outros combustíveis derivados do petróleo contêm compostos do enxofre, na queima desses combustíveis, forma-se o SO<sub>2</sub> que é lançado na atmosfera. O óleo diesel contém maior teor de enxofre do que a gasolina e, por isso, o impacto ambiental causado pelo uso do óleo diesel, como combustível, é maior do que o da gasolina.

O álcool (etanol) não contém composto de enxofre e, por isso, na sua queima não é liberado o SO<sub>2</sub>. Esta é mais uma van-

tagem do álcool em relação à gasolina em termos de poluição atmosférica.

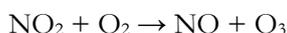
O  $\text{SO}_2$  lançado na atmosfera se transforma em  $\text{SO}_3$  que se dissolve na água da chuva constituindo a chuva ácida, causando um sério impacto ambiental e destruindo a vegetação. Veja, a seguir, a reação que ocorre:



## DIÓXIDO DE NITROGÊNIO ( $\text{NO}_2$ )

É um gás de cor castanho-avermelhada, de cheiro forte, irritante e extremamente tóxico. Nos motores de explosão dos automóveis, caminhões, etc., devido à temperatura muito elevada, o nitrogênio e oxigênio do ar se combinam resultando em óxidos do nitrogênio, particularmente  $\text{NO}_2$ , que poluem a atmosfera.

O  $\text{NO}_2$  liberado dos escapamentos reage com o  $\text{O}_2$  do ar produzindo  $\text{O}_3$ , que é outro sério poluente atmosférico e altamente tóxico. Veja a reação:



Os óxidos do nitrogênio da atmosfera dissolvem-se na água dando ácido nítrico, originando assim as chuvas ácidas, que pode causar sério impacto ambiental.

## EXERCÍCIOS

1. (Ufv) Como a obtenção de água potável é de fundamental importância para a saúde da população, toda cidade moderna possui uma estação de tratamento de água. Nessa estação a água captada, após passar por uma tela para a remoção de objetos diversos, é submetida a um tratamento químico. Nesse tratamento, inicialmente adiciona-se sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio. Esses compostos reagem entre si formando um precipitado gelatinoso de hidróxido de alumínio, que se agrega com partículas sólidas em suspensão, resultando na floculação das mesmas, que são removidas por decantação e posterior filtração. Para eliminar agentes patogênicos, adiciona-se cloro gasoso ou hipoclorito de sódio ou hipoclorito de cálcio. Em todos esses casos o agente bactericida gerado é o ácido hipocloroso.

- Dos reagentes químicos citados no texto, vários pertencem à função sal. Cite o nome de dois deles.
- Dê as fórmulas dos sais citados na resposta acima.
- Qual dos reagentes citados no texto é uma substância simples?
- Escreva a equação balanceada da reação que ocorre entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio.

2. Selecione, as opções a seguir, aquelas que apresentam somente sais e as que apresentam somente óxidos.

- $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{HCl}$ .
  - $\text{KF}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{HCN}$ .
  - $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{BaCO}_3$ .
  - $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{NaCl}$ .
  - $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{PbS}$ .
  - $\text{FeO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CO}_2$ .
- Soma ( )

3. (Pucmg) Uma carreta carregada de ácido nítrico provocou um congestionamento de pelo menos 15 quilômetros, na BR 381, que liga Belo Horizonte a São Paulo. Desgovernada, bateu na mureta e capotou contaminando a pista da BR com o ácido. Os bombeiros, chamados ao local, agiram rapidamente, adicionando na pista cal para neutralizar o ácido, evitando a contaminação do local.

(Texto adaptado do jornal "Estado de Minas", de 9 de maio de 2000)

A equação da reação que representa a neutralização total do ácido nítrico pela cal está CORRETAMENTE representada em:

- $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} \Leftrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{NO}_3 + \text{CaO} \Leftrightarrow \text{CaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HNO}_3 + \text{CaOH} \Leftrightarrow \text{CaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{NO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \Leftrightarrow \text{CaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

4. (Fuvest) Cal viva é óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ).

- Escreva a equação da reação da cal viva com a água.
- Por que, na agricultura, a cal viva é adicionada ao solo?

5. (Ufpr) "Treze toneladas de ácido sulfúrico fumegante foram despejadas ontem, no rio Paraíba, em decorrência de um acidente envolvendo dois caminhões no km 17,5 da via Dutra, na divisão de São Paulo com o Rio de Janeiro, município de Queluz... Com o choque, o tanque furou, provocando vazamento do ácido, atingindo o rio Claro, afluente do Paraíba. A regional da Cetesb, em Taubaté, foi comunicada, mas quando seus técnicos chegaram ao local depararam com soldados do corpo de Bombeiros que jogaram água sobre o ácido tentando limpar a pista, o que fez com que uma maior quantidade de líquido fosse carregado para o rio. A solução foi derramar cal sobre a área para neutralizar o efeito altamente corrosivo do produto, que já havia queimado toda a vegetação das margens da rodovia."

O texto anterior refere-se a um acidente ecológico noticiado pelos jornais.

Explique o procedimento dos técnicos da Cetesb (Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental) quando ao emprego do óxido de cálcio, e represente a equação química envolvida.

## Química

6. (Ufrj) Muitas pessoas já ouviram falar de "gás hilariante". Mas será que ele é realmente capaz de provocar o riso? Na verdade, essa substância, o óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ), descoberta há quase 230 anos, causa um estado de euforia nas pessoas que a inalam. Mas pode ser perigosa: na busca de uma euforia passageira, o gás já foi usado como droga, e, em várias ocasiões, o resultado foi trágico, como a morte de muitos jovens.

Sobre o óxido nitroso, responda:

- Como é classificado?
- Qual o número de oxidação do nitrogênio?
- Que tipo de ligação une seus átomos?
- Que outra nomenclatura também pode ser usada?

7. (Unesp) Considere as reações de  $\text{K}_2\text{O}$  com água e de  $\text{SO}_3$  com água.

Escreva:

- as equações químicas balanceadas, indicando os nomes e as fórmulas dos produtos dessas reações;
- a equação balanceada da reação que ocorre e o nome do composto formado, se as soluções dos produtos resultantes dessas reações forem misturadas. Suponha que cada uma das soluções tenha concentração igual a 1 mol/L.

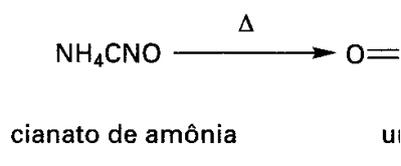
## 14. QUÍMICA ORGÂNICA

“Um único elemento químico – o carbono – tem a singular capacidade de participar de mais compostos do que todos os demais elementos químicos reunidos. Os compostos que contêm carbono são os compostos orgânicos. Eles constituem a parte fundamental de todo o ciclo da vida existente na Terra. De fato, nos vegetais temos ‘ $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{luz solar} \rightarrow \text{compostos orgânicos} + \text{O}_2$ ’. E, nos animais, ‘compostos orgânicos +  $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{energia}$ ’. Além de serem os principais constituintes dos seres vivos, os compostos orgânicos formam um número enorme de produtos importantíssimos, como o petróleo, os tecidos, os plásticos, os medicamentos, etc.” (Ricardo Feltre, Fundamentos da Química)

Os compostos orgânicos têm como unidade fundamental o carbono, que se ligam uns aos outros formando as cadeias carbônicas.

### SINTETIZAÇÃO DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

No início do século XIX acreditava-se que os compostos orgânicos não poderiam ser sintetizados em laboratório, até que em 1828, Wöhler produziu uréia através da seguinte reação:



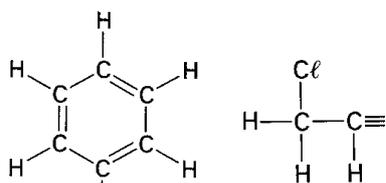
O fato de os compostos orgânicos serem a base da vida, somado à capacidade de serem produzidos em laboratório estimulou os estudos da Química Orgânica.

Em 1858, Kekulé e Couper enunciaram três postulados que no final da história ficaram conhecidos com o nome de postulados de Kékule:

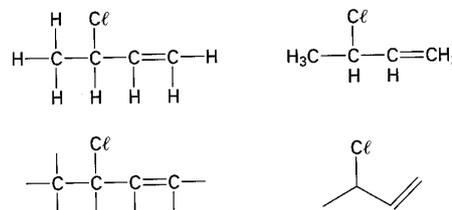
- O carbono é tetravalente, ou seja, necessita de quatro elétrons para completar a camada de valência;
- As quatro valências são equivalentes;
- Os átomos de carbono podem se unir formando cadeias (propriedade do encadeamento).

### REPRESENTAÇÃO DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

Na representação dos compostos orgânicos, precisamos colocar os átomos que compõem a molécula e os tipos de ligações que ocorrem com os átomos de carbono. Os átomos são representados pelo seu símbolo (C, O, H, etc.) e as ligações por: — (simples), = (dupla) ou ≡ (tripla).

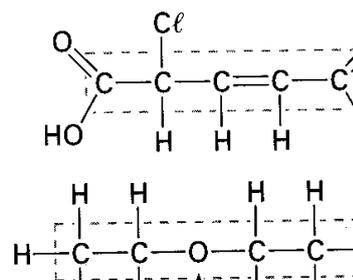


A seguir estão apresentadas as principais formas de representação de um mesmo composto orgânico. Estas formas surgiram com o intuito de simplificar o desenho da estrutura.



No primeiro caso temos a representação completa do composto. No segundo, foram omitidas as ligações com os átomos de hidrogênio que se ligam aos átomos de carbono. No terceiro, os mesmos átomos de hidrogênio foram omitidos, mas as suas ligações simples ficam representadas. Na última, além dos átomos de hidrogênio e suas ligações serem omitidos, os átomos de carbono também foram, ficando apenas as ligações e os átomos dos outros elementos. Nesta última, os átomos de carbono podem ser localizados nas quinas ou pontas dos traços que representam as ligações químicas. Já os átomos de hidrogênio podem ser localizados, lembrando que o carbono faz quatro ligações, se estiver fazendo apenas uma ligação, que é o caso da ponta esquerda da última figura, que quer dizer que as outras três são realizadas com três átomos de hidrogênio.

Nessas representações, a cadeia carbônica é definida como a seqüência formada por átomos de carbonos. Um átomo diferente do de carbono fará parte da cadeia se estiver entre átomos de carbono e será chamado de heteroátomo.



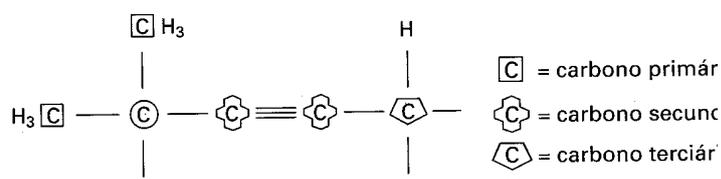
Devido à infinidade de arranjos possíveis dos carbonos nas cadeias, foi necessário um conjunto de definições que classificassem os átomos nas cadeias carbônicas e também os tipos de cadeias.

### CLASSIFICAÇÃO DOS TIPOS DE CARBONO

Os átomos de carbono são classificados conforme o número de ligações com outros átomos de carbono. Ele pode ser:

- *primário*: quando se liga a um único átomo de carbono (são os átomos da ponta da cadeia);
- *secundário*: quando se liga a dois outros átomos de carbono;
- *terciário*: quando se liga a três outros átomos de carbono e
- *quaternário*: quando se liga a quatro outros átomos de carbono.

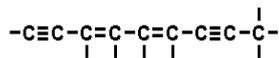
Vejamos um exemplo para todos os casos:



Observação: Existem apenas estes quatro tipos, porque o carbono tem valência quatro, ou seja, vai se ligar no máximo a quatro outros átomos. Neste caso, átomos de carbono.

**EXERCÍCIOS**

1. (Puc-rio) A fórmula molecular de um hidrocarboneto com cadeia carbônica é:



- $\text{C}_9\text{H}_8$
- $\text{C}_9\text{H}_7$
- $\text{C}_9\text{H}_{10}$
- $\text{C}_9\text{H}_{12}$
- $\text{C}_9\text{H}_{18}$

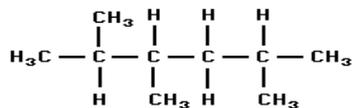
2. (Uel) Quantos átomos de carbonos primários há na cadeia do composto 2,3 - dimetil butano?

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

3. (Uel) Na estrutura do 1, 3-pentadieno, o número de carbonos insaturados é

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

4. (Unitau) Observe a fórmula



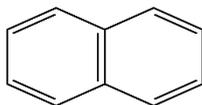
As quantidades totais de átomos de carbono primário, secundário e terciário são, respectivamente:

- 5, 2 e 2.
- 3, 2 e 2.
- 3, 3 e 2.
- 2, 3 e 4.
- 5, 1 e 3.

5. (Puc-rio) Uma forma de verificar se um composto apresenta dupla ligação carbono-carbono ( $\text{C}=\text{C}$ ) é reagi-lo com soluções diluídas de permanganato de potássio (uma solução violeta), pois essas causam o seu descolorimento. Assim, das possibilidades abaixo, assinale aquela que contém APENAS compostos que vão descolorir uma solução diluída de permanganato de potássio.

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$  e  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CHCH}_3$  e  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CHCH}_3$  e  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$  e  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CHCH}_3$  e  $\text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{OH}$

6. (Unb) Entre as substâncias normalmente usadas na agricultura, encontram-se o nitrato de amônio (fertilizante), o naftaleno (fumigante de solo) e a água. A fórmula estrutural do naftaleno, nome científico da naftalina, é mostrada na figura adiante.



Acerca dessas substâncias, julgue os itens a seguir.

- A fórmula molecular do naftaleno é  $\text{C}_{10}\text{H}_{10}$ .
- As substâncias citadas são moleculares.
- Em uma molécula de naftaleno, há dezesseis ligações covalentes simples entre os átomos de carbono.

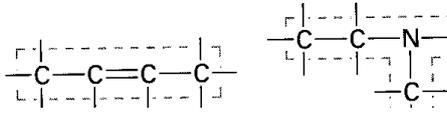
7. (Uel) Quantos átomos de hidrogênio há molécula do ciclobuteno?

- 4
- 5
- 6
- 7
- 8

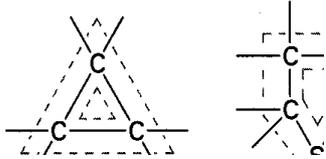
## 15. CADEIAS CARBÔNICAS

No início da análise a cadeia pode ser aberta, fechada ou mista:

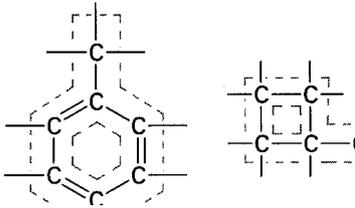
- **Aberta:** os átomos se ligam formando uma linha de átomos, ou cruzamento, de forma a terem extremos livres. Também são conhecidas como *acíclicas* ou *alifáticas*.



- **Fechada:** os átomos se ligam de forma a não terem extremos livres, formando ciclos. Por isso, também são chamadas de *cíclicas*.

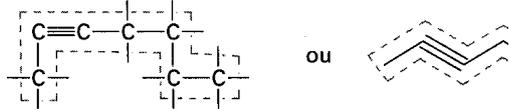
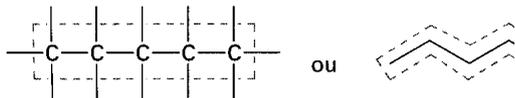


- **Mista:** uma mesma cadeia é formada por uma parte aberta e a outra cíclica.

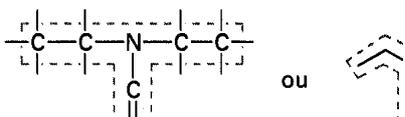
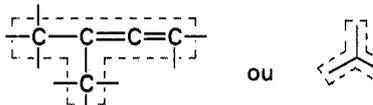


### CLASSIFICAÇÃO DAS CADEIAS ABERTAS

- **Normais:** os átomos de carbono se ligam formando uma linha, possuindo apenas carbonos primários, secundários e heteroátomos.



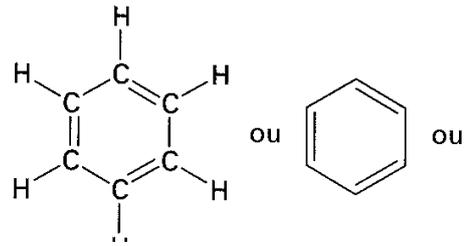
- **Ramificadas:** os átomos se ligam formando um cruzamento, ou melhor, uma ramificação.



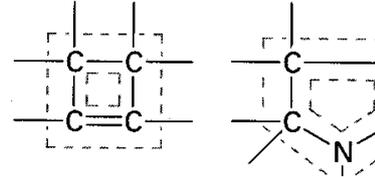
### CLASSIFICAÇÃO DAS CADEIAS FECHADAS

- **Aromáticas:** as ligações entre os átomos de carbono do ciclo alternam entre ligações simples e dupla. Para o caso em que o

ciclo é formado por seis átomos de carbono dá-se o nome de anel de benzeno ou núcleo benzênico.

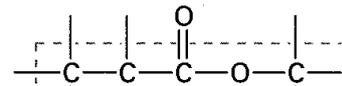
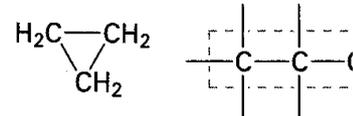


- **Alifáticas:** as ligações dos ciclos não são alternadas.

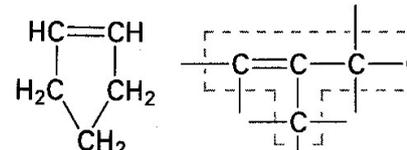


### QUANTO ÀS LIGAÇÕES ENTRE OS ÁTOMOS DA CADEIA

- **Saturadas:** quando os átomos de carbono se ligam entre si apenas por ligações simples.

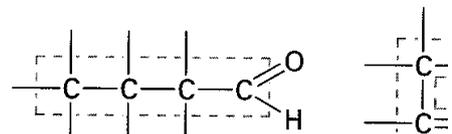


- **Insaturadas:** apresentam, pelo menos, uma ligação dupla ou tripla. O átomo de carbono com ligação dupla, ou tripla, é chamado de *carbono saturado*.

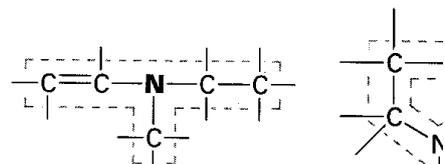


### QUANTO AOS ÁTOMOS DA CADEIA

- **Homogêneas:** são formadas apenas por átomos de carbonos. Não possuem heteroátomos.

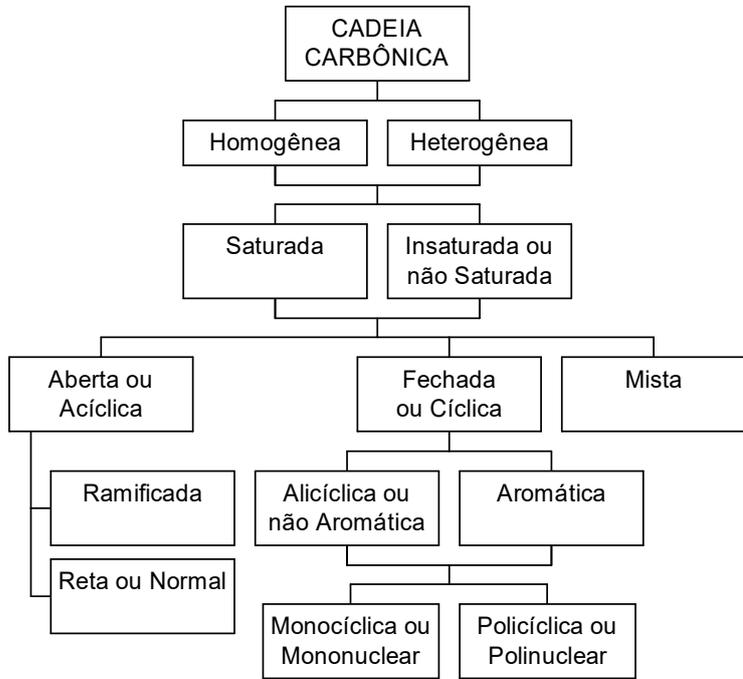


- **Heterogêneas:** possuem heteroátomos separando pelo menos dois átomos de carbono.



Dica: para saber se uma cadeia heterogênea é ramificada, substitua o heteroátomo por um átomo de carbono.

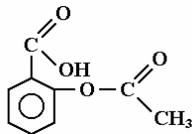
Observe o resumo a seguir:



**EXERCÍCIOS**

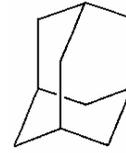
- (Uel) Na fórmula  $H_2C...x...CH-CH_2-C...y...N$  x e y representam, respectivamente, ligações
  - simples e dupla.
  - dupla e dupla.
  - tripla e simples.
  - tripla e tripla.
  - dupla e tripla.
- (Mackenzie) A borracha natural é um líquido branco e leitoso, extraído da seringueira, conhecido como látex. O monômero que origina a borracha natural é o metil-1, 3-butadieno do qual é correto afirmar que:
 
$$\begin{array}{c} H_2C = C - CH = CH_2 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$
  - é um hidrocarboneto de cadeia saturada e ramificada.
  - é um hidrocarboneto aromático.
  - tem fórmula molecular  $C_4H_5$
  - apresenta dois carbonos terciários, um carbono secundário e dois carbonos primários.
  - é um hidrocarboneto insaturado de fórmula molecular  $C_5H_8$ .
- (Uel) Um dos hidrocarbonetos de fórmula  $C_5H_{12}$ , pode ter cadeia carbônica
  - cíclica saturada.
  - acíclica heterogênea.
  - cíclica ramificada.
  - aberta insaturada.
  - aberta ramificada.

4. (Fei) O ácido acetil salicílico de fórmula:

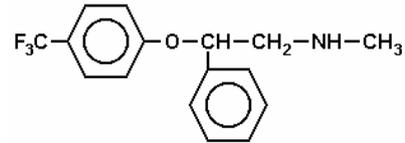


- Um analgésico de diversos nomes comerciais (AAS, Aspirina, Buferin e outros), apresenta cadeia carbônica:
- acíclica, heterogênea, saturada, ramificada
  - mista, heterogênea, insaturada, aromática
  - mista, homogênea, saturada, alicíclica
  - aberta, heterogênea, saturada, aromática
  - mista, homogênea, insaturada, aromática

5. (Ufmg) Observe a estrutura do adamantano.

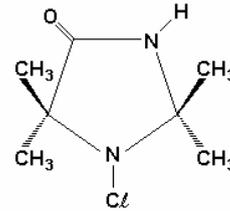


- Em relação a essa estrutura, todas as alternativas estão corretas, EXCETO
- Contém átomos de carbonos secundário.
  - Contém átomos de carbono terciário.
  - Contém átomos de hidrogênio primário.
  - É um hidrocarboneto saturado policíclico.
  - Tem fórmula molecular  $C_{10}H_{16}$ .
6. (Pucrs) A "fluxetina", presente na composição química do Prozac, apresenta fórmula estrutural



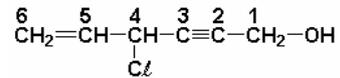
- Com relação a este composto, é correto afirmar que apresenta
- cadeia carbônica cíclica e saturada.
  - cadeia carbônica aromática e homogênea.
  - cadeia carbônica mista e heterogênea.
  - somente átomos de carbonos primários e secundários.
  - fórmula molecular  $C_{17}H_{16}ONF$ .
7. (Uerj) Na fabricação de tecidos de algodão, a adição de compostos do tipo N-haloamina confere a eles propriedades biocidas, matando até bactérias que produzem mau cheiro.

O grande responsável por tal efeito é o cloro presente nesses compostos.



- A cadeia carbônica da N-haloamina acima representada pode ser classificada como:
- homogênea, saturada, normal
  - heterogênea, insaturada, normal
  - heterogênea, saturada, ramificada
  - homogênea, insaturada, ramificada

8. (Ufrs) Na molécula representada abaixo, a menor distância interatômica ocorre entre os carbonos de números:



- 1 e 2.
- 2 e 3.
- 3 e 4.
- 4 e 5.
- 5 e 6.

## 16. HIDROCARBONETOS

### PETRÓLEO

O petróleo era utilizado pelos nossos ancestrais para impermeabilizar barcos e cisternas, iluminar ruas e cidades, unir pedras nas construções e até para preservar seus mortos. Jamais imaginariam que “o óleo de pedra” possuiria tamanha importância nos dias de hoje. O óleo transformou o mundo, foi motivo de guerras, dominações, poder e glória; mas, principalmente, tornou-se um produto indispensável ao desenvolvimento das nações.

No séc. XIX, a fundamental fração do petróleo era o querosene, isto em virtude do seu emprego na iluminação de lâmpadas. Já no século XX, a principal parte é a gasolina, graças à descoberta dos motores à explosão. Em termos comerciais, a indústria do petróleo começou nos Estados Unidos, onde foi perfurado o primeiro poço produtor, em 1859. Pouco depois, já havia dezenas de companhias petrolíferas, que mais tarde se transformariam em poderosas organizações. Estas – corporações multinacionais – iniciaram a exploração do ouro negro em nações do Oriente Médio, África e América do Sul, que cederam enormes áreas, através de regimes de concessão no qual pouco ficava para o país produtor.

No Brasil, as primeiras pesquisas voltadas para a extração do petróleo começaram a ser realizadas na segunda metade do século XIX; entretanto, sem êxito. A primeira jazida de petróleo descoberta no país ocorreu em 1939, no município de Lobato, Bahia, e em 3 de outubro de 1953 foi criada a Petrobrás, a atual responsável por executar as atividades da área.

A formação ou origem do óleo decorre de milhares de anos, quando os restos de animais, de vegetais mortos e de plantas marinhas assentaram no fundo dos mares ou foram soterrados devido aos desabamentos da crosta terrestre. Sob efeito de pressão e tem-

peratura, estes restos orgânicos de animais e vegetais sofreram ao longo do tempo transformações químicas complexas, originando uma mistura de compostos de carbono, em que há predominância de hidrocarbonetos. Além destes, também existe no petróleo uma pequena quantidade de substâncias contendo nitrogênio, oxigênio e enxofre (a pior impureza existente no petróleo).

É um líquido muito viscoso, quase negro, encontrado no subsolo de certas regiões do globo, geralmente sob águas salgadas, lembrando sua origem marinha, e acima da parte líquida uma camada gasosa formada por  $\text{CH}_4$  (principal componente),  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  e outros gases em menor quantidade em alta pressão. Ele forma-se em condições muito específicas, armadilhas geológicas (“traps” ou “trapas”), que, consistem num sistema de rochas impermeáveis (rocha capeadora), as quais encerram o óleo contido nos poros da rocha porosa (rocha reservatório). Por ser uma mistura de compostos, as refinarias de petróleo separaram os componentes em diversas frações, aproveitando o fato de que cada parte apresenta ponto de ebulição diferente; este processo chama-se destilação fracionada. É um processo de separação onde se utiliza uma coluna de fracionamento da qual é possível realizar a separação de diferentes componentes que apresentam distintos pontos de ebulição, presentes numa combinação.

Hidrocarbonetos são compostos formados exclusivamente por átomos de carbono e hidrogênio.

Na destilação do petróleo faz-se necessária uma torre de fracionamento com uma coluna em aço inox, onde o produto é aquecido e introduzido próximo à base da coluna. As moléculas menores conseguem chegar ao topo da coluna, ao passo que as maiores não. Na torre de fracionamento existem vários pontos de coleta dos vapores que se condensam e estes são recolhidos em frações, já separadamente.

Fração	(%)	Temp. destilação(°C)	Nº de carbonos	Fração	(%)
Gás de cozinha (GLP)	7.5	Abaixo de 20	1 a 4	Gás de cozinha (GLP)	7.5
Solvente para colas e tintas	11.2	60 – 100	5 a 7	Solvente para colas e tintas	11.2
Gasolina	16.2	80 – 205	5 a 12	Gasolina	16.2
Querosene	5.0	175 – 275	12 a 16	Querosene	5.0
Óleo Diesel e combustível	50.4	acima de 250	15 a 18	Óleo Diesel e combustível	50.4
Óleo lubrificante e parafina	1.2	acima de 350	acima de 17	Óleo lubrificante e parafina	1.2
Asfalto	1.8	sólidos não voláteis	estr. policíclicas	Asfalto	1.8



Após a destilação do petróleo, várias frações são obtidas. Como podemos verificar na tabela a seguir, a porcentagem de gasolina obtida através da destilação fracionada é, relativamente pequena, não atendendo às necessidades do consumo mundial. Já a quantidade de óleo obtida é muito grande (maior que a demanda). Desta forma, sobrava muito óleo e faltava gasolina, de modo que foi possível desenvolver um método que permitisse a quebra de uma molécula de óleo (compostos com 15 a 18 carbonos) em 2 moléculas menores (5 a 12 átomos de carbono), através do aquecimento dele a uma temperatura de aproximadamente 500°C utilizando um catalisador apropriado. Este processo é chamado de pirólise ou craqueamento catalítico.

Utilizando as frações obtidas do petróleo, é possível gerar novos produtos tais como: plásticos, isopor, borracha, detergentes, corantes para fotografia, imprensa, tecidos, medicamentos, inseticidas, explosivos, fertilizantes etc, através de reações químicas.

## CARVÃO

Há uma grande variedade de jazidas de carvão na natureza. De acordo com a idade e certas características físicas e químicas, podemos classificá-los em antracitos, linhitos e hulhas. Estes carvões têm origem na decomposição de resíduos vegetais que, na ausência de oxigênio, se depuseram e se constituíram em carbono grafítico, associado a compostos orgânicos variados.

As reservas mundiais de carvão são maiores do que as de quaisquer outros materiais combustíveis fósseis. Com o advento do petróleo, a sua maior facilidade operacional e de seu baixo custo, a aplicação do carvão e a sua intensificação ficaram prejudicadas, além da aplicação direta do carvão como fonte de energia através da combustão.

Para nós, o uso desse minério tem grande importância no seu tratamento térmico ao abrigo do oxigênio, denominado destilação degradativa. Neste processo, usamos o carvão mineral chamado hulha que é super aquecido, separando-se em frações gasosa (gás de iluminação), líquida (águas amoniacais e alcatrão de hulha) e sólida (carvão coque, utilizado na indústria siderúrgica).

## COMBUSTÃO

As frações de petróleo (hidrocarbonetos) possuem muitas aplicações e uma das mais importantes, é a geração de energia, obtida a partir da queima. Este tipo de reação é chamado de reação de combustão. Durante a experiência de queima da vela, verificamos que para ocorrer uma reação de combustão é necessária a presença do combustível (vela) e do comburente (oxigênio).

As reações de combustão liberam energia, CO<sub>2</sub>, CO, C e H<sub>2</sub>O dependendo da concentração do combustível e do comburente. Assim, podemos classificar as reações de combustão em 3 tipos:

### Combustão Completa



### Combustão Incompleta com Formação de CO



O CO é um gás sem cor, sem cheiro e extremamente tóxico.

### Combustão Incompleta com Formação de C



A liberação de C pode ser observada nos escapamentos de carros desregulados, em forma de pequenas partículas negras, mais conhecidas como fuligem, pó-de-carvão ou negro-de-fumo.

## EXERCÍCIOS

1. Contendo mais de uma centena de compostos, o petróleo é uma mistura natural. Esses compostos são separados em grupos (por exemplo: gasolina, querosene, óleos, etc). Qual é o processo mais indicado para obtenção desses grupos?

2. (Unesp) O octano é um dos principais constituintes da gasolina, que é uma mistura de hidrocarbonetos. A fórmula molecular do octano é:

- C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>
- C<sub>8</sub>H<sub>16</sub>
- C<sub>8</sub>H<sub>14</sub>
- C<sub>12</sub>H<sub>24</sub>
- C<sub>18</sub>H<sub>38</sub>

3. (Puccamp) "Gás natural, gás liquefeito, gasolina e querosene são algumas das frações resultantes da ...I... do petróleo. Pelo craqueamento de frações pesadas do petróleo obtém-se etileno utilizado em reações de ...II... para a obtenção de plásticos."

Completa-se corretamente a proposição quanto I e II são substituídos, respectivamente, por

- decantação e polimerização.
- filtração e combustão.
- destilação fracionada e polimerização.
- destilação fracionada e pirólise.
- fusão fracionada e fatólise.

4. (Cesgranrio) Sabe-se que o termo petróleo significa ÓLEO DA PEDRA, visto que foi encontrado entre os poros de determinadas rochas sedimentares no subsolo. Sua formação se deu há no mínimo 10 milhões de anos e apresenta uma composição complexa formada por milhares de compostos orgânicos, predominantemente hidrocarbonetos.

Dentre as substâncias a seguir, a única que, industrialmente, NÃO é obtida diretamente a partir do petróleo é o(a):

- butano
- querosene
- etanol
- óleo diesel
- gasolina

5. (Enem) As previsões de que, em poucas décadas, a produção mundial de petróleo possa vir a cair têm gerado preocupação, dado seu caráter estratégico. Por essa razão, em especial no setor de transportes, intensificou-se a busca por alternativas para a substituição do petróleo por combustíveis renováveis.

Nesse sentido, além da utilização de álcool, vem se propondo, no Brasil, ainda que de forma experimental,

- a mistura de percentuais de gasolina cada vez maiores no álcool.
- a extração de óleos de madeira para sua conversão em gás natural.
- o desenvolvimento de tecnologias para a produção de biodiesel.
- a utilização de veículos com motores movidos a gás do carvão mineral.
- a substituição da gasolina e do diesel pelo gás natural.

6. (Uel) Dentre as frações de destilação do petróleo representadas a seguir, as que têm maior número de átomos de carbono por moléculas são

- o asfalto e o piche.
- a gasolina e o querosene.
- a nafta e os óleos minerais.
- a gasolina e o gás liquefeito do petróleo.
- o óleo diesel e o querosene.

7. (Unirio) "O petróleo, que só vinha trazendo más notícias para o Brasil por causa do aumento do preço internacional, deu alegrias na semana passada. O anúncio da descoberta de um campo na Bacia de Santos, na última terça-feira, teve efeito imediato nas bolsas de valores."

(Revista "Veja", setembro de 1999.)

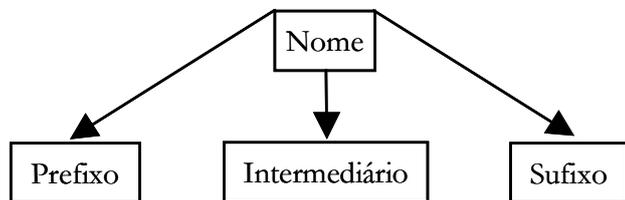
O petróleo, na forma em que é extraído, não apresenta praticamente aplicação comercial, sendo necessária a sua separação em diferentes frações. A separação dessas frações é feita considerando o fato de que cada uma delas apresenta um ponto de ebulição diferente. Entre os compostos a seguir, a fração que apresenta o maior ponto de ebulição é o(a):

- a) gás natural.
- b) óleo diesel.
- c) querosene.
- d) gasolina.
- e) parafina.

# 17. NOMENCLATURA ORGÂNICA I

Os compostos orgânicos recebem seus nomes de acordo com o número de carbonos, os tipos de ligações entre eles e a função a que pertencem as substâncias.

O quadro a seguir mostra, de forma resumida, as partes básicas da nomenclatura de um composto orgânico.



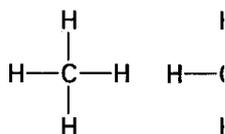
Nº de Carbonos	Saturação da Cadeia	Função
	Saturada → AN	Hidrocarboneto (C,H) = O
1C → met	Insaturadas:	Alcool (Csat-OH) = OL
2C → et		Aldeído $\left( \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C---} \\ \text{H} \end{array} \right) = \text{AL}$
3C → prop		Cetona $\left( \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C---} \\ \text{---} \end{array} \right) = \text{ONA}$
4C → but		Ac. Carboxílico $\left( \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C---} \\ \text{O} \end{array} \right) = \text{OICO}$
5C → pent		1 = EN
6C → hex		1 ≡ IN
7C → hept		2 = DIEN
8C → oct		2 ≡ DIIN
9C → non		1 = e 1 ≡ ENIN
10C → dec		
11C → undec		
Se for cíclico → prenome → ciclo		

## HIDROCARBONETOS

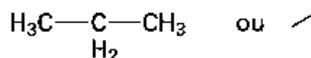
São compostos formados exclusivamente de carbono (C) e hidrogênio (H). Dependendo do tipo de ligação existente entre os carbonos, os hidrocarbonetos são subdivididos em classes.

## ALCANOS OU PARAFINAS

Os alcanos ou parafinas são hidrocarbonetos de cadeia aberta (alifática) saturada. Vejamos alguns exemplos:



Nomenclatura: MET/AN/O ET



Nomenclatura: PROP

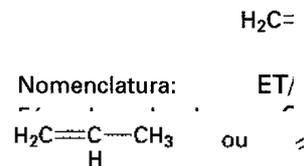
Ainda com base nos exemplos, podemos determinar a proporção entre o número de átomos de carbono e de hidrogênio

que constituem um alcano. Essa proporção é denominada fórmula geral.

Metano (1C)	CH <sub>4</sub>
Etano (2C)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
Propano (3C)	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>
Fórmula Geral	C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub>

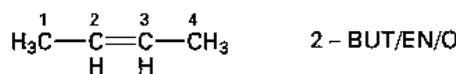
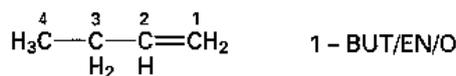
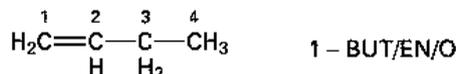
## ALCENOS, ALQUENOS OU OLEFINAS

Os alcenos são hidrocarbonetos alifáticos, insaturados que possuem uma dupla ligação. Veja os exemplos:



Nomenclatura: PROP

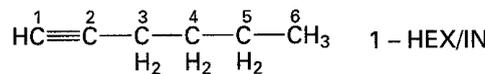
Convém indicar a posição da dupla ligação, sendo que a numeração é iniciada a partir da extremidade mais próxima da insaturação, por exemplo:



A fórmula geral dos alcenos é C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>.

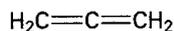
## ALCINOS OU ALQUINOS

Os alcinos são hidrocarbonetos de cadeia aberta com uma tripla ligação. A nomenclatura dos alcinos é semelhante à dos alcenos, porém sua fórmula geral muda para: C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>. Vejamos a seguir, alguns exemplos de alcinos e sua forma de nomeá-los:

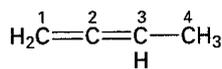


## ALCADIENOS OU DIENOS

Os alcadienos são os hidrocarbonetos alifáticos insaturados por duas duplas ligações. Sua nomenclatura segue as mesmas regras utilizadas para os outros hidrocarbonetos insaturados, como podemos ver a seguir:



PROPADIENO



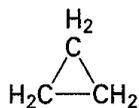
1,2 - BUTADIEN

1 2 3 4

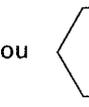
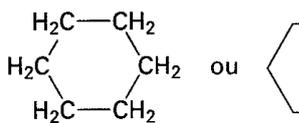
A fórmula geral dos alcadienos é  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .

## Cicloalcanos, Ciclanos ou Cicloparafinas

Os cicloalcanos são hidrocarbonetos cíclicos saturados, a nomenclatura segue as mesmas regras adotadas para os alcanos, porém seu nome é sempre precedido pela palavra ciclo.



ou



ciclo-propano

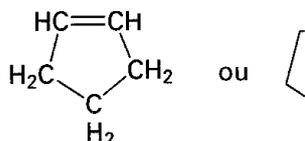
ciclo-hexano

C

A fórmula geral dos cicloalcanos é  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

## Cicloalcenos, Cicloalquenos ou Ciclenos

Os cicloalcenos são os hidrocarbonetos cíclicos insaturados por uma dupla ligação. Se não houver ramificação na cadeia, não precisa indicar a posição da dupla ligação. A fórmula geral é  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .



ciclo-penteno



## GRUPOS

Em compostos orgânicos de cadeia ramificada os agrupamentos ligados à cadeia principal podem ser indentificados por uma nomenclatura sistemática similar à adotada aos hidrocarbonetos prefixo/intermediário/sufixo. Entretanto, para os agrupamentos, o sufixo empregado é *il*.

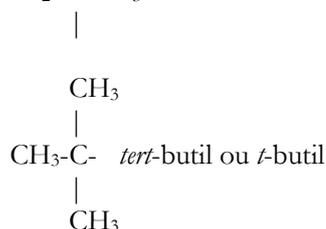
$\text{CH}_3$ - metil

$\text{CH}_3\text{CH}_2$ - etil

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2$ - *n*-propil       $\text{CH}_3\text{CHCH}_3$  *sec*-propil ou  
| *s*-propil

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2$ - *n*-butil

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHCH}_3$  *sec*-butil ou *s*-butil



## EXERCÍCIOS

1. Sobre a substância decano, é INCORRETO afirmar que:

Dado: C (Z = 6) e H (Z = 1)

- o número de carbonos em sua estrutura é igual a dez.
- é um alcano.
- o número de hidrogênios em sua cadeia é igual a 22.
- deve ter fórmula molecular  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .
- apresenta somente ligações covalentes em sua estrutura.

2. (Pucpr) Alcinos são hidrocarbonetos:

- alifáticos saturados.
- alícíclicos saturados.
- alifáticos insaturados com dupla ligação.
- alícíclicos insaturados com tripla ligação.
- alifáticos insaturados com tripla ligação.

3. (Uerj) A análise qualitativa de uma substância orgânica desconhecida revelou a presença de carbono, oxigênio e hidrogênio.

Podemos afirmar que essa substância não pertence à função denominada:

- éster
- fenol
- hidrocarboneto
- ácido carboxílico

4. (Uel) Quantos átomos de hidrogênio há molécula do ciclobuteno?

- 4
- 5
- 6
- 7
- 8

5. (Pucmg) Os compostos isopentano, neopentano e isobutano apresentam o seguinte número de carbonos, respectivamente:

- 5, 5, 4
- 6, 6, 4
- 5, 6, 4
- 6, 4, 5
- 6, 6, 5

6. (Ufv) O gás de cozinha é uma mistura em que predomina o hidrocarboneto  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ . O nome deste alcano é:

- isobutano.
- isopropano.
- dimetiletano.
- butano.
- metilpropano.

7. (Unesp) O octano é um dos principais constituintes da gasolina, que é uma mistura de hidrocarbonetos. A fórmula molecular do octano é:

- $\text{C}_8\text{H}_{18}$
- $\text{C}_8\text{H}_{16}$
- $\text{C}_8\text{H}_{14}$
- $\text{C}_{12}\text{H}_{24}$
- $\text{C}_{18}\text{H}_{38}$

8. (Unesp) Existe somente uma dupla ligação na cadeia carbônica da molécula de:

- benzeno
- n*-pentano
- acetileno
- ciclohexano
- propileno

9. (Ufv) A fórmula molecular que corresponde a um alquino é:

- $\text{C}_2\text{H}_2$
- $\text{C}_2\text{H}_4$
- $\text{C}_2\text{H}_6$
- $\text{C}_3\text{H}_8$
- $\text{C}_3\text{H}_6$

## 18. NOMENCLATURA ORGÂNICA II

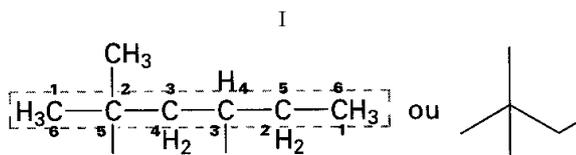
## HIDROCARBONETOS RAMIFICADOS

## ALIFÁTICOS ALCANOS SATURADOS.

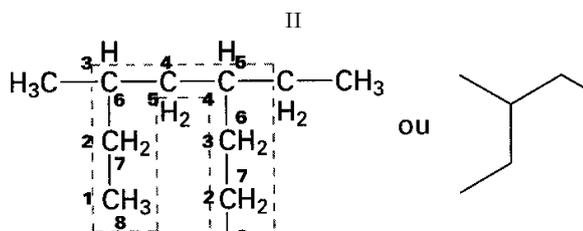
As seguintes regras são utilizadas para dar nomes aos alcanos ramificados:

Determinar a cadeia principal e seu nome.

- Reconhecer os grupos e dar nomes aos mesmos.
- Numerar a cadeia principal de modo a obter os menores números possíveis para indicar as posições dos grupos.
- Quando houver mais de um radical do mesmo tipo, seus nomes devem ser precedidos de prefixos que indiquem a quantidade: di, tri, tetra...
- Quando houver dois ou mais grupos de tipos diferentes, seus nomes podem ser escritos de duas maneiras: pela ordem de complexidade crescente dos grupos ou pela ordem alfabética (recomendada pela IUPAC). Nesse tipo de notação não devem ser considerados, para efeito de ordem alfabética, os prefixos di, tri, n, trec, sec. Assim, a ordem alfabética dos grupos saturados apresentados é: butil; s-butil; etil; isobutil; isopropil; metil; propil. Veja os exemplos a seguir:



cadeia principal: hexano  
grupos: 3 grupos do tipo metil (trimetil)  
posições (menores números): 2, 2, 3  
nome do composto: 2, 2, 3 – trimetil-hexano



cadeia principal: octano  
grupos: metil e etil  
posições (menores valores): metil (3) e etil (5)  
nome do composto:  
-ordem crescente de complexidade: 3-metil-5-etil-octano  
-IUPAC (alfabética): 5-etil-3-metil-octano

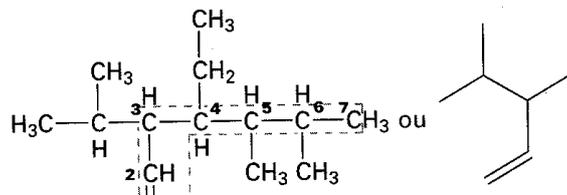
Quando, numa mesma estrutura, duas ou mais cadeias apresentarem o mesmo número de máximo de carbonos, será considerada a cadeia que tiver o maior número de ramificações.

## ALIFÁTICOS INSATURADOS

Para os alifáticos insaturados, as insaturações devem, obrigatoriamente, fazer parte da cadeia principal e receber os menores valores possíveis. No entanto, as outras regras são iguais às dos alcanos.

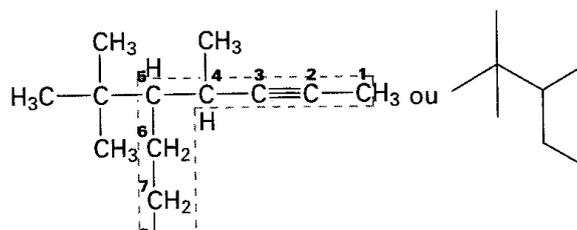
A seguir temos exemplos para os alcenos, alcinos e alcadienos.

## Alcenos ou Alcenos



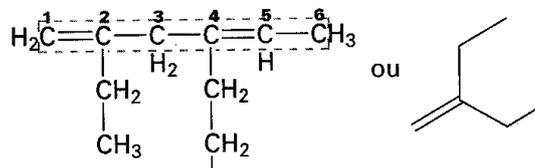
cadeia principal: 1-hepteno  
grupos: isopropil, etil, metil, metil  
posições: isopropil=3, etil=4, metil=5, metil=6  
nome do composto:  
- ordem de complex.: 5,6-dimetil-4-etil-3-isopropil-1-hepteno  
- IUPAC: 4-etil-3-isopropil-5,6-dimetil-1-hepteno

## Alquinos ou Alcinos



cadeia principal: 2-octino  
grupos: metil e terc-butil  
posições: metil=4, terc-butil=5  
nome do composto:  
- ordem de complexidade: 4-metil-5-terc-butil-2-octino  
- IUPAC: 5-terc-butil-4-metil-2-octino

## Alcadienos ou Dienos



cadeia principal: 1,4 – hexadieno  
grupos: etil e propil  
posições: etil=2, propil=4  
nome do composto (ordem e complexidade e ordem alfabética (IUPAC), nesse caso, são iguais): 2-etil-4-propil-1,4-hexadieno

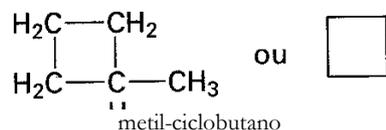
## CÍCLICOS

Nos hidrocarbonetos cíclicos, é considerada cadeia principal aquela que apresenta o anel ou ciclo.

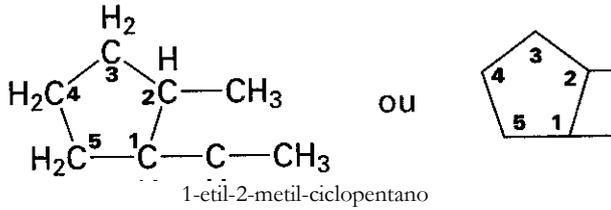
## Cicloalcanos ou Ciclanos

Nas regras dos cicloalcanos também são consideradas a quantidade e a posição do grupo, além da cadeia principal a ser aquela que apresenta o ciclo.

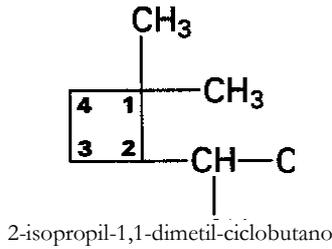
- *ciclo com um único grupo*: não há necessidade de indicar a posição do grupo.



■ *ciclos com dois ou mais grupos*: inicia-se a nomenclatura em ordem alfabética e percorre o anel, a fim de se obter os menores valores da numeração de carbonos. Vejamos um exemplo:



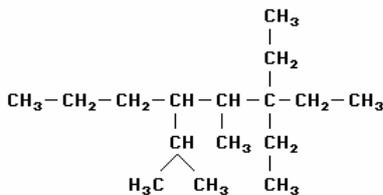
Se num ciclo existir um carbono contendo maior quantidade de grupos, a numeração deve ser feita a partir dele, a fim de se obter os menores valores possíveis.



## EXERCÍCIOS

1. (Ufrs) Um alceno possui cinco átomos de carbono na cadeia principal, uma ligação dupla entre os carbonos 1 e 2 e duas ramificações, cada uma com um carbono, ligadas nos carbonos 2 e 3. Sobre este alceno é INCORRETO afirmar que apresenta:
- quatro carbonos primários.
  - dois carbonos terciários.
  - um carbono assimétrico.
  - um carbono secundário.
  - um carbono quaternário.

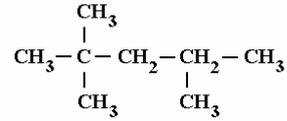
2. (Cesgranrio) Assinale a única afirmativa correta, com relação ao composto que apresenta a estrutura a seguir:



- O composto:
- é um alqueno;
  - apresenta um grupo n-propila ligado ao carbono 4;
  - apresenta 2 grupos propila;
  - apresenta 3 grupos etila;
  - apresenta 2 grupos etila.

3. (Cesgranrio) A qualidade uma gasolina pode ser expressa pelo seu índice de octanagem. Uma gasolina de octanagem 80 significa que ela se comporta, no motor, como uma mistura contendo 80% de isoctano e 20% de heptano.

Observe a estrutura do isoctano:

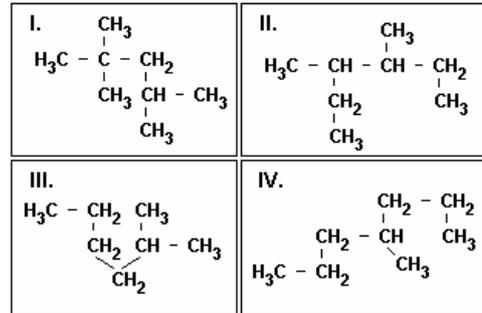


De acordo com a nomenclatura IUPAC, esse hidrocarboneto é o:

- iso - propil - pentano.
- n - propil - pentano.
- 2,4,4 - trimetil - pentano.
- 2,2,4 - trimetil - pentano.
- trimetil - isopentano.

4. (Uerj) Uma mistura de hidrocarbonetos e aditivos compõe o combustível denominado gasolina. Estudos revelaram que quanto maior o número de hidrocarbonetos ramificados, melhor é a "performance" da gasolina e o rendimento do motor.

Observe as estruturas dos hidrocarbonetos a seguir:



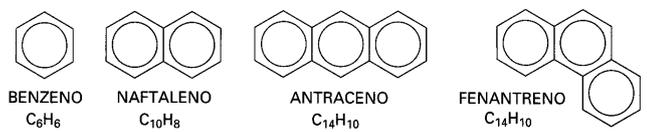
O hidrocarboneto mais ramificado é o de número:

- IV
- III
- II
- I

# 19. COMPOSTOS AROMÁTICOS

Os compostos aromáticos são hidrocarbonetos que apresentam pelo menos um anel benzênico em sua estrutura. Eles têm uma nomenclatura particular, que não segue nenhuma regra das utilizadas nos outros hidrocarbonetos, também não há uma fórmula geral que sirva para todos os aromáticos.

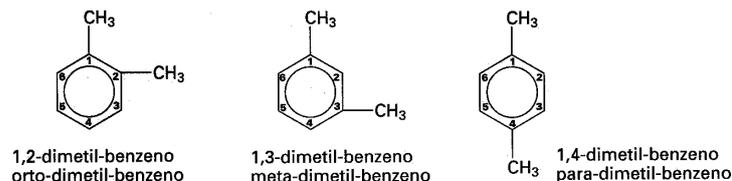
Os principais hidrocarbonetos aromáticos não ramificados são:



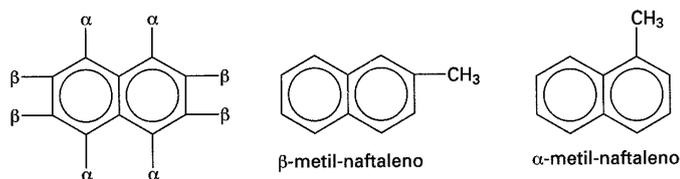
Para os aromáticos, quando a cadeia principal apresentar apenas um anel benzênico, ela será denominada benzeno e pode conter um ou mais grupos.



No caso de existirem dois ou mais grupos, haverá apenas três posições possíveis: 1 e 2, 1 e 3 ou 1 e 4, que podem ser substituídos respectivamente por: orto (o), meta (m) e para (p). Veja os exemplos:



Para o caso específico do naftaleno (dois anéis benzênicos juntos), quando há um grupo, ele pode ocupar apenas duas posições diferentes:  $\alpha$  e  $\beta$ . Veja na figura onde elas se localizam:



Há compostos, no entanto, que possuem uma nomenclatura usual bastante utilizada tanto na ciência como nos vestibulares:

COMPOSTO	IUPAC	USUAL
$CH_4$	metano	gasolixo, gás dos pântanos, biogás
$H_2C=CH_2$	eteno	etileno
$HC\equiv CH$	etino	acetileno
	metil-propano	isobutano
	1,3-butadieno	eritreno
	2-metil-1,3-butadieno	isopreno
	metil-benzeno	tolueno

## EXERCÍCIOS

1. (Mackenzie) Quase nada se sabe sobre o destino do lixo industrial perigoso produzido no Brasil até meados de 1976. Como muitas substâncias do lixo perigoso são resistentes ao tempo, esse passado de poluição está começando a vir à tona. No solo de um conjunto habitacional da Grande São Paulo, constatou-se a presença de 44 contaminantes. Dentre eles, destacam-se o trimetilbenzeno, o clorobenzeno, o decano, além de um de fórmula molecular  $C_6H_6$  que é considerado o mais tóxico.

Adaptado da Folha de São Paulo - 28/08/2001

Da substância de fórmula  $C_6H_6$ , é INCORRETO afirmar que:

Dadas as massas molares (g/mol):

$C = 12, H = 1$  e  $O = 16$

- é um hidrocarboneto.
- pode ser o benzeno.
- a sua massa molar é maior do que a da água.
- tem cadeia carbônica insaturada.
- é o hexacloreto de benzeno, mais conhecido como BHC.

2. (Fuvest) A contaminação por benzeno, clorobenzeno, trimetilbenzeno e outras substâncias utilizadas na indústria como solventes pode causar efeitos que vão da enxaqueca à leucemia. Conhecidos como compostos orgânicos voláteis, eles têm alto potencial nocivo e cancerígeno e, em determinados casos, efeito tóxico cumulativo.

"O Estado de S. Paulo", 17 de agosto de 2001.

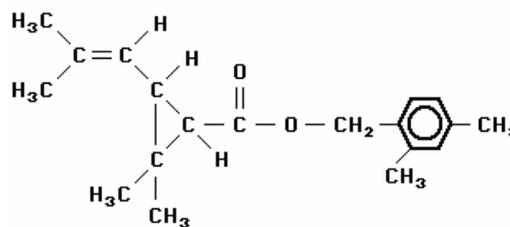
Pela leitura do texto, é possível afirmar que

- certos compostos aromáticos podem provocar leucemia.
- existe um composto orgânico volátil com nove átomos de carbono.
- solventes industriais não incluem compostos orgânicos halogenados.

Está correto apenas o que se afirma em

- I
- II
- III
- I e II
- I e III

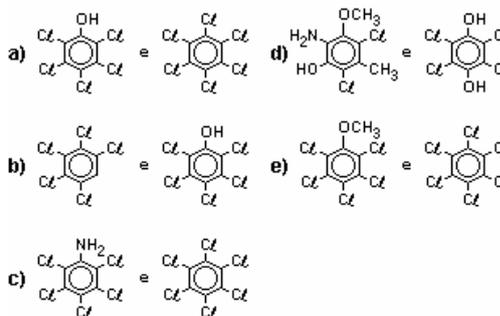
3. (Unb) As piretrinas constituem uma classe de inseticidas naturais de amplo emprego, tendo em vista que não são tóxicas para os mamíferos. Essas substâncias são extraídas das flores de crisântemo. A estrutura que se segue mostra um exemplo de piretrina.



A estrutura apresentada contém

- um anel aromático trissubstituído.
- um anel ciclopropânico.
- apenas três grupos metila.

4. (Uflavras) Resíduos de defensivos agrícolas, muitas vezes depositados sobre o solo de forma incorreta, apresentam, entre outros compostos, o pentaclorofenol e o hexaclorobenzeno. As estruturas que correspondem a esses dois compostos são, respectivamente:



5. (Mackenzie) Na substância trimetil-benzeno, o anel benzênico é ramificado por grupos:

- a)  $\text{H}_3\text{C} \cdot$   
 b)  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2 \cdot$   
 c)  $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{CH} \cdot \end{array}$   
 d)  $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ | \\ \cdot \end{array}$   
 e)  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2 \cdot$

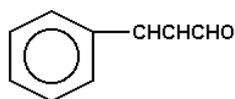
6. (Fatec) No rótulo de um solvente comercial há indicação de que contém apenas hidrocarbonetos alifáticos. A partir dessa informação conclui-se que esse solvente não deverá conter, como um de seus componentes principais, o

- a) tolueno.  
 b) n-hexano.  
 c) heptano.  
 d) ciclohexano.  
 e) pentano.

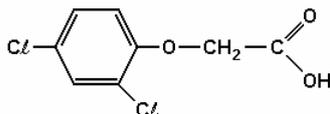
7. (Pucmg) A substância responsável pelo odor característico da canela (Cinnamomum zeulanicum) tem nome usual de aldeído cinâmico.

Com fórmula mostrada na figura adiante apresenta ligações pi em número de:

- a) 1  
 b) 2  
 c) 3  
 d) 5



8. (Unirio) O agente laranja ou 2,4-D é um tipo de arma química utilizada na Guerra do Vietnã como desfolhante, impedindo que soldados se escondessem sob as árvores durante os bombardeios.



Na estrutura do agente laranja, anterior, estão presentes:

- a) 4 ligações Pi e 1 cadeia aromática.  
 b) 3 ligações Pi e 1 cadeia aromática.  
 c) 1 cadeia mista e 9 ligações sigma.  
 d) 1 cadeia heterogênea e 5 carbonos secundários.  
 e) 1 cadeia aromática e 12 ligações sigmas.

9. (Ufrs) O ortocresol, presente na creolina, resulta da substituição de um átomo de hidrogênio do hidroxibenzeno por um radical metila. A fórmula molecular do ortocresol é

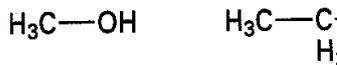
- a)  $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$   
 b)  $\text{C}_7\text{H}_9\text{O}$   
 c)  $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}$   
 d)  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}$   
 e)  $\text{C}_6\text{H}_9\text{O}$

## 20. FUNÇÕES ORGÂNICAS OXIGENADAS I

### ÁLCOOIS

Os álcoois são compostos que apresentam o grupo hidroxila (-OH) ligado ao carbono saturado e possuem, no máximo, uma hidroxila por carbono. Quando a hidroxila estiver ligada a um carbono que tenha uma ligação dupla com outro carbono, não é um álcool, é um enol, que é uma outra função.

O prefixo no nome do composto muda de acordo com a quantidade de hidroxilas que ele possui. No caso de ter apenas uma hidroxila seu nome é monoálcool; se tiver duas, diálcool e três ou mais, poliálcool. As regras para nomear os álcoois são as mesmas estabelecidas para os hidrocarbonetos, a diferença está no sufixo, por exemplo:

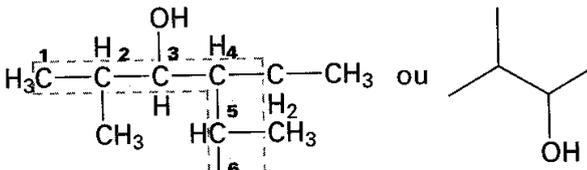


Quando um álcool alifático apresentar mais de dois átomos de carbono, é necessário indicar a posição do OH, numerando os carbonos a partir da extremidade mais próxima do que contém a hidroxila (OH). Já, no caso dos álcoois insaturados e/ou ramificados, devemos indicar a posição da hidroxila, da insaturação e das ramificações, sendo que a ordem de prioridade para a numeração é:

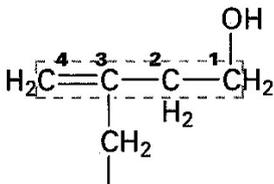
FUNÇÃO > INSATURAÇÃO > GRUPOS

O grupo funcional e a insaturação devem fazer parte da cadeia principal.

Exemplos:



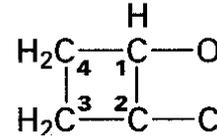
cadeia principal: 3-hexanol  
grupos: metil, metil, etil  
posições: 2, 5 e 4  
nome: 4-etil-2,5-dimetil-3-hexanol



indica a dupla      indica o gr. funcion

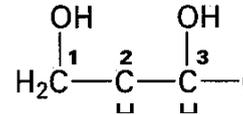
cadeia principal: 3-butadieno-1-ol  
grupos: etil  
posição: 3  
nome dos compostos: 3-etil-3-buteno-1-ol

Em álcoois cíclicos, a numeração deve ser feita a partir do carbono que contém a hidroxila.



cadeia principal: 1-ciclobutanol  
grupos: metil  
posição: 2  
nome do composto: 2-metil-1-ciclobutanol, ou simplesmente 2- metil-ciclobutanol

No caso dos poliálcoois, as posições das hidroxilas são representadas pelos menores números possíveis. As quantidades de OH são indicadas pelos sufixos diol, triol, etc.

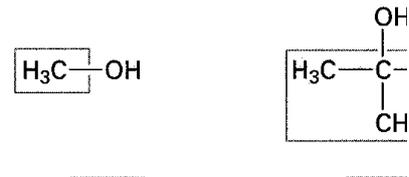


nome do composto: 1,3-butanodiol

Os álcoois possuem, além da nomenclatura oficial, a vulgar. Neste caso, usa-se o nome do radical ao qual está ligado o grupo OH, utilizando o seguinte esquema:

ÁLCOOL      RADICAL      IÇO

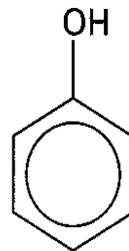
Vejamos dois exemplos:



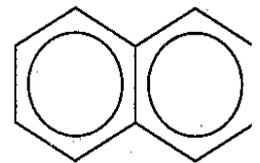
### FENÓIS

Fenóis são compostos que apresentam o grupo hidroxila (-OH), ligado diretamente a um carbono aromático. Sua nomenclatura oficial é hidroxi, seguida do nome do hidrocarboneto. Caso existam ramificações, é necessário indicar suas posições de modo a se obter os menores valores possíveis (como sempre).

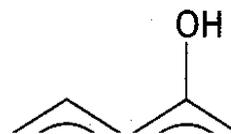
O hidroxi-benzeno é o fenol mais simples, conhecido como fenol, fenol comum ou ácido fênico.



hidroxi-benzeno

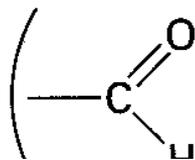


β-hidroxi-naft

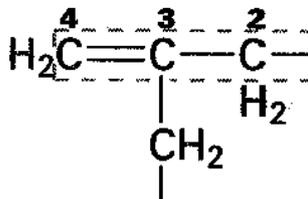
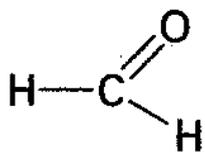


## ALDEÍDOS

Os aldeídos contêm o grupo carbonila em carbono primário (ponta da cadeia). O grupo funcional é:



As regras para sua nomenclatura oficial são as mesmas já conhecidas para os hidrocarbonetos, a diferença está no sufixo: **ALDEÍDO** → sufixo **AL**. No caso dos aldeídos ramificados e/ou insaturados, seguem as regras já vistas, como o grupo funcional está sempre na extremidade, o carbono dele será o número 1 e a posição não precisa ser indicada. Se existirem dois grupos de aldeídos, devemos utilizar **dial**.



cadeia principal: 3-butenal  
grupo: etil  
posição: 3  
nome: 3-etil-3-butenal

## CETONAS

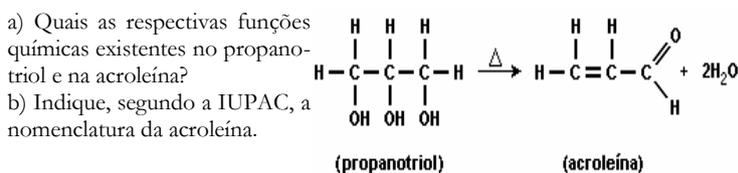
As cetonas também são do grupo carbonila, porém o carbono do grupo, deve ser secundário. O sufixo utilizado, neste caso, é **ONA**, quando a numeração do composto for necessária, deve ser iniciada da extremidade mais próxima da carbonila. Caso a cetona esteja ramificada e/ou insaturada seguem as regras vistas anteriormente.

## EXERCÍCIOS

- (Udesc) Escolha a alternativa **FALSA** no que se refere aos álcoois:
  - o grupo -OH encontra-se diretamente ligado a carbono saturado;
  - o H do grupo -OH é praticamente não ionizável em água;
  - possuem caráter ácido maior do que os fenóis;
  - quanto maior a cadeia carbônica, menor a solubilidade em água;
  - podem formar pontes de hidrogênio com a água.
- (Unesp) Dentre as fórmulas a seguir, a alternativa que apresenta um álcool terciário é
  - $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
  - $(\text{CH}_3)_3\text{C-CH}_2\text{OH}$
  - $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$
  - $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$
  - $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3$
- (Ufrs) A fórmula molecular  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  pode representar compostos pertencentes às funções:
  - hidrocarboneto, álcool e aldeído.
  - álcool e éter.
  - aldeído e cetona.
  - ácido carboxílico, aldeído e álcool.
  - éter, cetona e éster.
- (Fatec) Com relação ao etanol e ao metanol são feitas as afirmações:
  - Ambos os álcoois podem ser utilizados como combustível para automóveis.
  - Além da utilização em bebidas, o metanol pode ser utilizado como solvente em perfumes, loções, desodorantes e medicamentos.
  - Atualmente o metanol é produzido do petróleo e do carvão mineral por meio de transformações químicas feitas na indústria.
  - O metanol é um combustível relativamente "limpo". Sua combustão completa tem alto rendimento, produzindo  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .
  - Ambos os álcoois podem ser produzidos a partir da cana-de-açúcar.

Escolha a alternativa que apresenta somente afirmação(ões) verdadeira(s).

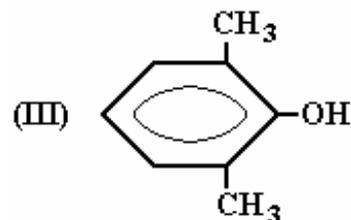
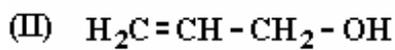
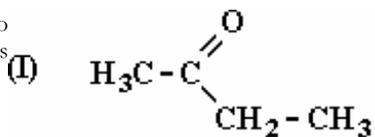
- I.
  - II e III.
  - II e IV.
  - I, III e IV.
  - I, II, III e IV.
5. (Ufrj) O propanotriol, quando submetido a um aquecimento rápido, desidrata-se, formando a acroleína que apresenta um cheiro forte e picante. Essa propriedade constitui um meio fácil e seguro de se diferenciarem as gorduras verdadeiras dos óleos essenciais e minerais, pois, quando a gordura é gotejada sobre uma chapa super-aquecida, também desprende acroleína. Observe o que acontece com o propanotriol:



## Química

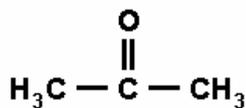
6. (Faap) Os compostos ao lado pertencem respectivamente às funções:

- a) cetona, álcool, álcool
- b) cetona, álcool, fenol
- c) aldeído, álcool, álcool
- d) ácido carboxílico, fenol, álcool
- e) ácido carboxílico, álcool, fenol

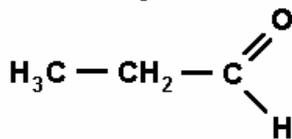


7. (Mackenzie) Os compostos mostrados na figura adiante

- a) possuem a mesma fórmula estrutural.
- b) possuem a mesma fórmula molecular.
- c) pertencem à mesma função orgânica.
- d) possuem cadeia carbônica ramificada.
- e) possuem diferentes fórmulas mínimas.



e



8. (Fatec) Na indústria de alimentos, sua aplicação mais importante relaciona-se à extração de óleos e gorduras de sementes, como soja, amendoim e girassol. À temperatura ambiente, é um líquido que apresenta odor agradável, e muito utilizado como solvente de tintas, vernizes e esmaltes. Trata-se da cetona mais simples.

O nome oficial e a fórmula molecular da substância descrita pelo texto acima são, respectivamente,

- a) butanal e  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
- b) butanona e  $\text{C}_4\text{H}_7\text{OH}$
- c) etanona e  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$
- d) propanal e  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$  e) propanona e  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

## FRENTE DOIS

### 1. SUBSTÂNCIAS E ELEMENTOS

---

#### CONCEITOS INICIAIS

- Massa é uma quantidade de matéria.
- Matéria é tudo que tem massa e ocupa lugar no espaço (isto é, volume).
- Corpo é qualquer porção limitada de matéria.
- Objeto é um corpo fabricado para ter aplicações úteis ao homem.
- Sistema é qualquer porção limitada de matéria que seja submetida ao nosso estudo, o sistema pode ser fechado ou aberto. Todo o universo fora desse sistema chama-se ambiente ou meio ambiente.

#### ELEMENTOS QUÍMICOS:

No final do século XVIII e início do XIX, Lavoisier, Proust e Dalton, conseguiram finalmente provar que: todo e qualquer tipo de matéria é formado por partículas extremamente pequenas denominadas **ÁTOMOS**.

Essa idéia da existência do átomo foi um grande passo da ciência, pois através dela se explicava o mundo que se vê a olho nu (macroscópico), através do mundo invisível (microscópico).

Um processo inverso de se ver a realidade a nossa volta.

Você deve acreditar nesta idéia, mesmo que tenha outra que possa usar para explicar o mundo a sua volta, pois a fustigação deste tipo de interpretação do mundo a nossa volta.

Até hoje, uma centena de diferentes tipos de átomos foram descobertos, cada um deles representa um ELEMENTO QUÍMICO diferente.

Cada elemento químico é caracterizado por um número atômico ( $Z$ ), muda o número atômico, muda o elemento químico.

#### SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS:

As substâncias químicas são formadas por moléculas, ou seja, agrupamentos de átomos do mesmo ou de diferentes elementos químicos. Cientificamente elas são chamadas de substâncias puras e possuem propriedades e características bem definidas e composição química constante, por exemplo, a água pura é um líquido incolor, inodoro, não-inflamável, etc. e sua molécula é sempre formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio, independente de estar no estado sólido (gelo), líquido, ou gasoso (vapor).

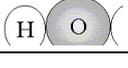
As substâncias puras são divididas em dois grupos: substâncias puras simples e substâncias puras compostas.

A palavra pura não está associada a qualidade, nem cor, sabor ou cheiro, mas sim ao fato de só existirem um tipo de molécula na substância que forma algum tipo de matéria.

- Substâncias Simples: são formadas por átomos do mesmo elemento químico.
- Substâncias Compostas: são formadas por átomos de diferentes elementos químicos.

**Exemplos:**

Substância pura simples		
Substância e utilidade	Molécula	Fórmula
<b>HIDROGÊNIO</b> Gás incolor, combustível, menos denso que o ar e, por isso, utilizado em balões meteorológicos.		H <sub>2</sub>
<b>OXIGÊNIO</b> Gás incolor, existente no ar, indispensável à respiração dos animais e vegetais.		O <sub>2</sub>

Substância pura composta		
Substância e utilidade	Molécula	Fórmula
<b>ÁGUA</b> Indispensável à vida dos vegetais e animais.		H <sub>2</sub> O
<b>GÁS CARBÔNICO</b> Gás incolor, utilizado em extintores de incêndio, em bebidas e refrigerantes, é o gás que soltamos na respiração, etc.		CO <sub>2</sub>

**Lembrete:**

Há átomos que “preferem” ficar sozinhos, ou seja, não formam moléculas. Este é um comportamento típico dos elementos chamados de gases nobres. Ex.: Hélio (He)

**ALOTROPIA:**

Há átomos do mesmo elemento químico que podem se agrupar de formas diferentes formando substâncias puras simples distintas, fenômeno chamado de alotropia. Por exemplo, o oxigênio comum (O<sub>2</sub>) e ozônio (O<sub>3</sub>) são formas alotrópicas do elemento oxigênio. O carbono também tem formas alotrópicas, a grafite (C<sub>n</sub>) e o diamante (C<sub>n</sub>) e o fulereno (C<sub>60</sub>). O que difere um do outro, neste caso, é sua estrutura atômica, ou seja, a forma como os átomos estão ligados.

Além disso, enxofre e fósforo apresentam alotropia.

Mas lembre-se não devemos confundir alotropia com isotopia, isobaria ou isotonia.

Estes dados estão resumidos na tabela abaixo:

Elemento	Formas alotrópicas
Oxigênio	Oxigênio: O <sub>2</sub>
	Ozônio: O <sub>3</sub>
Enxofre	Enxofre: (rômbico): S <sub>8</sub>
	Enxofre: (monoclínico): S <sub>8</sub>
Fósforo	Fósforo branco: P <sub>4</sub>
	Fósforo vermelho: P <sub>n</sub>
Carbono	Grafite: C <sub>n</sub>
	Diamante: C <sub>n</sub>

**EXERCÍCIOS**

1. Conceitue molécula e átomo.
2. Quais são os elementos químicos que compõem a molécula de água?
3. Preencha a tabela a seguir com os valores que estão faltando:

Elemento Químico	Número Atômico	Partículas por Átomo			Número de massa
		Prótons	Elétrons	Nêutrons	
Alumínio	13				27
Fósforo	15			16	

4. Em qual alternativa temos respectivamente: símbolo, fórmula, fórmula, símbolo.
  - a) H, H<sub>2</sub>, Co, CO<sub>2</sub>
  - b) N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Ba, Mg.
  - c) N, O<sub>3</sub>, KOH, F<sub>2</sub>
  - d) Ca, NO, CuO, Cu
  - e) Co, Cl<sub>2</sub>, F, Na.
5. O que é substância? O que é água pura?
6. Considere o seguinte grupo de substâncias:  
 $H_2S + C_6H_{12}O_6 + CO_2$   
 O número de substâncias, o número de elementos químicos e o número total de átomos são, respectivamente:
  - a) 3, 4, 30
  - b) 3, 7, 30
  - c) 5, 4, 27
  - d) 7, 3, 27
  - e) 4, 3, 30
7. Sabemos que tudo o que nos cerca é feito de substâncias: a terra, o mar, o céu, as casas, a comida e até mesmo o nosso corpo. As substâncias podem ser simples ou compostas. Qual a diferença entre uma substância simples e uma substância composta?
8. Classifique as substâncias em simples e compostas, justificando a sua escolha.
  - a) N<sub>2</sub>
  - b) SO<sub>3</sub>
  - c) Br<sub>2</sub>
  - d) CaCO<sub>3</sub>
  - e) NH<sub>4</sub>OH
9. São substâncias compostas:
  - a) alumínio, ozônio e ferro.
  - b) oxigênio, gás carbônico e hidrogênio.
  - c) gás carbônico, água e amônia.
  - d) oxigênio, hidrogênio e alumínio.
  - e) ferro, hidrogênio e água.

10. Entre as substâncias cujas fórmulas estão relacionadas adiante:

$O_2$ , Fe,  $F_2$ ,  $H_2O$ ,  $CHCl_3$ ,  $O_3$ ,  $S_8$ , NaCl, o número de substâncias simples é:

- 5
- 4
- 3
- 2
- 1

11. Dentre as substâncias: água, oxigênio, nitrogênio e gás carbônico, quais são formadas por mais de um único elemento químico?

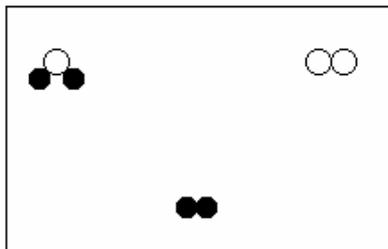
12. (Mackenzie) É característica de substância pura:

- ser solúvel em água.
- ter constantes físicas definidas.
- ter ponto de fusão e ponto de ebulição variáveis.
- sofrer combustão.
- ser sólida à temperatura ambiente.

13. (Unicamp) "Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior correnteza a quantidade de oxigênio aumenta". Ao ouvir esta informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: "Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?"

- Escreva a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.
- Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?

14. (Mackenzie) Relativamente às substâncias moleculares esquematizadas na figura, podemos afirmar que:



- todas são compostas.
- todas são moléculas monoatômicas.
- todas são formadas por átomos que possuem o mesmo número atômico.
- somente uma delas é formada por átomos de elementos químicos diferentes.
- somente uma delas é formada por átomos de mesmo elemento químico.

15. (Cesgranrio) Assinale a alternativa que apresenta, na seqüência, os termos corretos que preenchem as lacunas da seguinte afirmativa:

"UMA SUBSTÂNCIA \_\_\_\_\_ É FORMADA POR \_\_\_\_\_, CONTENDO APENAS \_\_\_\_\_ DE UM MESMO..."

- composta; moléculas; elementos; átomo
- composta; moléculas; átomos; elemento
- química; elementos; moléculas; átomo
- simples; átomos; moléculas; elementos
- simples; moléculas; átomos; elemento

16. (Mackenzie) Certas propagandas recomendam determinados produtos, destacando que são saudáveis por serem naturais, isentos de QUÍMICA. Um aluno atento percebe que essa afirmação é:

- verdadeira, pois o produto é dito natural porque não é formado por substâncias químicas.
- falsa, pois as substâncias químicas são sempre benéficas.
- verdadeira, pois a Química só estuda materiais artificiais.
- enganosa, pois confunde o leitor, levando-o a crer que "química" significa não saudável, artificial.
- verdadeira, somente se o produto oferecido não contiver água.

17. (Uel) Sobre substâncias simples são formuladas as seguintes proposições:

- são formadas por um único elemento químico;
- suas fórmulas são representadas por dois símbolos químicos;
- podem ocorrer na forma de variedades alotrópicas;
- não podem formar misturas com substâncias compostas.

São INCORRETAS

- I e II
- I e III
- II e III
- II e IV
- III e IV

18. (Unesp) Os recém-descobertos fulerenos são formas alotrópicas do elemento químico carbono. Outras formas alotrópicas do carbono são:

- isótopos de carbono-13.
- calcário e mármore.
- silício e germânico.
- monóxido e dióxido de carbono.
- diamante e grafite.

## 2. MISTURAS

Mistura é qualquer sistema formado por duas ou mais substâncias, denominadas componentes. A mistura pode ser homogênea ou heterogênea, conforme presente ou não as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão em que seja examinada. Toda mistura homogênea é uma solução, por definição.

### Observações:

- Uma mistura de gases sempre será homogênea, não importa quantos gases participem da mistura. Assim sendo uma mistura de  $n$  gases constitui sempre uma única fase, afinal todo sistema homogêneo é monofásico.
- Mistura de  $n$  sólidos constitui um sistema com  $n$  fases, na maioria dos casos.

### ALGUMAS MISTURAS IMPORTANTES E SEUS COMPONENTES:

- Ar → nitrogênio (78%), oxigênio (20%) e outros gases (2%)
- Água do mar → água, cloreto de sódio, outros sais.
- Vinagre → água, ácido acético.
- Gás de bujão → propano e butano.
- Granito → quartzo, feldspato, mica
- Pólvora (negra) → salitre, carvão, enxofre.
- Aço → ferro, carbono.
- Leite → água, gorduras, proteínas, açúcares.
- Ouro 18 quilates → ouro (75%), cobre+prata (25%)
- Madeira → celulose, outros compostos orgânicos.

P.S: Toda mistura de gases é sempre um sistema homogêneo, um bom exemplo deste tipo de mistura é o ar da cidade de São Paulo.

### EXERCÍCIOS

1. Defina mistura.
2. Defina mistura homogênea.
3. Defina mistura heterogênea.

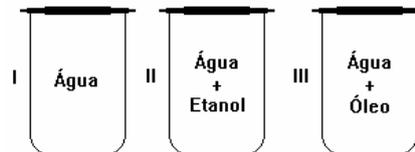
4. (Unesp) O rótulo de uma garrafa de água mineral está reproduzido a seguir. Composição química provável:

Sulfato de cálcio 0,0038 mg/L  
Bicarbonato de cálcio 0,0167 mg/L

Com base nestas informações, podemos classificar a água mineral como:

- a) substância pura.
  - b) substância simples.
  - c) mistura heterogênea.
  - d) mistura homogênea.
  - e) suspensão coloidal.
5. (Puccamp) As proposições a seguir foram formuladas por um estudante, após o estudo de substâncias puras e misturas.
- I.** O leite puro não pode ser representado por fórmula molecular porque é uma mistura de várias substâncias.
- II.** Como se trata de substância pura, o álcool anidro apresenta ponto de ebulição e densidade característicos.
- III.** A água mineral é substância pura de composição definida.
- IV.** O ar empoeirado é mistura heterogênea sólido + gás.
- V.** Por ser substância pura, o café coado não pode ser submetido a processos de fracionamento de misturas.
- Quantas proposições estão corretas?
- a) 1
  - b) 2
  - c) 3
  - d) 4
  - e) 5

6. (Uff) Considere os seguintes sistemas:



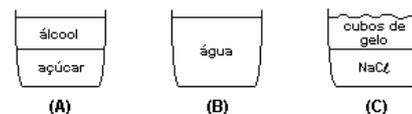
Os sistemas I, II e III correspondem, respectivamente, a:

- a) substância simples, mistura homogênea, mistura heterogênea.
- b) substância composta, mistura heterogênea, mistura heterogênea.
- c) substância composta, mistura homogênea, mistura heterogênea.
- d) substância simples, mistura homogênea, mistura homogênea.
- e) substância composta, mistura heterogênea, mistura homogênea.

7. (Ufsc) Observe os recipientes A, B e C e seus respectivos conteúdos.

Após mistura e agitação do conteúdo dos três recipientes em um só, observe-se que apenas parte do açúcar e parte do gelo permanecem insolúveis. Assinale o número de fases e o número de componentes do sistema resultante.

01. Trifásico
02. 4 componentes
04. bifásico
08. 5 componentes
16. 2 componentes
32. monofásico
64. 3 componentes



8. (Unicamp) Augusto dos Anjos (1884-1914) foi um poeta que, em muitas oportunidades, procurava a sua inspiração em fontes de ordem científica. A seguir transcrevemos a primeira estrofe do seu soneto intitulado "Perfis Chaleiras". Nestes versos, Augusto dos Anjos faz uso de palavras da química.

O oxigênio eficaz do ar atmosférico,

O calor e o carbono e o amplo éter são

Valem três vezes menos que este Américo

Augusto dos Anzóis Sousa Falcão...

- a) Uma das palavras se refere a um gás cujas moléculas são diatômicas e que é essencial para o processo respiratório dos animais. Escreva a fórmula desse gás.
- b) Outra palavra se refere a uma mistura gasosa. Um dos constituintes dessa mistura está presente em quantidade muito maior que os demais. Escreva a fórmula do constituinte majoritário da mistura gasosa e forneça também a porcentagem em volume do mesmo nessa mistura.
- c) Uma terceira palavra diz respeito a um elemento químico que, pela característica de poder formar cadeias e pela combinação com outros elementos, principalmente hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, constitui a maioria dos compostos orgânicos que possibilitam a existência de vida em nosso planeta. Escreva o nome desse elemento químico.

9. (Uece) Dadas as afirmativas:

**I.** Num sistema constituído de NaCl dissolvido na água, areia, vapor d'água e oxigênio gasoso, nós temos um sistema heterogêneo, com três fases e quatro componentes.

**II.** A ebulição da água é um fenômeno físico.

**III.** Na estocagem de gasolina, é comum injetar gás hidrogênio para que ocorrendo, o lugar do ar, impeça a formação da mistura (gasolina + oxigênio). Dentro do tanque temos um sistema bifásico.

**IV.** O fracionamento do petróleo é uma transformação química.

**V.** Balão com saída lateral, termômetro, mangueira de látex e condensador, são materiais usados para a montagem de um sistema de destilação simples em laboratório.

São verdadeiras:

- a) I, II, III e IV  
b) II, III, IV e V  
c) I, II, III e V  
d) I, II, IV e V

10. (Ufba) Na questão a seguir escreva nos parênteses a soma dos itens corretos. Os diferentes tipos de matéria podem ser classificados em dois grupos:

1. substâncias puras; 2. misturas.

As substâncias puras podem ser simples ou compostas... Considerando-se esse modo de classificação, pode-se afirmar:

(01) O ar atmosférico é uma substância pura.

(02) A água é uma substância simples.

(04) O sangue é uma mistura.

(08) Uma solução de açúcar é uma mistura.

(16) O oxigênio e o ozônio são substâncias distintas, embora constituídas por átomos de um mesmo elemento químico.

(32) A matéria que contém três tipos de molécula é uma substância composta.

(64) A matéria que contém apenas um tipo de molécula é uma substância simples, mesmo que cada molécula seja formada por dois átomos diferentes.

Soma ( )

11. (Mackenzie)

**I** - água (l) e água(s).

**II** - gás oxigênio.

**III** - etanol e areia.

**IV** - gás carbônico e gás hidrogênio.

Relativamente aos sistemas acima, podemos afirmar que existe uma:

- a) substância pura em I.  
b) substância composta em II.  
c) mistura monofásica em III.  
d) mistura bifásica em IV.  
e) mistura que pode ser separada por decantação em IV.

12. Quantos componentes apresenta um sistema formado por: um pouco de areia, uma pitada de sal de cozinha, 100mL de álcool, 100mL de água e dois cubos de gelo?

13. Seja uma mistura formada por: um pouco de areia, uma pitada de sal de cozinha, 100mL de álcool, 100mL de água e 2 cubos de gelo. Quantas fases apresenta o sistema descrito?

- a) 1  
b) 2  
c) 3  
d) 4  
e) 5

14. Ao adicionarmos açúcar a um suco, notamos que após certa quantidade, o açúcar não mais se dissolve na água. Isto significa que existe um limite de solubilidade de uma substância conhecida como "soluto" em outra conhecida como "solvente" e, este limite é conhecido como "Coeficiente de Solubilidade", ou seja, é a maior quantidade de soluto que se pode dissolver numa dada quantidade de solvente a uma certa temperatura. Assim sendo, um suco adoçado com açúcar, quanto ao número de fases, pode ser:

- a) sempre monofásico  
b) sempre bifásico  
c) monofásico ou bifásico  
d) monofásico ou trifásico  
e) bifásico ou trifásico

15. (Pucmg) Considere as seguintes proposições:

**I.** Não existe sistema polifásico formado de vários gases ou vapores.

**II.** A água é uma mistura de hidrogênio e oxigênio.

**III.** Todo sistema homogêneo é uma mistura homogênea.

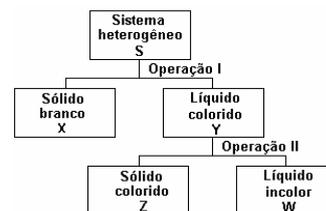
**IV.** Existe sistema monofásico formado por vários sólidos.

**V.** Todo sistema polifásico é uma mistura heterogênea.

São VERDADEIRAS as afirmações:

- a) I, II e III  
b) I e II apenas  
c) I e IV apenas  
d) III, IV e V

16. (Unesp) Um sistema heterogêneo, S, é constituído por uma solução colorida e um sólido branco. O sistema foi submetido ao seguinte esquema de separação:



Ao se destilar o líquido W, sob pressão constante de 1 atmosfera, verifica-se que sua temperatura de ebulição variou entre 80 e 100°C. Indique qual das seguintes afirmações é correta.

- a) A operação I é uma destilação simples.  
b) A operação II é uma decantação.  
c) O líquido colorido Y é uma substância pura.  
d) O líquido incolor W é uma substância pura.  
e) O sistema heterogêneo S tem, no mínimo, 4 componentes.

### 3. TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA E MUDANÇAS DE ESTADO

#### FENÔMENOS FÍSICOS E FENÔMENOS QUÍMICOS

**Fenômeno físico** é aquele que não altera as moléculas e/ou íons das substâncias participantes. Ex: mudança de estado físico ou separação de uma mistura como filtrar café, cortar papel, escrever com o lápis, dissolver sal ou açúcar na água, escarrar, etc.

Não são formadas novas substâncias diferentes das iniciais durante o fenômeno, a água gelo e a água líquida representam a mesma substância em estados físicos diferentes, a mudança de um estado físico no outro é apenas um fenômeno físico.

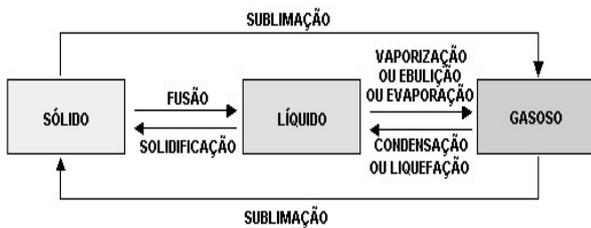
**Fenômeno químico** é aquele que altera as moléculas e/ou íons de pelo menos uma das substâncias participantes. Ex: reações químicas, no geral como queimas, enferrujamento, oxidações, reações que dão origem a novas substâncias (tipos de moléculas) diferentes dos reagentes iniciais.

São evidências (mas não prova definitiva) de uma transformação química (reação química) os seguintes acontecimentos:

- liberação de gás (antiácido na água)
- mudança de temperatura. (soda caustica na água)
- alteração da cor (formação da ferrugem)
- liberação de luz e calor (queima de papel)

Uma substância química pode ter três tipos de estados físicos estáveis: o líquido, o sólido e o gasoso, eles variam de acordo com a

Temperatura e são reversíveis. Um fenômeno desse tipo é chamado de **transformação** ou **fenômeno físico**, pois as moléculas de água permanecem intactas quando passam de um estado para outro, ou seja, não alteram sua composição química, apenas a física.

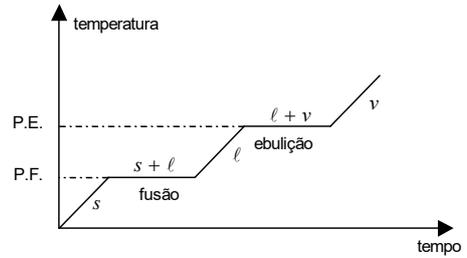


#### COMPORTAMENTO DA MATÉRIA FRENTE AO AQUECIMENTO.

As substâncias puras caracterizam-se pelo fato da temperatura manter-se constante durante todas as suas mudanças de estado físico.

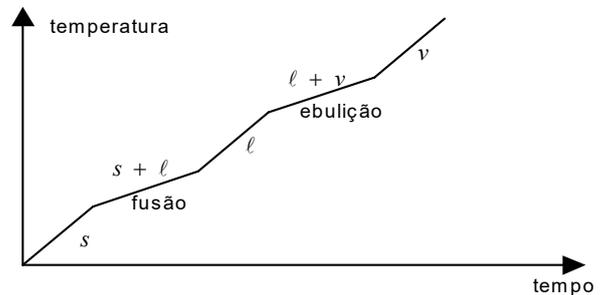
As constantes físicas são muito usadas em laboratórios para identificar substâncias puras, pois as misturas não mantêm a temperatura constante nas mudanças de estado, veja os gráficos de aquecimento em função do tempo:

Gráfico de aquecimento de uma substância pura



A substância pura, ou simplesmente substância apresenta dois patamares (intervalos) de temperatura constantes em função do tempo que estão associados às duas mudanças de estado possíveis partindo-se do estado sólido. A única temperatura correspondente à fusão é chamada de Ponto de Fusão, e é indicada por P.F. A única temperatura correspondente a ebulição é chamada de temperatura de ebulição, e é indicada por P.E.

Gráfico de aquecimento de uma mistura comum



#### Misturas Especiais

Existem misturas que se comportam como se fossem substâncias puras durante a fusão, são chamadas de **misturas eutéticas**. Por outro lado, também existem misturas que se comportam como se fossem substâncias puras durante a ebulição, chamadas **misturas azeotrópicas**.

Gráfico de aquecimento de uma mistura Eutética (Temp. de fusão constante).

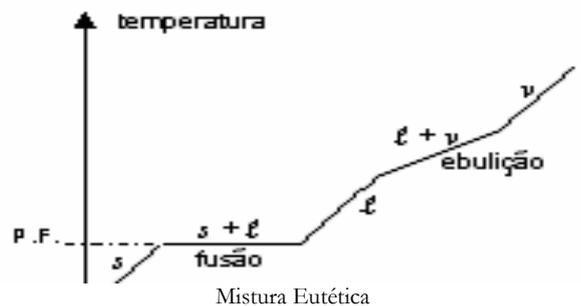
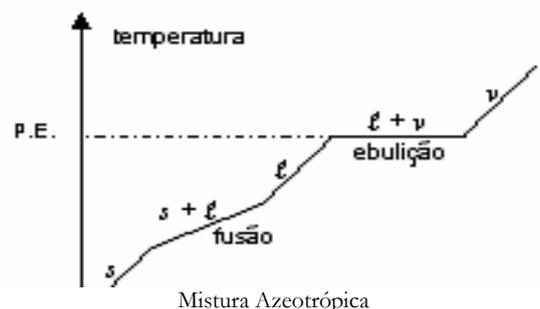


Gráfico de aquecimento de uma mistura Azeotrópica (Temp. de ebulição constante).



## EXERCÍCIOS

1. Tudo o que existe na natureza é formado por substâncias. As substâncias podem se reunir e formarem misturas ou se transformarem em outras substâncias através de reações químicas.

- Qual é a diferença entre uma mistura e uma reação química?
- Cite 2 exemplos de misturas e 2 exemplos de reações químicas.

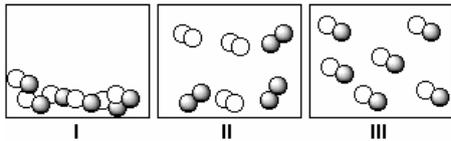
2. (Mackenzie) Comparando as situações INICIAL e FINAL nos sistemas I, II e III, observa-se:

	INICIAL	FINAL
I		
II		
III		

$T = 25^{\circ}\text{C}$  e  $P = 1\text{atm}$        $T = 25^{\circ}\text{C}$  e  $P = 1\text{atm}$

- a ocorrência de um fenômeno químico no sistema I.
- a formação de uma mistura no sistema II.
- uma mudança de uma mistura no sistema III.
- uma mudança de estado no sistema III.
- a formação de uma mistura no sistema I.
- a ocorrência de um fenômeno químico no sistema II.

3. (Pucmg) Observe com atenção os recipientes adiante. Os círculos apresentam átomos. Átomos de diferentes elementos são representados por cores diferentes.



É INCORRETO afirmar:

- A passagem de I para II representa uma transformação química.
- A passagem de I para III representa uma mudança de estado.
- Os recipientes II e III contêm compostos diferentes.
- Os recipientes I e II contêm o mesmo composto.

4. A obtenção de gasolina, óleo diesel, gás de cozinha, querosene, etc., a partir do petróleo é classificado como fenômeno:

- natural
- artificial
- físico
- químico
- superficial

5. (Ufmg) Um estudante listou os seguintes processos como exemplos de fenômenos que envolvem reações químicas:

- I** - adição de álcool à gasolina.
- II** - fermentação da massa na fabricação de pães.
- III** - obtenção de sal por evaporação da água do mar.
- IV** - precipitação da chuva.
- V** - queima de uma vela.

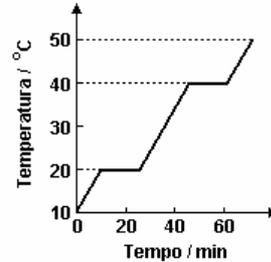
O número de ERROS cometidos pelo estudante é:

- 0
- 1
- 2
- 3

6. Indique se as afirmativas são verdadeiras com a letra (V) ou falsas com a letra (F).

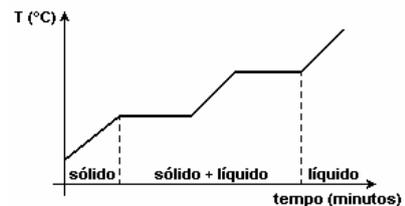
- ( ) Quando penduramos roupas molhadas no varal, notamos que após algum tempo elas secam. Nesse caso a água mudou do estado líquido para o estado gasoso.
- ( ) Fusão é a passagem da água do estado líquido para o estado gasoso.
- ( ) A água é mais importante para os seres vivos no estado gasoso.
- ( ) A passagem da água do estado gasoso para o líquido se chama condensação.
- ( ) O ar que está a nossa volta sempre possui um pouco de água no estado líquido: é o vapor d'água, invisível a nossos olhos.

7. (Ufv) O gráfico abaixo representa a variação de temperatura observada ao se aquecer uma substância A durante cerca de 80 minutos.



- A faixa de temperatura em que a substância A permanece sólida é \_\_\_\_\_.
- A faixa de temperatura em que a substância A permanece líquida é \_\_\_\_\_.
- A temperatura de ebulição da substância A é \_\_\_\_\_.

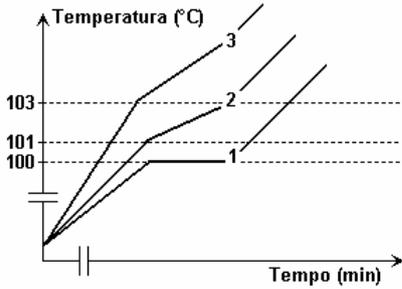
8. (Unesp) Em um laboratório, foi encontrado um frasco, sem identificação, contendo um pó branco cristalino. Aquecendo este pó com taxa constante de fornecimento de calor, foi obtida a seguinte curva de aquecimento.



Pode-se afirmar que o pó branco encontrado é:

- uma substância simples.
- uma substância composta.
- um mistura de cristais com tamanhos diferentes.
- uma mistura de duas substâncias.
- uma mistura de três substâncias.

9. (Fatec) Um estudante construiu, em um mesmo diagrama, as curvas de temperatura em função do tempo resultante do aquecimento, sob pressão normal, de três líquidos em três béqueres distintos. Com base na análise das curvas de aquecimento, são feitas as seguintes afirmações:



**I** - o líquido do béquer 1 apresentou uma temperatura de ebulição constante, igual a 100°C; portanto, esse líquido é ou uma substância pura ou uma mistura azeotrópica;

**II** - o líquido do béquer 2 apresentou uma faixa de temperaturas de ebulição entre 101°C a 103°C; portanto, esse líquido é uma mistura;

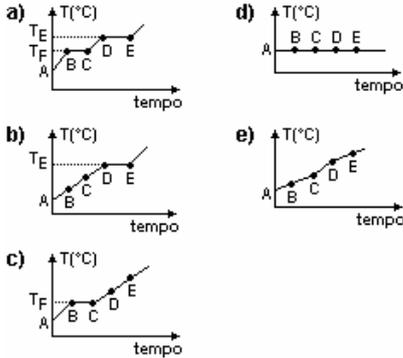
**III** - o líquido do béquer 3 apresenta o mesmo soluto e a mesma concentração que o líquido do béquer 2.

Está correto o contido em

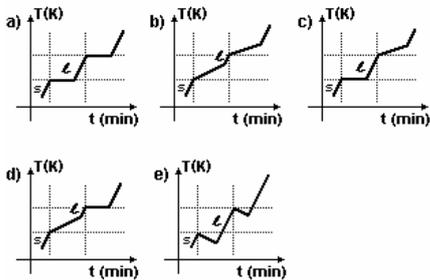
- a) I apenas.
- b) I e II apenas.
- c) I e III apenas.
- d) II e III apenas.
- e) I II e III.

10. (Ufsm) É grande a variedade de produtos que utilizam a solda em sua fabricação, desde utensílios domésticos e automóveis até pontes, edifícios e outras estruturas da indústria de construção.

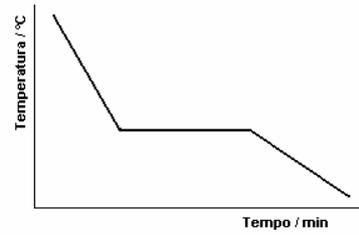
Sabendo que a solda comum é uma mistura de estanho (33%) e chumbo (67%), assinale a alternativa que apresenta o gráfico relativo ao aquecimento dessa solda.



11. (Ufes) Uma mistura eutética é definida como aquela que funde à temperatura constante. O gráfico que melhor representa o comportamento dessa mistura até sua completa vaporização é

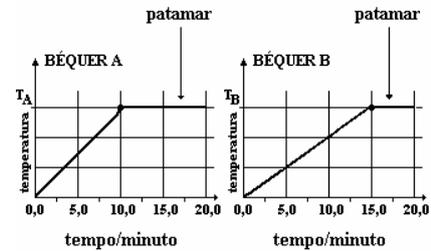


12. (Ita) Assinale a opção que contém a afirmação ERRADA relativa à curva de resfriamento apresentada a seguir.



- a) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura eutética.
- b) A curva pode representar o resfriamento de uma substância sólida, que apresenta uma única forma cristalina.
- c) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura azeotrópica.
- d) A curva pode representar o resfriamento de um líquido constituído por uma substância pura.
- e) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura líquida de duas substâncias que são completamente miscíveis no estado sólido.

13. (Ufmg) Dois béqueres iguais, de capacidade calorífica desprezível, contendo quantidades diferentes de água pura a 25°C, foram aquecidos, sob pressão constante de 1atm, em uma mesma chama. A temperatura da água em cada béquer foi medida em função do tempo de aquecimento, durante 20 minutos. Após esse tempo, ambos os béqueres continham expressivas quantidades de água. Os resultados encontrados estão registrados nos gráficos a seguir.



- i) INDIQUE o valor das temperaturas  $T_A$  e  $T_B$ . JUSTIFIQUE sua resposta.
- ii) INDIQUE o béquer que contém maior quantidade de água. JUSTIFIQUE sua resposta.
- iii) CALCULE a massa de água no béquer B, caso o béquer A contenha 200g de água. INDIQUE seu cálculo.
- iv) INDIQUE qual dos dois gráficos apresentaria um patamar maior se a temperatura dos béqueres continuasse a ser anotada até a vaporização total da água. JUSTIFIQUE sua resposta.

14. (Unicamp) Qual o estado físico (sólido, líquido ou gasoso) das substâncias da tabela a seguir, quando as mesmas se encontram no Deserto da Arábia, à temperatura de 50°C (pressão ambiente=1atm)?

Substância	TF	TE
clorofórmio	-63	61
éter etílico	-116	34
etanol	-117	78
fenol	41	182
pentano	-130	36

TF = temperatura de fusão em °C.  
TE = temperatura de ebulição em °C.

(Os dados da tabela estão a 1atm.)

## 4. SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÊNEAS E HETEROGÊNEAS

### SEPARAÇÃO DE MISTURAS HETEROGÊNEAS

- **Catação:** Os fragmentos de um dos sólidos são “catados” com a mão ou com uma pinça. (ex: retirada das pedras do feijão).
- **Ventilação:** A fase mais leve é separada por uma corrente de ar. (ex.: separação dos grãos de arroz da casca, nas máquinas de beneficiamento).
- **Flotação:** Introdz-se a mistura num líquido (de densidade intermediária em relação à dos componentes), no qual eles não se dissolvam, o componente mais leve flutua no líquido e o mais pesado sedimenta. (ex.: separação da serragem da areia, pela água – a serragem flutua e a areia decanta).
- **Dissolução fracionada:** Introdz-se a mistura num líquido que dissolva somente um dos componentes, o componente insolúvel é separado da solução obtida por filtração. Por evaporação ou destilação da solução, separa-se o componente dissolvido do respectivo líquido. (ex: separação do sal da areia, pela água).
- **Fusão fracionada:** Por aquecimento da mistura, os componentes fundem separadamente, à medida que vão sendo atingidos os seus pontos de fusão, pois eles são diferentes de um elemento químico para outro. (ex: separação da areia do enxofre).
- **Peneiração ou tamização:** Usada quando os sólidos estão reduzidos a grãos de diferentes tamanhos. (ex: separação da areia fina da areia grossa – feita pelos pedreiros).
- **Separação magnética:** Usada quando um dos componentes é atraído pelo ímã. (ex: separação de mistura de limalha de ferro + flor de enxofre).
- **Filtração:** Separa uma fase líquida ou gasosa de uma fase sólida, por meio de um filtro (superfície porosa). Este retém a fase sólida e deixa passar a fase líquida.
- **Decantação:** É uma sedimentação das fases devido à diferença de suas densidades (ex.: enxofre em pó e água misturados, depois de um certo tempo em repouso há uma sedimentação do enxofre sólido (vai para o fundo), que se separa da água).
- **Centrifugação:** É um processo utilizado para acelerar a decantação (sedimentação das fases). Utilizado na separação da fase sólida e líquida do sangue, pois acelera o processo de decantação.

### SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÊNEAS

- **Sólido + líquido:** Destilação simples, por aquecimento da mistura em aparelhagem apropriada, o líquido se vaporiza e em seguida se condensa, ao condensar-se é recolhido em um recipiente separado. O sólido não se destila.
- **Líquido + líquido:** Usa-se o método da destilação fracionada. Os líquidos se destilam à medida que os seus pontos de ebulição vão sendo atingidos.

- **Gás + gás:** O processo utilizado nestes casos é o da liquefação fracionada. Onde a mistura é resfriada gradativamente e os gases vão se liquefazendo à medida que os seus pontos de liquefação vão sendo atingidos.
- **Líquido + gás:** Com um simples aquecimento o gás é expulso do líquido.
- **Sólido + gás:** Por simples aquecimento, o gás é expulso do sólido. Esse processo é chamado de destilação seca.

### UM EXEMPLO DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS: O TRATAMENTO DA ÁGUA

Analise o esquema a seguir e observe as etapas que a água passa desde que entra suja numa estação de tratamento até tornar-se potável.



O tratamento da água é muito importante, pois a água como foi visto é importantíssima para a vida e precisa ser tratada para que possamos consumi-la novamente.

As etapas mais importantes são as seguintes:

Floculação por adição de Sulfato de Alumínio, esta etapa tem a função de agrupar a sujeira particulada formando flocos, que podem ser decantados mais rapidamente na etapa seguinte. Em caso contrário esta sujeira não poderia ser decantada em tempo hábil, já que se trata de material com alto grau de partículação.

Cloração por adição de Cloro visa matar bactérias, já que o cloro é um forte antibactericida.

**EXERCÍCIOS**

1. (Fei) Associar os métodos (indicados na coluna A) que devem ser utilizados para separar as misturas (indicadas na coluna B):

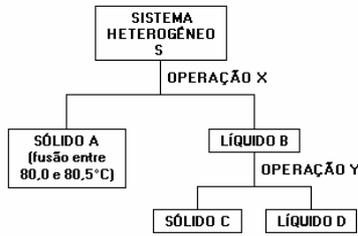
Coluna A	Coluna B
(1) filtração	(I) solução aquosa
(2) decantação	(II) solução aquosa acetona
(3) separação magnética	(III) água e areia e suspensão
(4) destilação simples	(IV) óleo e água

- a) 1 - IV ; 2 - III ; 3 - V ; 4 - II ; 5 - I
- b) 1 - III ; 2 - IV ; 3 - V ; 4 - I ; 5 - II
- c) 1 - I ; 2 - V ; 3 - III ; 4 - II ; 5 - IV
- d) 1 - II ; 2 - IV ; 3 - III ; 4 - V ; 5 - I
- e) 1 - III ; 2 - IV ; 3 - V ; 4 - II ; 5 - I

2. (Ufmg) Um sistema heterogêneo, constituído por uma solução colorida e um sólido esbranquiçado, foi submetido ao seguinte processo de separação.

Com relação a esse processo, a afirmativa FALSA é

- a) a operação X é uma filtração.
- b) o líquido B é uma solução.
- c) o líquido D é o solvente da solução contida no sistema original.
- d) o sólido A contém grande quantidade de impurezas.
- e) uma destilação produz o efeito da operação Y



3. (Ufpe) Associe as atividades diárias contidas na primeira coluna com as operações básicas de laboratório e fenômenos contidos na segunda coluna.

- |   |                |
|---|----------------|
| (1) preparar um refresco de cajá a partir do suco concentrado | ( ) sublimação |
| (2) adoçar o leite  | ( ) diluição   |
| (3) preparar chá de canela                                    | ( ) filtração  |
| (4) usar naftalina na gaveta                                  | ( ) extração   |
| (5) coar a nata do leite                                      | ( ) dissolução |

Os números da segunda coluna, lidos de cima para baixo, são:

- a) 3, 2, 5, 4, 1
- b) 1, 3, 4, 5, 2
- c) 4, 3, 2, 1, 5
- d) 3, 2, 4, 5, 1
- e) 4, 1, 5, 3, 2

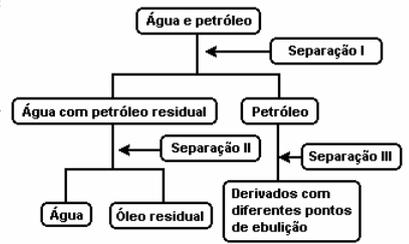
4. (Unicamp) Os gases nitrogênio, oxigênio e argônio, principais componentes do ar, são obtidos industrialmente através da destilação fracionada do ar liquefeito. Indique a sequência de obtenção dessas substâncias neste processo de destilação fracionada. Justifique sua resposta.

Dados: temperaturas de ebulição a 1,0 atm  
 Argônio = -186°C; Nitrogênio = 196°C; Oxigênio = -183°C

5. (Puc-rio) Considere a seguinte cadeia de produção de derivados de petróleo:

Que opção apresenta os métodos de Separação I, II e III utilizados nesta cadeia, nesta ordem?

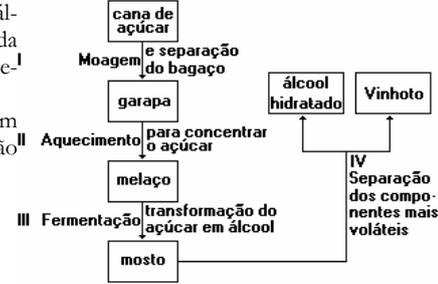
- a) centrifugação, decantação, flotação.
- b) decantação, flotação, destilação fracionada.
- c) filtração, decantação, flotação.
- d) decantação, tamização, destilação simples.
- e) tamização, evaporação, destilação fracionada.



6. (Puccamp) A obtenção do álcool etílico hidratado, a partir da cana-de-açúcar, pode ser representada pelo esquema a seguir.

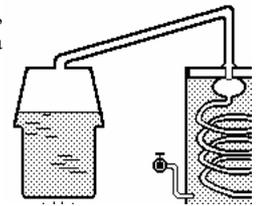
Em I e IV, que envolvem processos de fracionamento, são realizadas, respectivamente,

- a) filtração e destilação.
- b) destilação e decantação.
- c) filtração e decantação.
- d) destilação e filtração.
- e) decantação e decantação.



7. (Fatec) O esquema a seguir representa a técnica, usada comumente em navios, para dessalinizar a água do mar. Trata-se da

- a) evaporação.
- b) condensação.
- c) destilação.
- d) sifonação.
- e) filtração.



8. (Uerj) A aguardente é uma bebida alcoólica obtida da cana-de-açúcar. A charge abaixo poderia transmitir a idéia de que se trata de uma substância pura.

Na realidade, ela não é uma substância pura, mas sim uma mistura homogênea. Isso pode ser comprovado pelo seguinte processo físico de separação:

- a) filtração
- b) destilação
- c) decantação
- d) centrifugação

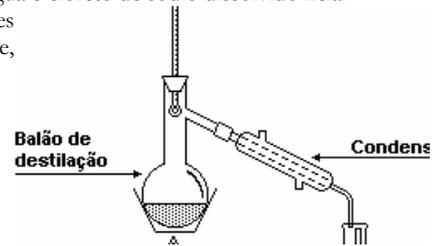


(HARTWIG, et alii. "Química: química geral e inorgânica". São Paulo: Scipione, 1999.)

9. (Ufmg) Certas misturas podem ser separadas, usando-se uma destilação simples, realizável numa montagem, como a apresentada na figura. Suponha que a mistura é constituída de água e cloreto de sódio dissolvido nela.

Ao final da destilação simples dessa mistura, obtém-se, no Erlenmeyer,

- a) água.
- b) água + ácido clorídrico.
- c) água + cloreto de sódio.
- d) água + cloro.



10. (Ufpi) Arqueologistas usam diferença de densidade para separar as misturas que obtêm por escavação. Indique a opção correta para uma amostra que contém a seguinte composição:

Composição	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )
Carvão	0,3 - 0,6
Ossos	1,7 - 2,0
Areia	2,2 - 2,4
Solo	2,6 - 2,8
Pedras	2,6 - 5,0

- Se a mistura acima é adicionada a uma solução que tem densidade de 2,1g/cm<sup>3</sup>, o material correspondente a ossos e carvão deverá flutuar.
- É possível separar ossos dos demais componentes usando um líquido que tenha densidade no intervalo de 0,6g/cm<sup>3</sup> a 1,7g/cm<sup>3</sup>.
- A utilização da água não é recomendada, pois neste solvente todos os componentes da mistura afundarão.
- Em soluções de densidade 2,5g/cm<sup>3</sup> a fração da mistura correspondente a pedra e solo flutuará e os demais afundarão.
- Líquido de densidade 2,2g/cm<sup>3</sup> separará os componentes pedra e solo dos demais.

11. (Unirio) Foram acondicionados, acidentalmente, em um único recipiente, areia, sal de cozinha, água e óleo de soja. Para separar adequadamente cada componente dessa mistura, devem ser feitas as seguintes operações:

- destilação simples seguida de decantação e centrifugação.
- destilação simples seguida de centrifugação e sifonação.
- filtração seguida de destilação simples e catação.
- filtração seguida de decantação e destilação simples.
- decantação seguida de catação e filtração.

12. (Uece) O tratamento da água que a CAGECE distribui, consiste basicamente na adição de sulfato de alumínio, cloro, flúor e outros produtos químicos. A água, após o tratamento, classifica-se como:

- mistura homogênea
- mistura heterogênea
- mistura azeotrópica
- substância simples

13. (Unicamp) O tratamento da água é fruto do desenvolvimento científico que se traduz em aplicação tecnológica relativamente simples. Um dos processos mais comuns para o tratamento químico da água utiliza cal virgem (óxido de cálcio) e sulfato de alumínio. Os íons alumínio, em presença de íons hidroxila, formam o hidróxido de alumínio que é pouquíssimo solúvel em água. Ao hidróxido de alumínio formado adere a maioria das impurezas presentes. Com a ação da gravidade, ocorre a deposição dos sólidos. A água é então separada e encaminhada a uma outra fase de tratamento.

- Que nome se dá ao processo de separação acima descrito que faz uso da ação da gravidade?
- Por que se usa cal virgem no processo de tratamento da água? Justifique usando equação(ões) química(s).

## 5. LEIS QUANTITATIVAS DA QUÍMICA - LEI DE LAVOISIER

### O QUE É QUÍMICA?

A química é a ciência que estuda os materiais (matérias), as suas transformações e as energias envolvidas nestas transformações. Ela está presente em quase tudo que usamos em nossa vida diária, por exemplo: em nossos alimentos ela está no pão, no açúcar. Em nossas casas temos no vidro a areia; em nossos meios de locomoção há gasolina ou álcool; nas roupas há a lã, a seda. No entanto, fica mais claro enxergar a química presente em nossa saúde e higiene, nos produtos de limpeza, higiene pessoal, medicamentos e vacinas.

Enfim, ficaram aqui alguns exemplos que podem ilustrar melhor a importância da química em nossas vidas, também é possível ver, com estes breves exemplos, que esta ciência é bem extensa e por isso é dividida em três partes para melhor compreensão didática, no entanto, temos que ter em mente que a química é única e possui propriedades gerais:

- Química Inorgânica ou Geral – que estuda os compostos dos elementos químicos em geral, com exceção de alguns compostos constituídos de carbono, pois este é um caso especial.
- Química Orgânica – é aquela que estuda a maioria dos compostos com o elemento carbono, que é o elemento mais encontrado na natureza.
- Físico-Química – estuda os pressupostos da química que são ligados à física.

O estudo das leis das reações químicas constitui o “marco zero” da Química como ciência. Assim, surgiram as leis ponderais (quantitativas), que relacionam as massas das substâncias participantes de uma transformação química e foram estabelecidas por Lavoisier, Proust, Dalton; e as leis volumétricas que relacionam os volumes das substâncias participantes no estado gasoso, numa mesma temperatura e pressão, e foram estabelecidas por Gay-Lussac. Na época em que essas leis foram estabelecidas, ainda não havia aparecido nem mesmo o modelo atômico de Dalton para explicar a estrutura da matéria e as leis das reações químicas, ou seja, o modelo atômico de Dalton foi consequência do estudo dessas leis, veio para explicá-las de maneira teórica.

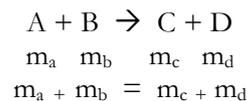
Quando se realizava uma transformação os cientistas podiam quantificar a massa dos participantes, mas não sabiam explicar o que acontecia com os átomos que formavam a matéria durante a reação química onde os reagentes formavam novos materiais, como por exemplo, a queima do papel.

### LEI DE LAVOISIER

É também chamada de lei da conservação da massa ou lei de conservação da matéria. Foi estabelecida pelo famoso químico francês Antoine Laurent Lavoisier com base unicamente em resultados experimentais, ou seja, medidas feitas em laboratório.

Lavoisier fez inúmeras experiências pensando nas substâncias participantes antes e depois da reação. Assim, verificou que a massa total de um sistema fechado permanecia inalterada quando a reação ocorria num sistema fechado. Desta forma a lei foi generalizada da seguinte forma:

Lei de Lavoisier: numa reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.



A lei de Lavoisier é frequentemente enunciada de uma maneira mais ampla e bonita: “na natureza nada se cria e nada se perde, tudo se transforma”.

Sistema fechado é um sistema que não pode trocar matéria com o ambiente externo, os gases não podem entrar ou sair do local onde se processa a reação.

Sistema aberto é aquele onde o gás participante pode sair ou entrar no local onde se processa a reação química. Observe que este sistema pode trocar matéria com o ambiente externo.

Lembre-se a matéria sempre se conserva numa transformação química seja em sistema fechado ou aberto, agora a massa medida pode sofrer alterações, pois não leva em consideração a massa que deixou o sistema no caso de um sistema aberto.

Pegue o exemplo de uma folha de papel, sua massa inicial é muito diferente da massa restante após o papel ser queimado.

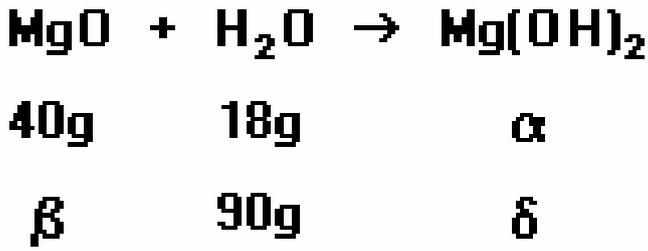
Mas se considerarmos a massa que deixou o sistema na forma de gases e também a massa restante no sistema (cinzas), esta soma seria igual a massa inicial, comprovando a lei de Lavoisier, a massa dos reagentes de uma transformação química é igual a massa dos produtos desta transformação.

### EXERCÍCIOS

1. (Fuvest-gv) O prego que enferruja e o "palito de fósforo" que queima são exemplo de oxidações. No primeiro caso há um aumento de massa de sólido e no outro há uma diminuição. Esses fatos contrariam a lei da conservação da massa? Explique sua resposta para cada um dos fatos citados.
2. A produção industrial de ferro pode ser representada pela equação:  

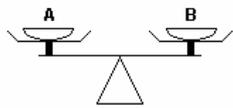
$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$$
 Obedecendo a Lei de Lavoisier, determine a massa de monóxido de carbono (CO) necessária, para reagir com 160g de óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) e produzir 112g de ferro puro (Fe) e 132g de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ).
3. Nos carros movidos à álcool, o etanol reage com o oxigênio do ar, produzindo gás carbônico e água. Sabendo que 46g de álcool reagem com 96g de oxigênio produzindo 88g de gás carbônico, que massa de vapor d'água será produzida nesta reação?

4. Analise a tabela ao lado. Com base nas Leis de Lavoisier e Proust, determinar os valores de  $\alpha$ ,  $\beta$  e  $\delta$ .



5. (Fuvest) Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão observou-se

	com papel	com palha de aço
a)	A e B no mesmo nível	A e B no mesmo nível
b)	A abaixo de B	A abaixo de B
c)	A acima de B	A acima de B
d)	A acima de B	A abaixo de B
e)	A abaixo de B	A e B no mesmo nível



6. (Cesgranrio) De acordo com a Lei de Lavoisier, quando fizermos reagir completamente, em ambiente fechado, 1,12g de ferro com 0,64g de enxofre, a massa, em g, de sulfeto de ferro obtida será de: (Fe=56; S=32)

- a) 2,76.
- b) 2,24.
- c) 1,76.
- d) 1,28.
- e) 0,48.

7. Se deixarmos um pedaço de palha de aço exposto ao ambiente, passado um certo tempo a massa da palha de aço:

- a) aumenta
- b) diminui
- c) não se altera
- d) primeiro aumenta e depois diminui
- e) primeiro diminui e depois aumenta

8. Quando 32g de enxofre reagem 32g de oxigênio apresentando como único produto o dióxido de enxofre, podemos afirmar, obedecendo a Lei de Lavoisier, que a massa de dióxido de enxofre produzida é:

- a) 32 g
- b) 64 g
- c) 16 g
- d) 80 g
- e) 96 g

9. Os valores de "x" e de "y" da tabela são, respectivamente:

- a) 90g e 157g
- b) 80g e 157g
- c) 90g e 147g
- d) 80g e 147g
- e) 157g e 284g

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$		
x	18g	98g
120g	27g	y

10. (Mackenzie) A tabela a seguir, com dados relativos à equação citada, refere-se a duas experiências realizadas. Então podemos afirmar que:

- a) X é menor que a soma dos valores das massas dos reagentes da primeira experiência.
- b) X = Y
- c) Y é igual ao dobro do valor da massa de carbono que reage na segunda experiência.
- d)  $32/Y = X/132$
- e) Y = 168

	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$		
1ª experiência	12g	32g	Xg
2ª experiência	36g	Yg	132g

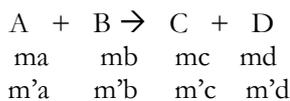
## 6. LEIS QUANTITATIVAS DA QUÍMICA I

### LEI DE PROUST

A fim de se obter uma reação química sem haver desperdício ou correr o risco de encontrar o elemento errado, há uma proporção correta entre os reagentes que depende do que queremos como produto final.

Proust verificou, em 1797, que uma substância tem sempre a mesma composição quantitativa e qualitativa, independentemente de seu histórico (método de obtenção, procedência). Assim, foi definida a Lei de Proust, ou lei das proporções constantes. Desta forma, o sal de cozinha, quimicamente chamado de cloreto de sódio (NaCl), obtido da água do mar, de jazidas terrestres ou em laboratório apresentavam sempre sódio e cloro combinados na mesma proporção em massa.

Com a lei de Proust, surgiram às primeiras fórmulas percentuais para as substâncias químicas: fórmulas percentuais em massa. Por exemplo, o cloreto de sódio pode ser representado pela fórmula: 39,3% de sódio e 60,7% de cloro, em massa. Essa fórmula indica que 100g de sal contém 39,3g de sódio, combinados com 60,7g de cloro. Essa proporção é fixa para o caso do cloreto de sódio e é estendida para qualquer reação química, ou seja, numa mesma reação química há uma relação constante entre a massa das substâncias participantes.

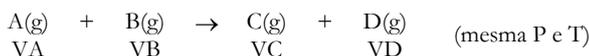


$$\frac{m_a}{m'_a} = \frac{m_b}{m'_b} = \frac{m_c}{m'_c} = \frac{m_d}{m'_d} = \text{constante}$$

Estabelecidas as leis de Lavoisier e Proust, surgiram os cálculos estequiométricos, ou seja, os cálculos baseados na conservação da massa e na proporção constante das massas das substâncias participantes das reações.

### LEI VOLUMÉTRICA DE GAY-LUSSAC

Os volumes das substâncias participantes de uma reação química, quando no estado gasoso e na mesma pressão e temperatura, guardam entre si uma relação expressa por números inteiros e pequenos (relação simples).



$$\frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c} = \frac{V_D}{d}$$

a, b, c, d são números inteiros e pequenos  
a:b:c:d  $\Rightarrow$  relação simples

#### Exemplo:

100L de hidrogênio + 100L de cloro  
 $\rightarrow$  200L de cloreto de hidrogênio

$$\frac{100}{1} = \frac{100}{1} = \frac{200}{2}$$

(mesma P e T)

$$V_{\text{hidrogênio}} : V_{\text{oxigênio}} : V_{\text{cloreto de hidrogênio}} = 1:1:2 \text{ (relação simples)}$$

Avogadro incluiu a noção de molécula na lei de Gay-Lussac com a seguinte hipótese: volumes iguais, na mesma pressão e temperatura, contêm igual número de moléculas. Avogadro conceituou a molécula como uma partícula formada de átomos ligados entre si. Este conceito de molécula completou o modelo atômico de Dalton que passou a chamar-se Teoria Atômico-Molecular de Dalton-Avogadro.

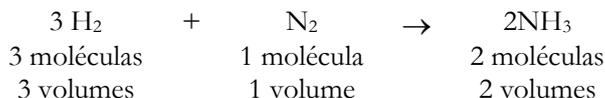
Estabelecida essa Teoria, surgiram as principais determinações de massas atômicas e moleculares e, com essas, as fórmulas percentuais em massa puderam ser transformadas em fórmulas moleculares, que, por sua vez, permitiram o equacionamento das reações, tal como é feito atualmente. Surgiram, então, os cálculos estequiométricos fundamentados nas equações químicas.

Como consequência da hipótese de Avogadro, a relação entre os volumes de dois ou mais gases, na mesma P e T, é igual à relação entre os respectivos números de moléculas. Sendo  $V_A$  e  $V_B$  os volumes dos gases A e B, na mesma P e T, e  $n_A$  e  $n_B$  os números de moléculas de A e B.

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{n_A}{n_B} \quad \begin{array}{l} V_A = V_B \rightarrow n_A = n_B \\ V_A = 2V_B \rightarrow n_A = 2n_B \end{array}$$

Os coeficientes de uma equação química representam a proporção entre os números de moléculas das substâncias participantes; portanto, representam também a proporção entre os seus volumes quando no estado gasoso, nas mesmas P e T.

#### Exemplo:



### EXERCÍCIOS

1. Em um experimento constatou-se que 2g de hidrogênio, reagem com 16g de oxigênio produzindo 18g de água. Num segundo experimento, constatou-se que 1g de hidrogênio reage com 8g de oxigênio produzindo 9g de água. Com base nos dados obtidos nos experimentos citados podemos concluir que, se utilizarmos 4g de hidrogênio, este reagirá com 32g de oxigênio e produzirá 36g de água. Que Lei das Combinações nos permite chegar a tal conclusão?

2. (Unesp) Duas amostras de carbono puro de massa 1,00g e 9,00g foram completamente queimadas ao ar.

O único produto formado nos dois casos, o dióxido de carbono gasoso, foi totalmente recolhido e as massas obtidas foram 3,66g e 32,94g respectivamente. Utilizando estes dados:

- demonstre que nos dois casos a Lei de Proust é obedecida;
- determine a composição do dióxido de carbono, expressa em porcentagem em massa de carbono e de oxigênio.

3. (Unesp) Aquecendo-se 21g de ferro com 15g de enxofre obtém-se 33g de sulfeto ferroso, restando 3g de enxofre. Aquecendo-se 30g de ferro com 16g de enxofre obtém-se 44g de sulfeto ferroso, restando 2g de ferro. Demonstrar que esses dados obedecem às leis de Lavoisier (conservação da massa) e de Proust (proporções definidas).

4. (Fuvest) Os seguintes dados foram obtidos analisando-se amostras de óxidos de nitrogênio.

Amostra	massa da amostra (g)	massa de nitrogênio (g)	massa de oxigênio (g)
I	0,100	0,047	0,053
II	0,300	0,141	0,159
III	0,400	0,147	0,253

Pela análise desses dados conclui-se que

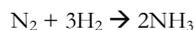
- a) as amostras I, II e III são do mesmo óxido.  
 b) apenas as amostras I e II são do mesmo óxido.  
 c) apenas as amostras I e III são do mesmo óxido.  
 d) apenas as amostras II e III são do mesmo óxido.  
 e) as amostras I, II e III são de diferentes óxidos.
5. (Unesp) Foram analisadas três amostras (I, II e III) de óxidos de enxofre, procedentes de fontes distintas, obtendo-se os seguintes resultados:

Amostra	massa de enxofre (g)	massa de oxigênio (g)	massa da amostra (g)
I	0,32	0,32	0,64
II	0,08	0,08	0,16
III	0,32	0,48	0,80

Estes resultados mostram que:

- a) as amostras I, II e III são do mesmo óxido.  
 b) apenas as amostras I e II são do mesmo óxido.  
 c) apenas as amostras II e III são do mesmo óxido.  
 d) apenas as amostras I e III são do mesmo óxido.  
 e) as amostras I, II e III são de óxidos diferentes.
6. (Ufes) Num sistema a uma determinada pressão e temperatura, dois gases, A e B, inodoros e incolores, reagem entre si na proporção de 1 volume de A para 3 volumes de B, gerando 2 volumes de um gás irritante, C. Quando 3 volumes do gás A e 6 volumes do gás B forem submetidos às mesmas condições, o volume final do sistema será
- a) 2 volumes.  
 b) 3 volumes.  
 c) 5 volumes.  
 d) 8 volumes.  
 e) 9 volumes.

7. (Unesp) Considere a reação em fase gasosa:



Fazendo-se reagir 4 litros de  $\text{N}_2$  com 9 litros de  $\text{H}_2$  em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- a) os reagentes estão em quantidades estequiométricas.  
 b) o  $\text{N}_2$  está em excesso.  
 c) após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.  
 d) a reação se processa com aumento do volume total.  
 e) após o término da reação, serão formados 8 litros de  $\text{NH}_3$ .

## 7. LEIS QUANTITATIVAS DA QUÍMICA II

### LEI DE DALTON

Também chamada de lei das proporções múltiplas, foi estabelecida pelo químico inglês John Dalton, em 1808. Baseado em dados experimentais, verificou que quando uma massa fixa de uma substância A reage com massas variáveis de uma mesma substância B, dando diferentes produtos na reação, as massas B guardam entre si uma proporção simples (relação de números inteiros e pequenos). Assim:

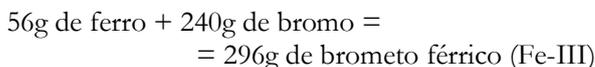
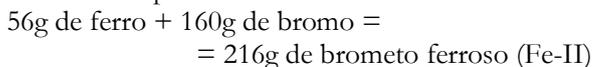


$$\frac{m_1}{a} = \frac{m_2}{b} = \frac{m_3}{c}$$

(a, b, c são números inteiros e pequenos)  
a:b:c (relação simples)

#### Exemplo:

Resultado experimental:



$$\frac{160}{2} = \frac{240}{3} \quad \begin{array}{l} 2:3 \\ \text{(relação simples)} \end{array} \quad \text{relação } 2:3$$

Com as fórmulas atuais, a lei de Dalton é evidente:

Brometo ferroso  $\text{FeBr}_2$

Brometo férrico  $\text{FeBr}_3$

Porém, estas fórmulas não eram conhecidas na época em que foi estabelecida a lei de Dalton.

### TEORIA ATÔMICA DE DALTON

Dalton criou um modelo baseado na lei de Lavoisier para explicar as leis das reações químicas, que foi chamado de Teoria Atômica e pode ser explicado de forma simples:

- 1) os elementos químicos são formados de pequenas partículas denominados átomos;
- 2) os átomos são partículas maciças e indivisíveis (modelo da "bola de bilhar");
- 3) os átomos de um mesmo elemento têm massas iguais e os átomos de elementos diferentes têm massas diferentes.
- 4) os átomos dos elementos permanecem inalterados nas reações químicas, nelas há apenas um rearranjo dos átomos;
- 5) os compostos são formados pela ligação dos átomos e dos elementos em proporções fixas e simples (números inteiros e pequenos).

A seguir veremos a explicação das leis ponderais pelo modelo da teoria atômica:

**Lei de Lavoisier:** como os átomos permanecem inalterados nas reações, eles conservam suas massas e a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

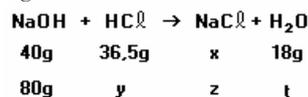
**Lei de Proust:** como os compostos se formam pela combinação dos átomos em proporção fixa, os compostos têm composição fixa.

**Lei de Dalton:** como os compostos se formam pela combinação dos átomos em proporções de números inteiros e pequenos (1:1, 1:2, 2:3, etc.), torna-se evidente a lei de Dalton.

### EXERCÍCIOS

1. Se, 100g de carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) reagem com 36,5g de ácido clorídrico (HCl), que massa de ácido é necessária para reagir completamente com 400g de carbonato de cálcio?

2. Analise o quadro a seguir:



Verificando as Leis de Lavoisier e de Proust, determine os valores de x, y, z e t.

3. A queima de 46g de etanol (álcool etílico) consome 96g de oxigênio. Que massa de oxigênio consumirá a queima de 920g de álcool?

4. (Uel) 46,0g de sódio reagem com 32,0g de oxigênio formando peróxido de sódio. Quantos gramas de sódio são necessários para se obter 156g de peróxido de sódio?

- a) 23,0
- b) 32,0
- c) 69,0
- d) 78,0
- e) 92,0

5. Ao adicionarmos 4g de cálcio (Ca) a 10g de cloro (Cl) obteremos 11,1g de cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ ) e um excesso de 2,9g de cloro. Se, num segundo experimento, adicionarmos 1,6g de cálcio a 30g de cloro, quais serão as massas de cloreto de cálcio e de excesso de cloro obtidas? Quais Leis das Combinações nos auxiliam na resolução desta questão?

6. (Mackenzie) Adicionando-se 4,5g de gás hidrogênio a 31,5g de gás nitrogênio originam-se 25,5g de amônia, sobrando ainda nitrogênio que não reagiu. Para se obterem 85g de amônia, a quantidade de hidrogênio e de nitrogênio necessária é, respectivamente:

- a) 15,0 g e 70,0 g
- b) 10,6 g e 74,4 g
- c) 13,5 g e 71,5 g
- d) 1,5 g e 83,5 g
- e) 40,0 g e 45,0 g

## 8. MOL

Para determinar a massa de um átomo foi necessária a escolha de um padrão que lhe fosse compatível. Esse padrão é denominado unidade de massa atômica ( $u$ ). O átomo de  $^{12}\text{C}$  foi escolhido como átomo padrão na construção das escalas de massas atômicas. Sua massa atômica foi fixada em  $12\ u$ .

As massas de todos os outros átomos são estabelecidas a partir deste padrão e unidade. Dados experimentais nos permitem concluir que a massa de um átomo de oxigênio ( $^{16}\text{O}$ ), por exemplo, é 1,33 vezes maior que a do átomo de carbono ( $^{12}\text{C}$ ):  $1,33 \cdot 12,0\ u = 16,0\ u$ . Podemos então afirmar que o átomo de oxigênio apresenta massa atômica igual a  $16,0\ u$ .

Unidade de massa atômica ( $u$ ) é a massa de  $1/12$  do átomo de  $^{12}\text{C}$ .

- Massa atômica de um átomo é a massa desse átomo expressa em  $u$ . Indica quantas vezes a massa do átomo é maior que  $1/12$  da massa de  $^{12}\text{C}$ .
- Massa atômica de um elemento é média ponderada das massas atômicas dos isótopos do elemento e é expressa também em  $u$ .
- Massa molecular de uma substância é a massa da molécula dessa substância expressa em  $u$ , indica quantas vezes a massa da molécula dessa substância é maior que a massa de  $1/12$  do átomo de  $^{12}\text{C}$ . A massa molecular é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos que constituem da molécula.

## CONCEITO DE MOL

A palavra mol vem do latim e significa um amontoado ou pilha de pedras colocadas no mar, muitas vezes, como quebra mar. Por analogia, o termo mol representa um amontoado de átomos, moléculas, elétrons ou outras partículas. Esse amontoado contém sempre  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades, assim como uma dúzia são 12 unidades.

A massa em gramas, de  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades é a massa molar. Por exemplo, 1 mol de oxigênio, ou seja,  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de oxigênio, pesam 16g, logo a massa molar do oxigênio é 16g/mol.

Mol é a unidade de quantidade de matéria ou quantidade de substância.

- Mol é a quantidade de matéria (ou de substância) que contém o mesmo número de entidades elementares (átomos, moléculas ou outras partículas) que o número de átomos existentes em exatamente 12g do isótopo  $^{12}\text{C}$ .

Quantitativamente, uma dada amostra de substância pode ser expressa em unidades de massa ( $m$ ), quantidade de matéria ( $n$ ) ou número de partículas ( $N$ ). Consideremos, por exemplo, uma amostra de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ):

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}; \quad n = 1 \text{ mol}; \quad m = 2\text{g}.$$

A relação entre massa ( $m$ ) e quantidade de matéria ( $n$ ) é dada por:

$$m = M \cdot n \quad \text{ou} \quad n = \frac{m}{M},$$

sendo  $M$  a massa molar.

Note que há naturalmente frações de mol (0,1mol, 0,05mol, etc.)

Observe, também, que o número de partículas ( $N$ ) existentes em um sistema é proporcional a quantidade de matéria ( $n$ ).

$$N = NA \cdot n,$$

em que  $NA$  é a constante de Avogadro.

- Constante de Avogadro (antigamente chamada número de Avogadro) é o número de átomos de  $^{12}\text{C}$  contidos em 0,012 kg de  $^{12}\text{C}$ . Seu valor numérico é  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

$$\text{Constante de Avogadro: } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Observação: pense em mol como um número muito grande, não só em quantidade, mas também para falar. Por isso, ao invés de dizer seis, vírgula zero dois, vezes dez elevado a vinte e três, dizemos um mol.

- Massa molar é a massa de substância que contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  entidades representadas pela fórmula dessa substância. É comumente expressa em g/mol ou  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Veja-mos um exemplo:

Seja a molécula de éter dietílico:  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ .

Uma molécula possui:

$$\begin{aligned} \text{C} &\rightarrow 4 \text{ átomos} \\ \text{H} &\rightarrow 10 \text{ átomos} \\ \text{O} &\rightarrow 1 \text{ átomo} \end{aligned}$$

10 moléculas de éter dietílico possuem:

$$\begin{aligned} \text{C} &\rightarrow 40 \text{ átomos} \\ \text{H} &\rightarrow 100 \text{ átomos} \\ \text{O} &\rightarrow 10 \text{ átomos} \end{aligned}$$

$6 \cdot 10^{23}$  moléculas (1 mol) de éter dietílico possuem:

$$\begin{aligned} \text{C} &\rightarrow 4 \cdot (6 \cdot 10^{23}) = 4 \text{ mol} \\ \text{H} &\rightarrow 10 \cdot (6 \cdot 10^{23}) = 10 \text{ mol} \\ \text{O} &\rightarrow 1 \cdot (6 \cdot 10^{23}) = 1 \text{ mol} \end{aligned}$$

Assim, podemos fazer uma generalização: a fórmula molecular nos dá o número de átomos na molécula e a quantidade em mols de cada elemento existente em 1 mol da substância.

### Exemplo



Na molécula  $\rightarrow$  2 átomos de fósforo e 5 átomos de oxigênio

No mol  $\rightarrow$  2 mols de fósforo e 5 mols de oxigênio

Massa molar de uma substância química molecular ou de um elemento químico é a massa, em gramas, de 1 mol de átomos ou moléculas, respectivamente, deste elemento ou substância, sendo numericamente igual à massa atômica ou molecular dada em  $u$ .

A primeira idéia intuitiva que devemos ter a respeito do mol é que ele serve para representar quantidade de matéria, se trata de uma nomenclatura química, que serve para indicar o número de Avogadro, ou seja,  $6,0 \cdot 10^{23}$ .

Observe que este número é extremamente grande!!!

Quando se utiliza a grandeza denominada mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, mo-

## Química

léculas, elétrons, outras partículas ou agrupamentos especiais de tais partículas.

Assim como o quilograma é uma unidade padrão da grandeza massa, o mol é uma quantidade padrão da grandeza quantidade de matéria.

Para fins didáticos e devido ao pouco tempo até seu vestibular, vamos estabelecer que Mol é a massa atômica expressa em gramas no caso de átomos e no caso de moléculas mol é a massa molecular expressa em gramas.

### Exemplo

Primeiro os átomos.

■ O átomo de oxigênio, símbolo O de acordo com a tabela periódica possui massa 16, assim um mol de oxigênio têm massa de 16 gramas.

■ O átomo de sódio, símbolo Na de acordo com a tabela periódica possui massa 23, assim um mol de sódio têm massa de 23 gramas.

Isto pode ser feito para qualquer elemento da tabela periódica!!!

Ou seja, se sabemos a massa atômica (os exercícios quase sempre fornecem) podemos descobrir quanto pesa um mol do elemento que necessitamos trabalhar.

No caso de moléculas:

Devemos **primeiramente somar as massas dos átomos**, para sabermos quanto pesa a molécula, e assim saberemos quanto pesa um mol dessas moléculas.

### Exemplo

H<sub>2</sub>O (água), se somarmos as massas dos átomos, teremos uma massa de 18 para a molécula, pois oxigênio é 16 e hidrogênio é 1, assim um mol de moléculas água pesa 18 gramas.

NH<sub>3</sub> (amônia), se somarmos as massas dos átomos, teremos uma massa de 17 para a molécula, pois o nitrogênio é 14 e o hidrogênio é 1, assim um mol de moléculas de amônia pesa 17 gramas.

Amostras de elementos ou substâncias com massa diferente da molar possuem quantidades proporcionais de mol. Para o carbono e a água, temos:

#### Carbono massa atômica = 12 u

Massa (gramas)	Quantidade de matéria (mol)	Número de átomos
12	1.0	6.0x10 <sup>23</sup>
6.0	0.5	3.0x10 <sup>23</sup>
3.0	0.25	1.5x10 <sup>23</sup>
18	1.5	9.0x10 <sup>23</sup>
24	2.0	12.0x10 <sup>23</sup>

#### Água massa da molécula = 18u

Massa (gramas)	Quantidade de matéria (mol)	Número de moléculas
18	1.0	6.0x10 <sup>23</sup>
9.0	0.5	3.0x10 <sup>23</sup>
4.5	0.25	1.5x10 <sup>23</sup>
27	1.5	9.0x10 <sup>23</sup>
36	2.0	12.0x10 <sup>23</sup>

## VOLUME MOLAR

Como o próprio nome indica, o volume molar corresponde ao volume ocupado por um mol da espécie química.

Para gases ideais o volume molar vale 22,4L/mol.



**Resolva os exercícios abaixo, consultando uma tabela periódica:**

1. Indique a massa molar dos elementos:

- Nitrogênio
- hidrogênio
- flúor
- fósforo
- alumínio
- urânio

2. Calcule a massa molar em gramas de um mol de cada uma das substâncias abaixo:

- Metano CH<sub>4</sub>
- Benzeno C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>
- Fosfato de sódio Na<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>
- Amônia NH<sub>3</sub>
- Hexafluoreto de urânio UF<sub>6</sub>
- Glicose C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>

3. Determine a massa de:

- 2 mols de moléculas de ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 0.1 mol de átomos de carbono
- 2.5 mols de átomos de enxofre
- 0.5 mol de moléculas de amônia NH<sub>3</sub>
- 2,0 mols de moléculas de cafeína C<sub>8</sub>H<sub>10</sub>O<sub>4</sub>N<sub>2</sub>S

4. Tente resolver os exercícios abaixo:

- a) Quantos mols de Ca existem em 100g de Cálcio.  $Ca = 40u$
- b) Quantos mols de dióxido de carbono existem em 88g de dióxido de carbono. ( $CO_2$ ).
- c) Qual a massa correspondente a 5 mols de alumínio.  $Al = 27u$
- d) Quantas moléculas existem em 88g de dióxido de carbono.
- e) Qual é a massa de uma molécula de dióxido de carbono.
- f) Qual a massa de uma molécula de açúcar comum  $C_6H_{12}O_6$ .
- g) Quantos mols correspondem a 90 g de água.
- h) Quantos átomos existem em 100g de ferro.
- i) Quantos átomos existem em 3,5 mols de oxigênio.
- j) O que é unidade de massa atômica.
- k) Qual a massa molecular do sulfato de sódio decahidratado  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
- l) A quantos mols correspondem  $1,2 \cdot 10^{23}$  átomos de tungstênio.
- m) A quantos mols correspondem  $3 \cdot 10^{23}$  átomos de Sódio, e qual o peso desses átomos.
- n) Qual a massa em g de um átomo de magnésio.
- o) Qual a massa de 1,5 mols de ácido sulfúrico.  $H_2SO_4$
- p) Numa amostra de 1,15g de sódio, qual a quantidade de átomos.
- q) O número de átomos presentes em um mol de moléculas água.
- r) O número de átomos presentes em 4 mols de ozônio.  $O_3$
- s) Quantos átomos de carbono e de hidrogênio existem em 1 mol de  $C_2H_4$
- t) Quantos átomos de carbono existem em 5g de Carbono.
- u) Quantos mols de carbono existem em  $24 \cdot 10^{23}$  átomos de carbono.
- v) Qual o volume ocupado por um mol de qualquer substância nas CNTP.
- x) Qual o volume ocupado por três mols de  $O_2$  nas CNTP.
- y) Diga se o volume ocupado por um mol de  $O_3$  nas CNTP é igual ao volume ocupado por um mol de  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  nas CNTP.
- z) Quantos átomos de H, O e C existem em 2 mols de  $C_6H_{12}O_6$ .
- aa) Quantos átomos de H temos em 5 mols de água.
- ab) Qual o volume ocupado por três mols de água e qual a massa desse volume, quantas moléculas existem nesse volume.
- ac) Qual a massa de  $48 \cdot 10^{23}$  átomos de fósforo, qual o volume ocupado por esses átomos e quantos mols temos.

Massa do enxofre (S) = 32u

Massa do nitrogênio (N) = 14u

Massa do oxigênio (O) = 8u

Massa do carbono (C) = 16u

Massa do hidrogênio (H) = 1u

## 9. CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO I

### DETERMINAÇÃO DE FÓRMULAS

Vamos estudar como distribuir os “ingredientes” de uma reação. Nas receitas do bolo, por exemplo, existem as quantidades certas de cada ingrediente, que são misturadas de forma adequada para que o bolo dê certo. Se colocarmos mais ou menos fermento, por exemplo, o bolo cresce muito mais ou não cresce. O mesmo acontece nas fórmulas das substâncias e nas reações químicas, elas têm de ser exatas, senão, não darão certo. Afinal, a receita de bolo ideal é a que desperdiça menos ingredientes, com as reações químicas é igual, colocamos os ingredientes nas proporções certas e evitamos desperdício para obter o produto final.

Lembre-se, também, que podemos dobrar as receitas de bolo, ocorre o mesmo com as reações, ou seja, elas podem ser multiplicadas.

É comum o uso de três tipos de fórmulas: a Molecular, a Mínima e a Porcentual. Por exemplo, a substância etano:

$C_2H_6$	$CH_3$	$C_{80\%}H_{20\%}$
Fórmula Molecular	Fórmula Mínima	Fórmula Porcentual (% em massa)

### FÓRMULA MOLECULAR

Indica as quantidades de cada elemento participante da molécula ou da fórmula da substância iônica.

#### Exemplo:

- $H_2O$
- $Ca(OH)_2$
- $H_2SO_4$

### FÓRMULA MÍNIMA

Também chamada de empírica ou estequiométrica indica apenas a proporção dos números de átomos dos elementos participantes. Ela não indica qual a substância que está sendo analisada, o que é função da fórmula molecular. Há substâncias em que a fórmula molecular coincide com a fórmula mínima, é o caso do cloreto de cálcio ( $CaCl_2$ ); também há casos em que a fórmula mínima de diferentes substâncias é a mesma, como é o caso do eteno ( $C_2H_4$ ) e do propeno ( $C_3H_6$ ), que possuem como fórmula mínima o  $C_1H_2$ , que não existe.

#### Exemplo:

$C_6H_{12}O_6$  possui fórmula mínima  $C_1H_2O_1$

### FÓRMULA PORCENTUAL

Também chamada de centesimal indica a porcentagem em massa de cada substância.

Sempre devemos tomar como referência uma massa de amostra de 100g. Assim:  $C_{80\%}H_{20\%}$ , significa que a cada 100g da substância, 80g são de carbono e 20g são hidrogênio.

### Determinação de Fórmula Porcentual a partir da Fórmula Molecular

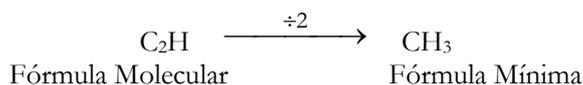
Tanto faz utilizarmos a fórmula molecular ou mínima para achar a fórmula porcentual. Vamos usar, por exemplo, a fórmula molecular.

Primeiramente, precisamos saber qual massa molar dos elementos:

$$\begin{array}{l}
 C = 12g/mol \\
 H = 1g/mol \\
 C_2H_6 \\
 \swarrow \quad \searrow \\
 (12) + 6(1) = 30 \\
 x\% \quad y\% \quad 100\% \\
 \text{Carbono} \left\{ \begin{array}{l} \frac{2(12)}{x} = \frac{30}{100} \Rightarrow x = 80\% \\ \\ \end{array} \right. \\
 \text{Hidrogênio} \left\{ \begin{array}{l} y = 100 - 80 = 20\% \\ \text{ou} \\ \frac{6(1)}{y} = \frac{30}{100} \Rightarrow y = 20\% \end{array} \right. \\
 \text{Fórmula Porcentual} = C_{80\%}H_{20\%}
 \end{array}$$

### Determinação da Fórmula Mínima a partir da Fórmula Molecular

a) A partir da Fórmula Molecular – apenas simplifique os índices, de tal modo que se obtenha os menores índices inteiros:



**Observação:** quando a simplificação não for possível, a fórmula mínima coincidirá com a fórmula molecular, como no caso da água ( $H_2O$ ).

A partir da fórmula porcentual ou de quaisquer dados de massas, quantidades de átomos, etc. – a forma mais simples de fazer esta transformação é transformar todos os dados em quantidades de mols e reduzir essas quantidades de mols para uma relação de menores números inteiros. Vejamos dois exemplos a seguir:

#### 1º Exemplo:

$$\begin{array}{l}
 C_{80\%}H_{20\%} \rightarrow \text{Fórmula Mínima ?} \\
 \text{Em } 100g \left\{ \begin{array}{l} C \rightarrow 80g \\ H \rightarrow 20g \end{array} \right. \\
 \text{Carbono} \left\{ \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} = \frac{80g}{12g/mol} = 6,66mols \\ \\ \end{array} \right. \\
 \text{Hidrogênio} \left\{ \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} = \frac{20g}{1g/mol} = 20mols \\ \\ \end{array} \right. \\
 C_{6,66}H_{20} \xrightarrow{\div 6,66} CH_3 \\
 \text{Fórmula Mínima}
 \end{array}$$

#### 2º Exemplo:

$$\begin{array}{l}
 \text{Carbono} = 9,6g \\
 \text{Hidrogênio} = 2,0g \\
 \text{Carbono} \left\{ \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} = \frac{9,6g}{12g/mol} = 0,8mols \\ \\ \end{array} \right. \\
 \text{Hidrogênio} \left\{ \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} = \frac{2g}{1g/mol} = 2mols \\ \\ \end{array} \right. \\
 C_{0,8}H_2 \xrightarrow{\div 0,8} CH_{2,5} \xrightarrow{\times 2} C_2H_5 \\
 \text{Fórmula Mínima}
 \end{array}$$

#### Observações:

1) As regras aritméticas recomendam inicialmente a divisão de todos os números pelo menor deles. Em seguida, se necessário, multiplicam-se todos por um número inteiro conveniente.

2) Deve-se efetuar uma aproximação (arredondar) somente quando o primeiro número após a vírgula for zero, um (1) ou nove (9).

## DETERMINAÇÃO DE FÓRMULA MOLECULAR

a) A partir da Fórmula Mínima e da Massa Molecular

$$\begin{aligned} \text{Fórmula Mínima} &= \text{CH}_3 \\ \text{MM (Massa Molecular)} &= 30\text{u} \\ \text{C} &= 12\text{u} \quad \text{H} = 1\text{u} \\ (\text{CH}_3)_n &= \text{Fórmula Molecular} \end{aligned}$$

substituindo as massas atômicas na fórmula molecular, tem-se:

$$\begin{aligned} [12+3(1)]n=30 &\Rightarrow 15n=30 \Rightarrow n = 2 \text{ logo,} \\ (\text{CH}_3)_2 &\Rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \text{ é a Fórmula Molecular} \end{aligned}$$

**Observação:** é bom lembrar que se no enunciado estiver a massa molar (30 g/mol), essa grandeza será numericamente igual à massa molecular (30u).

b) A partir de Fórmula Porcentual (ou massa) e da Massa Molecular

$$\text{C}_{80\%}\text{H}_{20\%} \quad \text{MM} = 30\text{u} \quad \text{Fórmula Molecular?}$$

Neste caso basta determinar a fórmula mínima e proceder como no item anterior, mas há um segundo processo bem interessante. Dê uma olhada:

$$\begin{aligned} \text{C}_x\text{H}_y &\rightarrow \text{Fórmula Molecular} \\ 12x + 1y &= 30 \\ 80\% \quad 20\% \quad 100\% \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Carbono} &\left\{ \begin{aligned} \frac{12x}{80} = \frac{30}{100} &\Rightarrow x = 2 \end{aligned} \right. \\ \text{Hidrogênio} &\left\{ \begin{aligned} 12(2) + y &= 30, \text{ ou} \\ \frac{y}{20} = \frac{30}{100} &\Rightarrow y = 6 \end{aligned} \right. \end{aligned}$$

Portanto a Fórmula Molecular é  $\text{C}_2\text{H}_6$

É importante notar que, usando este último caminho, não há necessidade da prévia determinação da fórmula mínima.

## EXERCÍCIOS

1. (Unesp) A nicotina contém 73,5% de carbono, 8,6% de hidrogênio e 17,3% de nitrogênio. Sabe-se que este composto contém dois átomos de nitrogênio por molécula. Quais são as fórmulas empírica e molecular da nicotina. (Massas atômicas: C = 12, H = 1, N = 14)

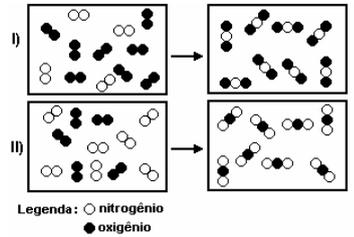
2. (Unesp) Um éter, de massa molar 60g/mol, tem a seguinte composição centesimal: C = 60%; H = 13,33%; O = 26,67%.

a) Determine a fórmula molecular do éter.  
b) Escreva a fórmula estrutural e o nome do éter. (Massa molar, em g/mol: C=12; H=1; O=16)

3. (Puc-rio) A fórmula mínima de um composto orgânico é  $(\text{CH}_2\text{O})_n$ . Sabendo-se que o peso molecular desse composto é 180, qual o valor de n?

- 2
- 4
- 6
- 8
- 12

4. (Unicamp) Sob condições adequadas, uma mistura de nitrogênio gasoso,  $\text{N}_2(\text{g})$ , e de oxigênio gasoso,  $\text{O}_2(\text{g})$ , reage para formar diferentes óxidos de nitrogênio. Se representarmos o elemento nitrogênio e elemento oxigênio conforme a legenda a seguir, duas dessas reações químicas podem ser esquematizadas como:



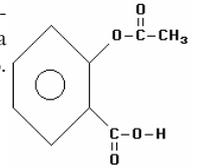
a) Dê a fórmula química do composto formado na reação esquematizada em I.  
b) Escreva a equação química balanceada representada no esquema II.

5. (Unicamp) O ácido acetil-salicílico,  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$  é uma substância muito empregada em medicamentos antitérmicos e analgésicos.

Uma indústria farmacêutica comprou uma certa quantidade de ácido acetil-salicílico para usá-lo em uma de suas formulações. Como de praxe, para verificar a pureza do material, foi feita a análise química que indicou um teor de carbono de 50%. O produto comprado estava puro? Justifique.

(Dados: massas atômicas: C = 12, H = 1 e O = 16)

6. (Cesgranrio) A síntese da aspirina (ácido acetil-salicílico) foi uma das maiores conquistas da indústria farmacêutica. Sua estrutura está representada ao lado.



Qual a porcentagem em massa de carbono na aspirina?  
a) 20 %  
b) 40 %  
c) 50 %  
d) 60 %  
e) 80 %

7. (Unesp) A porcentagem em massa de nitrogênio presente no nitrato de amônio  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  é igual a:

- 14 %
- 17,5 %
- 28 %
- 35 %
- 70 %

(Massas molares, em g/mol: N = 14; H = 1; O = 16).

8. (Unesp) Considere as afirmações I, II e III, a respeito da nicotina, cuja fórmula molecular é  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$

I.  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$  é também a fórmula empírica da nicotina.  
II. Cada molécula da nicotina é formada por 10 átomos de carbono, 4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de nitrogênio.  
III. 1mol de moléculas de nicotina contém 10mols de átomos de carbono, 4 mols de átomos de hidrogênio e 2 mols de átomos de nitrogênio.

Estão corretas as afirmações:

- I, apenas.
- I e II, apenas.
- II e III, apenas.
- I e III, apenas.
- I, II e III.

9. (Unesp) Um composto formado de carbono, hidrogênio e oxigênio apresenta na sua constituição 40,0% de carbono e 6,6% de hidrogênio. A sua fórmula mínima é

- CHO
- $\text{CH}_2\text{O}$
- $\text{CHO}_2$
- $\text{C}_2\text{HO}$
- $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}$

(Massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; O = 16)

10. (Mackenzie) 86,8 g de X reagem completamente com 112,0g de Y, formando um composto cuja fórmula mínima é:

- $\text{X}_2\text{Y}_{10}$
- $\text{X}_2\text{Y}_5$
- $\text{X}_2\text{Y}$
- $\text{X}_3\text{Y}_7$
- $\text{X}_5\text{Y}$

(Massas molares, em g/mol: X = 31 e Y = 16)

## 10. BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES QUÍMICAS

Como já dissemos, uma equação química está correta quando ela representa um fenômeno químico que realmente ocorre, através de fórmulas corretas e coeficientes corretos. Então:

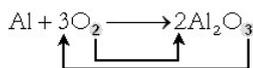
**Balancear** uma equação química é igualar o número total de átomos de cada elemento, no primeiro e no segundo membros da equação.

Para realizar o balanceamento de uma equação podemos utilizar quatro regras práticas. A primeira delas é raciocinar com o elemento que aparece uma vez no 1º e no 2º membro da equação, a segunda é preferir elemento que possua índices maiores, pois também dependemos deles para o balanceamento. Uma vez escolhido o elemento pelo qual irá iniciar, transponha seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes, assim prossiga com os outros elementos até o fim do balanceamento.

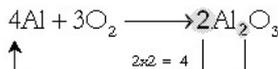
### Exemplo:



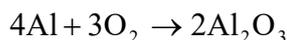
Neste caso, a primeira regra é indiferente para qualquer um dos elementos, os dois aparecem nos dois membros, então preferimos nos basear pelo gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ), pois ele possui índices maiores (2 e 3). Agora, com o elemento escolhido, vamos para a terceira regra:



Após balancear o oxigênio, vamos com a quarta regra, acertar o alumínio:



Agora a equação está completamente balanceada:



Observação: no balanceamento é mais importante a proporção entre os coeficientes do que os coeficientes em si. Também é bom lembrar que, é mais comum escrever os coeficientes com os menores números inteiros possíveis.

## EXERCÍCIOS

1. Acertar os coeficientes da equação a seguir com os menores números inteiros possíveis:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- $\text{Ca} + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2$

2. (Unicamp) O "pãozinho francês" é o pão mais consumido pelos brasileiros. Sua receita é muito simples. Para a sua fabricação é necessária farinha de trigo, fermento biológico, água e um pouco de sal. Sabe-se que a adição de bromato de potássio ( $\text{KBrO}_3$ ) proporciona um aumento do volume do produto final.

Nesse caso pode-se considerar, simplesmente, que o  $\text{KBrO}_3$  se decompõe dando  $\text{KBr}$  e um gás.

a) Escreva a equação química que representa essa reação de decomposição do bromato de potássio e escreva o nome do gás formado.

Tempos atrás se tornou prática comum o uso de bromato de potássio em massas e pães. Em função deste uso, ainda hoje é comum observarmos, afiadas em algumas padarias, frases como "pão sem elementos químicos".

Em vista das informações anteriores e de seu conhecimento em química pergunta-se:

b) Do ponto de vista químico essa frase é verdadeira? Justifique.

3. (Unicamp) Leia a frase seguinte e transforme-a em uma equação química (balanceada), utilizando símbolos e fórmulas: "uma molécula de nitrogênio gasoso, contendo dois átomos de nitrogênio por molécula, reage com três moléculas de hidrogênio diatômico, gasoso, produzindo duas moléculas de amônia gasosa, a qual é formada por três átomos de hidrogênio e um de nitrogênio".

4. (Fuvest) Paredes pintadas com cal extinta (apagada), com o tempo, ficam recobertas por película de carbonato de cálcio devido à reação da cal extinta com o gás carbônico do ar. A equação que representa essa reação é:

- $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{CaO} \rightarrow 2\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{CaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

5. (Mackenzie)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$

Relativamente à equação anterior, é INCORRETO afirmar que:

- a soma do número de mols dos reagentes é igual à dos produtos.
- um dos reagentes possui chumbo em sua estrutura.
- um dos produtos é um precipitado.
- representa uma reação de dupla troca.
- a soma de todos os coeficientes do balanceamento é igual a quatro.

6. (Cesgranrio) Inúmeros incêndios vêm destruindo grande parte de nossas florestas em regiões de estiagem prolongada. De acordo com a natureza química da queima da vegetação, assinale a reação representativa desse fenômeno.

- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- $\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HI}$
- $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow 2\text{FeO} + \text{CO}$

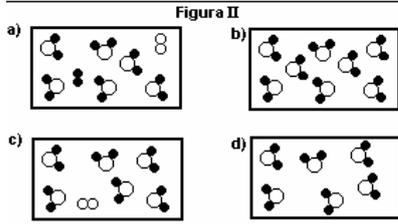
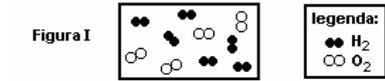
7. (Mackenzie) Supondo que os círculos vazios e cheios, respectivamente, signifiquem átomos diferentes, então o esquema abaixo representará uma reação química balanceada se substituirmos as letras X, Y e W, respectivamente, pelos valores:

- 1, 2 e 3.
- 1, 2 e 2.
- 2, 1 e 3.
- 3, 1 e 2.
- 3, 2 e 2



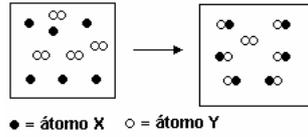
8. (Ufmg) Uma mistura de hidrogênio, H<sub>2</sub>(g), e oxigênio, O<sub>2</sub>(g), reage, num recipiente hermeticamente fechado, em alta temperatura e em presença de um catalisador, produzindo vapor de água, H<sub>2</sub>O(g).

A figura I representa a mistura, antes da reação. Supondo que a reação seja completa, o desenho que representa o estado final do sistema dentro do recipiente, considerando a quantidade de moléculas representadas para o estado inicial, é

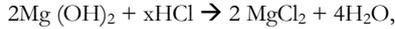


9. (Ufpi) A reação de X com Y é representada abaixo. Indique qual das equações melhor representa a equação química balanceada.

- a) 2X + Y<sub>2</sub> → 2XY
- b) 6X + 8Y → 6XY + 2Y
- c) 3X + Y<sub>2</sub> → 3XY + Y
- d) X + Y → XY
- e) 3X + 2Y<sub>2</sub> → 3XY + Y<sub>2</sub>



10. A equação,



estará balanceada se x for igual a:

- a) 8
- b) 6
- c) 2
- d) 4
- e) 1

11. Uma das maneiras de impedir que o SO<sub>2</sub> um dos responsáveis pela chuva ácida, seja liberado para a atmosfera é tratá-lo previamente com óxido de magnésio em presença de ar. Analisando a equação dada e, balanceando-a, o menor coeficiente inteiro do oxigênio é:

- a) 1/2
- b) 1
- c) 1,5
- d) 2
- e) 2,5

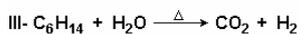
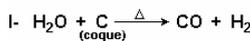


12. (Fuvest) Quando se sopra por algum tempo em água de cal observa-se a formação de um sólido branco. A equação química que representa esse fenômeno é:

- a) CO<sub>2</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O
- b) 2CO<sub>2</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> → Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- c) CO<sub>2</sub> + CaCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → CaCO<sub>3</sub> + 2HCl
- d) CO<sub>2</sub> + 1/2O<sub>2</sub> + Ca → CaCO<sub>3</sub>
- e) O<sub>2</sub> + 4CaCl<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O → 4CaO + 4HCl + 2Cl<sub>2</sub>

13. (Ufsm) O hidrogênio é o elemento mais abundante na nossa galáxia, ocorrendo, principalmente na superfície solar, como H<sub>2</sub> e, nos oceanos, lagos e gelos, como H<sub>2</sub>O. É um importante agente redutor, usado industrialmente nas hidrogenações catalíticas.

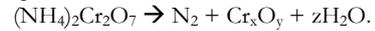
O hidrogênio pode ser obtido através de vários processos, entre eles,



Para balancear corretamente as equações, o coeficiente da molécula de hidrogênio em cada reação é, respectivamente,

- a) 1 - 2 - 14.
- b) 2 - 1 - 38.
- c) 2 - 1 - 19.
- d) 1 - 1 - 38.
- e) 1 - 2 - 19.

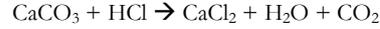
14. Dada a equação química:



Os valores de x, y e z são respectivamente:

- a) 2, 3 e 4
- b) 2, 7 e 4
- c) 2, 7 e 8
- d) 3, 2 e 4
- e) 3, 2 e 8

15. Derramaram-se algumas gotas de ácido clorídrico em uma pia de mármore e, observou-se uma leve efervescência. Este fenômeno pode ser representado pela equação não balanceada:

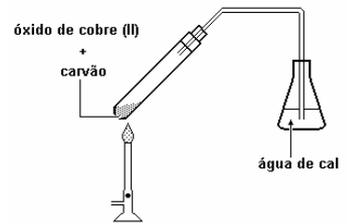


Acertando-se os coeficientes da equação com os menores valores inteiros, a soma será:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6

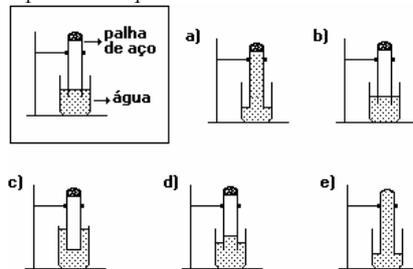
16. (Fuvest) Uma mistura de óxido de cobre (II) e carvão em pó foi aquecida usando-se a aparelhagem esquematizada a seguir. Observou-se, após algum tempo, que a água de cal, inicialmente límpida, apresentou sólido branco em suspensão. No interior do tubo apareceram grânulos metálicos avermelhados. Qual a equação química que representa a transformação ocorrida nesse aquecimento?

- a) 2CuO + C → 2Cu + CO<sub>2</sub>
- b) CuO + C → Cu + CO
- c) 2CuO + C → Cu<sub>2</sub>O + CO
- d) 2Cu<sub>2</sub>O + C → 4Cu + CO<sub>2</sub>
- e) Cu<sub>2</sub>O + C → 2Cu + CO



17. (Fuvest) Um pedaço de palha de aço foi suavemente comprimido no fundo de um tubo de ensaio e este foi cuidadosamente emborcado em um béquer contendo água à temperatura ambiente, conforme o ilustração a seguir:

Decorridos alguns dias à temperatura ambiente, qual das figuras a diante representa o que será observado?



# 11. CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO II

Os cálculos estequiométricos são cálculos que envolvem proporções de átomos em uma substância ou relacionam-se com proporções de coeficientes de uma equação química. Lembra da receita de bolo que dissemos no início dessa aula? Pois então é agora, que sabemos as formas de manusear nossa “cozinha”, que vamos fazer e arrumar nosso “bolo” químico.

■ Cálculos que envolvem uma única substância: utilizaremos aqui um exercício resolvido para ilustrar e explicar melhor.

### Exercício resolvido:

Calcule as massas de ferro, enxofre e oxigênio contidas em 250g de sulfato de ferro III,  $Fe_2(SO_4)_3$ .

$$(Fe = 56; S = 32; O = 16)$$

### Resolução:

Massa molar:  $Fe_2(SO_4)_3 = (2 \cdot 56 + 3 \cdot 32 + (3 \cdot 4)16) = 400g/mol$

Massa de $Fe_2(SO_4)_3$	Massa de Fe	Massa de S	Massa de O
400g	112g	96g	192g
250g	xg	yg	zg

$$Fe \begin{cases} 400 - 112 \\ 250 - x \end{cases} \rightarrow x = \frac{250 \times 112}{400} = 70,0$$

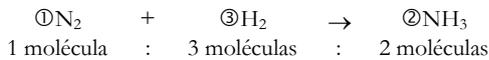
$$S \begin{cases} 400 - 96 \\ 250 - y \end{cases} \rightarrow y = \frac{250 \times 96}{400} = 60,0$$

$$O \begin{cases} 400 - 192 \\ 250 - z \end{cases} \rightarrow z = \frac{250 \times 192}{400} = 120,0$$

Resposta: 70,0g de Fe, 60,0g de S e 120,0g de O.

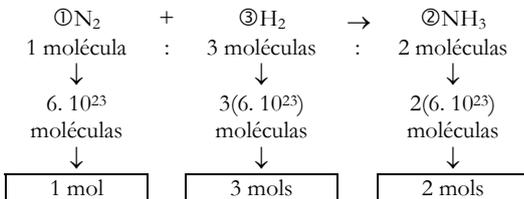
■ Cálculos que envolvem uma reação química: os coeficientes de uma equação química podem apresentar 3 funções. Vejam quais são elas:

a) Proporção de números de moléculas que participam do fenômeno químico. Por exemplo:

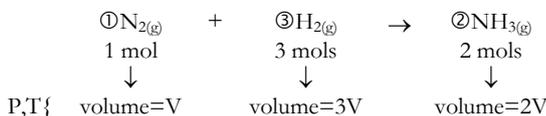


b) proporção de mols dessas mesmas substâncias.

Veja o exemplo:



c) proporção de volumes de gases medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura. (Lei volumétrica de Gay-Lussac). Exemplo:



### Dicas para resolver exercícios:

1º passo: escreva a equação química balanceada.

2º passo: escreva abaixo da fórmula de cada substância a quantidade de mols, que seja igual ao respectivo coeficiente.

3º passo: transforme as quantidades de mols nas grandezas convenientes, de acordo com o enunciado.

4º passo: construa uma proporção com os dados do enunciado.

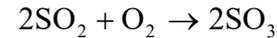
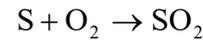
### Cálculos que envolvem reações consecutivas:

Os processos químicos podem envolver reações consecutivas, nas quais o produto de uma reação é totalmente consumido pela reação seguinte. Veja uma forma que pode facilitar seu raciocínio na hora de resolver os exercícios:

a) se necessário, multiplique as equações por números apropriados (inteiros ou fracionários), de tal modo que possamos, algebricamente, eliminar as substâncias intermediárias, isto é, aquelas formadas em uma equação e consumidas na equação seguinte.

b) **some** as equações para obter uma única equação final.

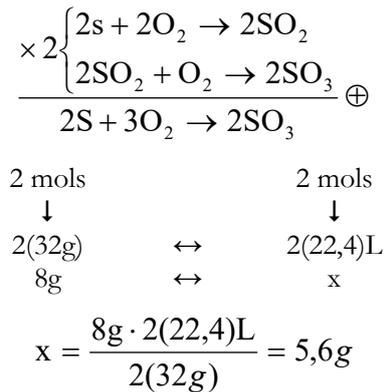
### Exercício resolvido:



No processo acima, qual o volume de  $SO_3$ , nas CNTP (condições normais de pressão e temperatura), que será obtido a partir de 8,0g de enxofre? (S=32)

### Resolução:

Na soma das equações químicas, o intermediário  $SO_2$  deverá ser eliminado. Para isso, multiplicaremos a primeira equação por 2.



Resposta: 5,6L de  $SO_3$ .

## EXERCÍCIOS

1. (Ufpe) Interprete a reação e encontre os valores de A, B e C.

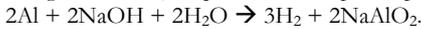
$2A_l(s)$	+	$6HBr(g)$	$\rightarrow$	$A_l_2Br_6(s)$	+	$3H_2(g)$
A átomos	+	B litros (CNTP)	$\rightarrow$	C gramas	+	6 moles

OBS.: Peso-fórmula de  $A_l_2Br_6 = 534g/mol$

Assinale a alternativa correta:

- a)  $A = 1,20 \times 10^{24}$ ;  $B = 268,8$ ;  $C = 534$   
 b)  $A = 2,41 \times 10^{24}$ ;  $B = 22,4$ ;  $C = 1068$   
 c)  $A = 1,20 \times 110^{24}$ ;  $B = 134,4$ ;  $C = 534$   
 d)  $A = 2,41 \times 10^{24}$ ;  $B = 44,8$ ;  $C = 1068$   
 e)  $A = 2,41 \times 10^{24}$ ;  $B = 268,8$ ;  $C = 1068$

2. (Unesp) Um produto comercial empregado na limpeza de esgotos contém pequenos pedaços de alumínio, que reagem com NaOH para produzir bolhas de hidrogênio. A reação que ocorre é expressa pela equação:

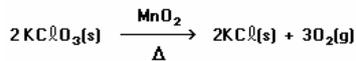


Calcular o volume de  $H_2$ , medido a  $0^\circ C$  e 1 atmosfera de pressão, que será liberado quando 0,162g de alumínio reagirem totalmente.

Massas atômicas: Al=27; H=1

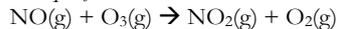
Volume ocupado por 1 mol do gás a  $0^\circ C$  e 1 atmosfera=22,4 litros

3. (Ufba) A equação balanceada a seguir representa a reação de decomposição térmica do  $KClO_3$ .



Determine, em litros, o volume de  $O_2$  produzido pela decomposição térmica de 245,2g de  $KClO_3$ , nas CNTP, expressando o resultado com dois algarismos significativos. (Massas atômicas: K = 39 u, Cl = 35,5 u, O = 16 u)

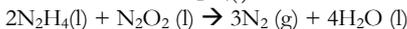
4. (Fatec) Um dos mecanismos de destruição da camada de ozônio na atmosfera é representado pela equação:



Considerando que um avião supersônico de transporte de passageiros emite 3 toneladas de  $NO(g)$  por hora de voo, a quantidade de ozônio, em toneladas, consumida em um voo de 7 horas de duração é

- a) 336,0  
 b) 70,0  
 c) 33,6  
 d) 21,0  
 e) 13,1 (massas molares: N =  $14g \cdot mol^{-1}$ ; O =  $16g \cdot mol^{-1}$ )

5. (Puc-rio) Assinale a alternativa que indica a quantidade de  $N_2(g)$  produzida quando dois moles de  $N_2H_4(l)$  são consumidos segundo a reação a seguir:



Dado: massa molar do  $N_2 = 28 g/mol$

- a) 84 g.  
 b) 56 g.  
 c) 42 g.  
 d) 28 g.  
 e) 3 g.

6. (Uff) Para produzir 4,48 L de  $CO_2$  nas CNTP, conforme a reação

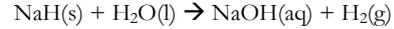


a quantidade necessária, em gramas, de  $CaCO_3$  é:

- a) 20,0  
 b) 10,0  
 c) 100,0  
 d) 200,0  
 e) 18,3

(Massa molar  $CaCO_3 = 100 g/mol$ )

7. (Puccamp) Combustível e importante reagente na obtenção de amônia e compostos orgânicos saturados, o hidrogênio pode ser obtido pela reação:



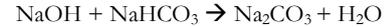
Quantos litros do gás, nas condições ambiente, podem ser obtidos pela hidrólise de 60,0g de hidreto de sódio?

- a) 61,2  
 b) 49,0  
 c) 44,8  
 d) 36,8  
 e) 33,6

(Volume molar, nas condições ambiente = 24,5L/mol)

(Massa molar do NaH = 24g/mol)

8. (Puccamp) A reação da soda cáustica com hidrogenocarbonato de sódio pode ser representada pela equação



Nessa transformação, quantos quilogramas de carbonato de sódio são obtidos a partir de 100mols de hidróxido de sódio?

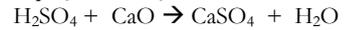
- a) 1,6  
 b) 5,3  
 c) 10,6  
 d) 21,2  
 e) 53,0

(Massas atômicas: Na = 23,0 u; C = 12,0 u; O = 16,0 u)

9. (Puccamp) Num acidente, 4,9 toneladas de ácido sulfúrico são derramados numa rodovia. Quantas toneladas de óxido de cálcio devem ser utilizadas para neutralizar o ácido?

- a) 56  
 b) 9,8  
 c) 5,6  
 d) 4,9  
 e) 2,8

Equação da reação



Massa molar do  $H_2SO_4 = 98/mol$

Massa molar do  $CaO = 56g/mol$

10. (Uel)  $Mg(s) + 2Ag^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2Ag(s)$

Que quantidade de  $Mg(s)$ , em mols, reage com 4,0mols de  $Ag^+(aq)$ ?

- a) 1,0  
 b) 2,0  
 c) 3,0  
 d) 4,0  
 e) 8,0

11. (Unirio) Ao mergulharmos uma placa de prata metálica em uma solução de ácido nítrico, ocorrerá a seguinte reação:

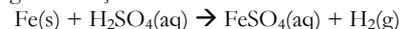


Ajustando a equação química acima, pode-se calcular que a massa de água produzida, quando é consumido 1 mol de prata metálica é, em gramas:

- a) 36  
 b) 27  
 c) 18  
 d) 12  
 e) 3,6

(Massa molar  $H_2O = 18 g/mol$ )

12. (Unirio) Jacques A. C. Charles, químico famoso por seus experimentos com balões, foi o responsável pelo segundo voo tripulado. Para gerar o gás hidrogênio, com o qual o balão foi enchido, ele utilizou ferro metálico e ácido, conforme a seguinte reação:



Supondo-se que tenham sido utilizados 448 kg de ferro metálico, o volume, em litros, de gás hidrogênio obtido nas C.N.T.P. foi de:

- a) 89,6  
 b) 179,2  
 c) 268,8  
 d) 89.600  
 e) 179.200

(Massa Atômicas: H = 1u; Fe = 56u)

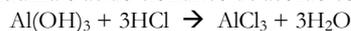
## Química

13. (Unesp) O óxido nitroso,  $N_2O$ , é conhecido como "gás hilariante" e foi um dos primeiros anestésicos a ser descoberto. Esse gás pode ser obtido pelo aquecimento de nitrato de amônio sólido.

- a) Escreva a equação da decomposição por aquecimento do nitrato de amônio em óxido nitroso e água.  
b) Calcule a massa do nitrato de amônio necessária para se obter 880g de óxido nitroso.  
(Massas atômicas: H = 1,0; N = 14; O = 16.)

14. (Ufmg) O estômago de um paciente humano, que sofra de úlcera duodenal, pode receber, através de seu suco gástrico, 0,24mol de HCl por dia. Suponha que ele use um antiácido que contenha 26g de  $Al(OH)_3$  por 1000mL de medicamento.

O antiácido neutraliza o ácido clorídrico de acordo com a reação

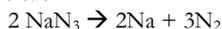


O volume apropriado de antiácido que o paciente deve consumir por dia, para que a neutralização do ácido clorídrico seja completa, é

- a) 960 mL  
b) 720 mL  
c) 240 mL  
d) 80 mL  
e) 40 mL

(Massas atômicas: Al = 27 ; O = 16 ; H = 1)

15. (Fuvest) O equipamento de proteção conhecido como "air bag" usado em automóveis, contém substâncias que se transformam, em determinadas condições, liberando  $N_2$ , que infla um recipiente de plástico. As equações das reações envolvidas no processo são:

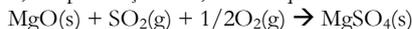


a) Considerando que  $N_2$  é gerado nas duas reações, calcule a massa de azoteto de sódio ( $NaN_3$ ) necessária para que sejam gerados 80L de nitrogênio, nas condições ambiente.

b) Os óxidos formados, em contato com a pele, podem provocar queimaduras. Escreva a equação da reação de um desses óxidos com a água contida na pele.

(Volume molar de gás nas condições ambiente: 25 L/mol)  
(Massa molar do  $NaN_3$ : 65 g/mol)

16. (Fuvest) Uma das maneiras de impedir que o  $SO_2$ , um dos responsáveis pela "chuva ácida", seja liberado para a atmosfera é tratá-lo previamente com óxido de magnésio, em presença de ar, como equacionado a seguir:



Quantas toneladas de óxido de magnésio são consumidas no tratamento de  $9,6 \times 10^3$  toneladas de  $SO_2$ ?

- a)  $1,5 \times 10^2$   
b)  $3,0 \times 10^2$   
c)  $1,0 \times 10^3$   
d)  $6,0 \times 10^3$   
e)  $2,5 \times 10^4$

(Massas molares em g/mol  $MgO = 40$  e  $SO_2 = 64$ )

17. (Unicamp) A obtenção de etanol, a partir de sacarose (açúcar) por fermentação, pode ser representada pela seguinte equação:



Admitindo-se que o processo tenha rendimento de 100% e que o etanol seja anidro (puro), calcule a massa (em kg) de açúcar necessária para produzir um volume de 50 litros de etanol, suficiente para encher um tanque de um automóvel.

Densidade do etanol = 0,8 g/cm<sup>3</sup>

Massa molar da sacarose = 342 g/mol

Massa molar do etanol = 46 g/mol

18. (Unitau) Para transformar mármore em gesso, precisamos atacá-lo com ácido sulfúrico, segundo a reação:



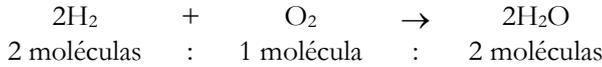
Para 2 kg de mármore, quanto de gesso precisamos produzir?

(Dados: Ca = 40; C = 12; S = 32; O = 16)

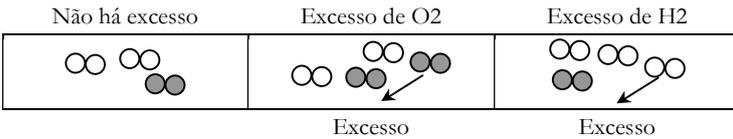
## 12. EXCESSO DE REAGENTES

**Cálculos que envolvem excesso de reagente:** Quando o enunciado fornecer quantidades de 2 reagentes, precisaremos verificar qual deles estará em excesso, após terminada a reação.

Para percebermos melhor o conceito de excesso de reagente, consideramos a reação de hidrogênio com oxigênio, representada pela equação:



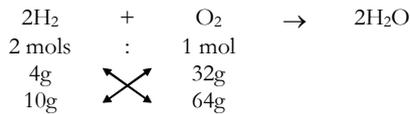
Se um pote contiver moléculas  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$  exatamente na proporção 2 : 1, não há excesso de reagente, ou seja, não sobrá  $\text{H}_2$  nem  $\text{O}_2$ .



### Exercício Resolvido:

No processo  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ , mistura-se 10g de  $\text{H}_2$  com 64g de  $\text{O}_2$ . Após terminada a reação, determine a massa do excesso de reagente. (O = 16, H = 1)

#### Resolução 1:

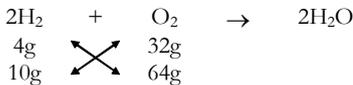


A substância hidrogênio está em excesso porque:

$$10\text{g} \times 32 > 4\text{g} \times 64$$

Há excesso

#### Resolução 2:



Multiplique "em cruz" e o maior produto indicará onde está o excesso. Para calcular quanto sobrá de  $\text{H}_2$ , vamos calcular inicialmente quanto reage.

$$\begin{array}{r} \text{reage com} \\ 4\text{g} \text{ — } 32\text{g} \\ x \text{ — } 64\text{g} \end{array}$$

$$x = 8\text{g (reage)}$$

$$\text{Excesso} = 10 - 8 = 2\text{g}$$

**Resposta:** haverá excesso de 2g de hidrogênio.

Há uma substância que determina o fim da reação. Em outras palavras, a reação acaba quando um dos reagentes esgota, este seria o chamado reagente limitante. É fácil concluir que o reagente limitante é aquele não está em excesso.

## EXERCÍCIOS

1. (Unesp) O dióxido de nitrogênio ( $\text{NO}_2$ ) contribui para a formação da chuva ácida como resultado de sua reação com o vapor d'água da atmosfera. Os produtos dessa reação são o ácido nítrico e o monóxido de nitrogênio ( $\text{NO}$ ).

- Escreva a equação química balanceada da reação.
- Calcule a massa do ácido nítrico que se forma, quando 13,8g de  $\text{NO}_2$  reagem com água em excesso.

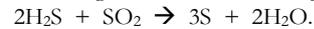
(massas molares, em g/mol: H=1; N=14; O=16)

2. (Unitau) Misturando 2g de hidrogênio e 32g de oxigênio em um balão de vidro e provocando a reação entre os gases, obteremos:

(Dados: H = 1; O = 16)

- 32 g de água com 2 g de oxigênio, que não reagiram.
- 32 g de água com 1 g de oxigênio, que não reagiu.
- 34 g de água oxigenada.
- 34 g de água, não restando nenhum dos gases.
- 18 g de água ao lado de 16 g de oxigênio, que não reagiram.

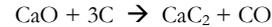
3. (Cesgranrio) O ácido  $\text{H}_2\text{S}$  reage com o óxido  $\text{SO}_2$  segundo a reação:



Assinale, entre as opções abaixo, aquela que indica o número máximo de mols de S que pode ser formado quando se faz reagir 5 mols de  $\text{H}_2\text{S}$  com 2 mols de  $\text{SO}_2$ :

- 3
- 4
- 6
- 7,5
- 15

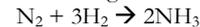
4. (Fei) O carbeto de cálcio é obtido através da reação de equação:



Colocando-se para reagir 1,2 kmols de  $\text{CaO}$  com 3,0 kmols de C foram produzidos 0,9 kmol de  $\text{CaC}_2$ . Assinale a alternativa falsa:

- o reagente em excesso é o  $\text{CaO}$
- o rendimento da reação é 90%
- a % de conversão do  $\text{CaO}$  é 75%
- o volume de  $\text{CO}$  obtido nas CNTP é 22,4 m<sup>3</sup>
- a % de excesso do  $\text{CaO}$  é 20%

5. (Unesp) Considere a reação em fase gasosa:



Fazendo-se reagir 4 litros de  $\text{N}_2$  com 9 litros de  $\text{H}_2$  em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- os reagentes estão em quantidades estequiométricas.
- o  $\text{N}_2$  está em excesso.
- após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.
- a reação se processa com aumento do volume total.
- após o término da reação, serão formados 8 litros de  $\text{NH}_3$ .

6. (Fatec) A "morte" de lagos e rios deve-se à presença, na água, de substâncias orgânicas que, sob a ação de bactérias, degradam-se, consumindo o oxigênio dissolvido. Considere amostra de água poluída contendo 0,01g de matéria orgânica, na forma de uréia, que se degrada como representa a equação:



Para degradar 0,01g de uréia, a massa de  $\text{O}_2$  consumida, expressa em "mg" é:

- 2,13
- 5,30
- 6,00
- 21,3
- 530

(Massas molares Ureia = 60g/mol;  $\text{O}_2$  = 32g/mol.)

## Química

7. (Uff) Amônia gasosa pode ser preparada pela seguinte reação balanceada:



Se 112,0 g de óxido de cálcio e 224,0 g de cloreto de amônia forem misturados, então a quantidade máxima, em gramas, de amônia produzida será, aproximadamente.

- a) 68,0
- b) 34,0
- c) 71,0
- d) 36,0
- e) 32,0 (Massas molares, em g/mol : CaO=56; NH<sub>4</sub>Cl=53,5; NH<sub>3</sub>=17)

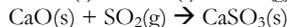
8. (Fuvest) Resíduos industriais que contêm sulfetos não devem ser jogados nos rios. Pode-se tratá-los com peróxido de hidrogênio (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), que oxida os sulfetos a sulfatos e se reduz a água. Quantos kg de peróxido de hidrogênio são necessários para oxidar 117 kg de sulfeto de sódio (Na<sub>2</sub>S) contidos em dado resíduo?

- a) 25
- b) 51
- c) 102
- d) 204
- e) 306 (Massas molares, em g/mol: H = 1, O = 16, Na = 23, S = 32)

9. (Fei) Na neutralização total de 80,0g de hidróxido de sódio - NaOH por 98,0g de ácido sulfúrico -H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, a 25°C, a quantidade de água obtida é igual a:

- a) 1mol de moléculas
- b) duas moléculas
- c) 1,204.10<sup>24</sup> moléculas
- d) 18 gramas
- e) 2 moles de 22,4 litros (Massas atômicas: H=1u ; O=16u ; Na=23u; S=32u)

10. (Fuvest) Uma instalação petrolífera produz 12,8kg de SO<sub>2</sub> por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual por decomposição fornece cal, que reage com o SO<sub>2</sub> formando CaSO<sub>3</sub>, de acordo com as equações:

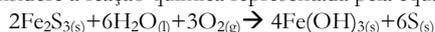


Qual a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo SO<sub>2</sub> formado?

Suponha 100% de rendimento para as reações.

- a) 128
- b) 240
- c) 480
- d) 720
- e) 1200 (Massas molares em g/mol: CaCO<sub>3</sub>=100; SO<sub>2</sub>=64)

11. (Unesp) Considere a reação química representada pela equação:



Calcule a quantidade (em mols) de Fe(OH)<sub>3</sub> que pode ser produzida a partir de uma mistura que contenha 1,0 mol de Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, 2,0mols de H<sub>2</sub>O e 3,0mols de O<sub>2</sub>.

## 13. PUREZA E RENDIMENTO

### CÁLCULOS ENVOLVENDO PUREZA

Com freqüência as substâncias envolvidas no processo químico não são puras. Desta forma, podemos esquematicamente, dividir uma amostra em duas partes: a parte útil e a parte das impurezas, que não reagem no processo do problema.

Grau de pureza (% teor): é a porcentagem da parte útil, parte que reagirá no problema que estamos resolvendo.

#### Exercício Resolvido:

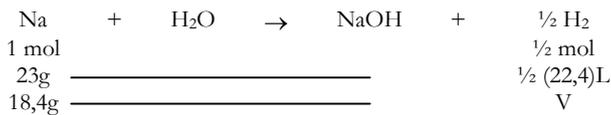
Determine o volume do gás hidrogênio, obtido nas CNTP, na reação de 40g de uma amostra de sódio, com 46% de pureza desse metal. (Na = 23)

#### Resolução:

Vamos calcular a parte pura da amostra.

$$\begin{array}{r} 40\text{g} \\ \times \\ x \end{array} \quad \begin{array}{r} 100\% \\ \\ 46\% \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right. \quad x = 18,4\text{g}$$

Essa é a massa real de sódio existente na amostra. É a massa que deve participar do cálculo estequiométrico.



$$v = \frac{18,4\text{g} \cdot 11,2\text{L}}{23\text{g}} = 8,96\text{L}$$

Resposta: 8,96L de gás hidrogênio.

### CÁLCULOS ENVOLVENDO RENDIMENTO

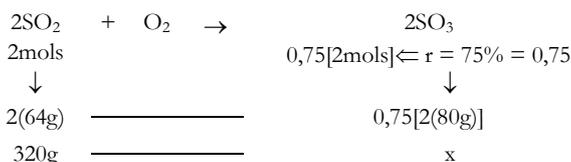
Um processo tem rendimento 100% quando as quantidades obtidas obedecem aos coeficientes da equação química. Mas, devido a vários fatores, tais como pureza, falhas humanas ou aparelhos obsoletos, o rendimento de uma reação geralmente fica abaixo de 100%.

Um modo prático de se trabalhar com rendimento no cálculo estequiométrico é considerar o rendimento como um fator de correção dos coeficientes dos produtos.

#### Exercício Resolvido:

No processo  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$  determine a massa de  $\text{SO}_3$  obtida a partir de 320g de  $\text{SO}_2$ , sabendo que o rendimento do processo é 75%. (S=32, O=16)

#### Resolução:

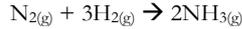


$$x = 300\text{g}$$

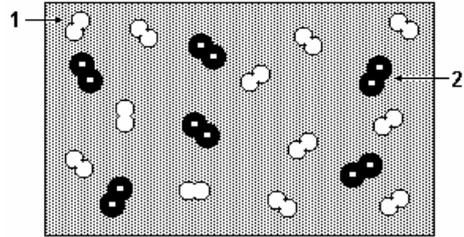
Resposta: 300g de  $\text{SO}_3$ .

### EXERCÍCIOS

1. (Fatec) Amônia é matéria-prima fundamental na fabricação de produtos importantes, como fertilizantes, explosivos, antibióticos e muitos outros. Na indústria, em condições apropriadas, a síntese da amônia se realiza a partir de nitrogênio e hidrogênio gasosos, como mostra a equação.



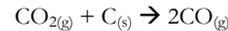
Considerando que nitrogênio e hidrogênio foram colocados para reagir em quantidades tais como na figura, onde 1 representa  $\text{H}_2$  e 2 representa  $\text{N}_2$ .



E supondo rendimento de 100% pode-se afirmar que:

- nitrogênio e hidrogênio estão em proporções estequiométricas.
- hidrogênio foi colocado em excesso.
- nitrogênio é o reagente limitante.
- hidrogênio é o reagente limitante.
- ambos os reagentes estão em excesso.

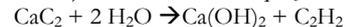
2. (Ufal) Carbono em brasa reduz o dióxido de carbono a monóxido de carbono:



Admitindo que o rendimento dessa transformação seja da ordem de 20%, em mols, 10 litros de dióxido de carbono (CNTP) produzirão, nas mesmas condições de temperatura e pressão, quantos litros de monóxido de carbono?

- 1,0 litro
- 2,0 litros.
- 4,0 litros.
- 10 litros.
- 20 litros.

3. (Ufrs) O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto) de acordo com a equação.



Utilizando-se 1 kg de carbureto com 36% de impurezas, o volume de acetileno obtido, nas CNTP, em litros, é de aproximadamente.

Dados: Massas molares C=12g/mol; Ca=40g/mol; H=1g/mol

- 0,224
- 2,24
- 26
- 224
- 260

4. (Cesgranrio) O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não-ajustada é dada a seguir:



Um analista utilizou uma quantidade suficiente de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para reagir com 5,4g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Nesse processo, o analista obteve um rendimento aproximado de:

Dados: Al = 27

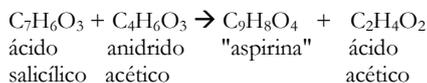
- 75 %
- 80 %
- 85 %
- 90 %
- 95 %

## Química

5. (Fuvest) A oxidação da amônia (NH<sub>3</sub>) com oxigênio, a alta temperatura e na presença de catalisador, é completa, produzindo óxido nítrico (NO) e vapor d'água. Partindo de amônia e oxigênio, em proporção estequiométrica, qual a porcentagem (em volume) de NO na mistura gasosa final?

- a) 10 %.
- b) 20 %.
- c) 30 %.
- d) 40 %.
- e) 50 %.

6. (Fatec) O ácido acetilsalicílico, conhecido como "aspirina", é um dos analgésicos mais consumidos. Pode ser produzido pela interação entre ácido salicílico e anidrido acético, conforme mostra a equação a seguir:



A massa de "aspirina" que seria possível produzir a partir de 1,38 toneladas métricas de ácido salicílico, supondo que transformação ocorra com rendimento de 80%, é:

massas molares: ácido salicílico = 138 g/mol

"aspirina" = 180 g/mol

1 tonelada métrica (t) = 1 x 10<sup>6</sup> g

- a) 1,10 t
- b) 1,44 t
- c) 180 g
- d) 1,38 t
- e) 1,80 t

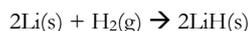
7. (Fuvest) Em um acidente, um caminhão carregado de solução aquosa de ácido fosfórico tombou derramando cerca de 24,5 toneladas dessa solução no asfalto. Quantas toneladas de óxido de cálcio seriam necessárias para reagir totalmente com essa quantidade de ácido?

Porcentagem em massa do H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> na solução = 80%

massas molares (g/mol): H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> = 98; CaO = 56

- a) 7,5
- b) 11,2
- c) 16,8
- d) 21,0
- e) 22,9

8. (Unesp) Hidreto de lítio pode ser preparado segundo a reação expressada pela equação química:



Admitindo que o volume de hidrogênio é medido nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), calcule:

- a) a massa de hidreto de lítio que pode ser produzida na reação de 13,8g de lítio com 11,2L de hidrogênio;
- b) o rendimento (em porcentagem) da reação se, com as quantidades de reagentes acima indicadas, ocorrer a formação de 6,32g de LiH.

Volume molar dos gases(CNTP) = 22,4L

Massas molares (g/mol): Li = 6,90; H = 1,00.

9. (Uece) A massa de sulfato de cálcio obtida, quando se trata 185g de hidróxido de cálcio contendo 40% de impurezas, por excesso de solução de ácido sulfúrico, é de:

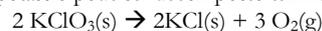
(Massas atômicas:Ca=40; S =32; O =16; H= 1)

- a) 204 g
- b) 136 g
- c) 36 g
- d) 111 g

10. (Unicamp) Há alguns meses, a Petrobrás anunciou (revista Veja de 1/5/91) que reduziria, de 5% para 3%, o teor de enxofre no óleo combustível. Isto significa 272 toneladas de enxofre a menos, por dia, na atmosfera.

Sabe-se que o enxofre contido no óleo é, na realidade, transformado em SO<sub>2</sub>(um gás) no momento da queima (combustão). Qual a massa (em toneladas) deste gás que deixará de ser lançada na atmosfera, por dia, devido à melhoria anunciada? (Massas atômicas relativas: O=16; S=32.)

11. (Fei) O clorato de potássio pode ser decomposto termicamente pela equação:



A decomposição total de 9,8g de KClO<sub>3</sub> impurificado por KCl produz 2,016 L de O<sub>2</sub> medidos nas condições normais de temperatura e pressão.

(Dados: massas atômicas (uma): K=39; Cl=35,5; O=16)

Assinale a alternativa falsa:

- a) a % de pureza desse clorato é 75%
- b) a massa de KCl resultante é 6,92g
- c) a massa de O<sub>2</sub> produzida é 2,88g
- d) o n° de mol de KCl resultante é 0,06
- e) o rendimento da reação é 100%

12. (Fatec) A quantidade de dióxido de enxofre liberado em uma fundição pode ser controlada fazendo-o reagir com carbonato de cálcio, conforme a reação representada a seguir.



Supondo um rendimento de 100% dessa reação, a massa mínima de carbonato de cálcio necessária para absorver uma massa de 3,2 toneladas de SO<sub>2</sub>, também expressa em toneladas, é:

Dados: Massas Molares

CaCO<sub>3</sub> = 100g/mol;

CaSO<sub>4</sub> = 136g/mol

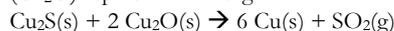
SO<sub>2</sub> = 64g/mol

CO<sub>2</sub> = 44g/mol

O<sub>2</sub> = 32g/mol

- a) 3,2.
- b) 6,4.
- c) 0,5.
- d) 5,0.
- e) 10,0.

13. (Fei) O cobre é um metal encontrado na natureza em diferentes minerais. Sua obtenção pode ocorrer pela reação da calcosita (Cu<sub>2</sub>S) com a cuprita (Cu<sub>2</sub>O) representada a seguir:

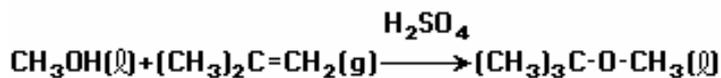


Numa reação com 60% de rendimento, a massa de cobre obtida a partir de 200g de calcosita com 20,5% de impureza e cuprita suficiente é:

Dados: O = 16 u; S = 32,0 u; Cu = 63,5 u

- a) 58,9 g
- b) 98,2 g
- c) 228,6 g
- d) 381,0 g
- e) 405,0 g

14. Recentemente, a utilização do MTBE (metil terbutil éter) como antidetonante da gasolina, na concentração 7% em massa de MTBE, em lugar do álcool etílico, tem causado polêmicas. Testes realizados em laboratórios indicam que o novo aditivo produz mais poluição, em forma de monóxido de carbono, do que o álcool etílico, além de ser mais caro. O MTBE é produzido pela seguinte reação:



metanol

isobuteno

MTBE

Massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u

Assinale as alternativas corretas:

01. Na concentração definida da mistura MTBE-gasolina, para cada 100g de gasolina têm-se 7g de MTBE.
02. Observada a equação representativa da obtenção do MTBE, 16g de metanol ao reagir com 28g de isobuteno produzem 44g de MTBE.
04. Na mistura MTBE-gasolina, podemos considerar o MTBE como soluto, por estar presente em menor quantidade.
08. Sendo o MTBE e a gasolina miscíveis na concentração mencionada, a mistura é definida como solução.
16. Na obtenção do MTBE, ao serem postos para reagir 100g de CH<sub>3</sub>OH com 100g de isobuteno, o reagente em excesso será o isobuteno.

Soma (      )

# 14. ESTADO GASOSO, TEORIA CINÉTICA E VARIÁVEIS DE ESTADO

O volume de uma substância no estado gasoso sofre variações significativas para diferentes valores de pressão e temperatura, coisa que não acontece se a mesma substância estiver líquida ou sólida. Isso porque, no estado gasoso as partículas constituintes da substância estão muito afastadas, sendo fácil comprimi-las ou expandi-las.

Pressão, temperatura e volume, portanto são grandezas interdependentes e definem determinada situação ou estado do gás - são chamadas de variáveis de estado.

## PRESSÃO

As estruturas constituintes da matéria no estado gasoso estão em constante e desordenado movimento. Por isso, ocorrem colisões entre elas e com as paredes internas do recipiente que as contém. A partir desses choques contra as paredes surge a pressão, que, portanto, depende do número de partículas constituintes da matéria.

As unidades de pressão mais usadas e suas equivalências, são

$$1 \text{ atm (atmosfera)} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

## VOLUME

O volume de uma amostra gasosa é sempre igual ao volume do recipiente que a contém. As unidades de volume mais usadas e suas equivalências são:

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL} = 0,001 \text{ m}^3$$

## TEMPERATURA

A temperatura de um gás está relacionada com o grau de agitação das partículas. Existem várias escalas para se medir a temperatura, entretanto, usaremos a escala absoluta ou Kelvin (SI). Relembrando (sendo  $T_c$ , a temperatura em Celcius; e  $T_k$ , a temperatura em Kelvin):

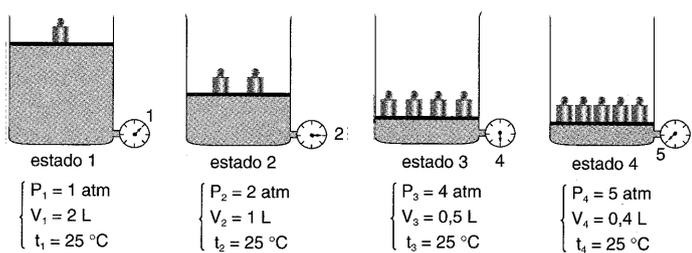
$$T_k = T_c + 273$$

## TRANSFORMAÇÕES GASOSAS:

### TRANSFORMAÇÃO ISOTÉRMICA

Considere um esquema que represente um recipiente cilíndrico, provido de um êmbolo e de um manômetro (aparelho que mede pressão), com certa massa de gás a temperatura de 25°C, ocupando o volume de 2L e exercendo a pressão de 1 atm.

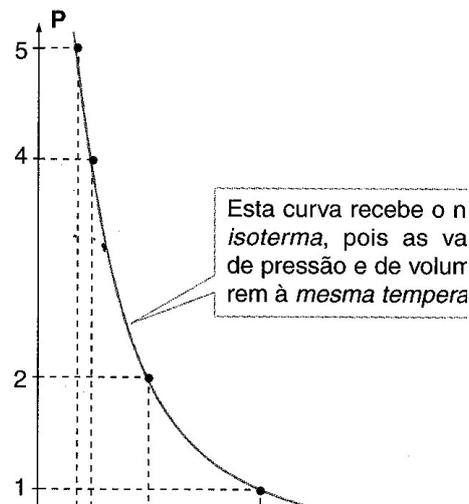
Agora, a pressão sobre o gás é aumentada, colocando "pesos" sobre o êmbolo, sem que haja alteração de temperatura. Observe a situação em quatro estados do gás:



É verificado então, que com o aumento da pressão, mantendo a temperatura constante, o volume do gás diminuiu. Isso

significa que a variação de volume é inversamente proporcional à variação de pressão.

Representando graficamente, obtemos o seguinte gráfico:



A variação de volume de certa massa de um gás, provocada pela variação de pressão, sob a mesma temperatura é denominada transformação isotérmica (iso = igual; térmica = temperatura) e é regida pela Lei de Boyle-Mariotte:

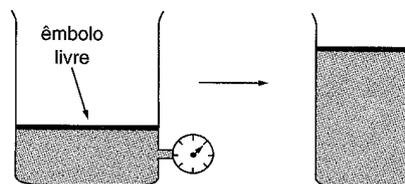
Estado 1	=	Estado 2
$P_1 V_1$	=	$P_2 V_2$
Ou seja: $PV = \text{constante}$		

Desta forma, com a temperatura constante, temos a seguinte fórmula:  $P_1 V_1 = P_2 V_2$ . Lê-se:

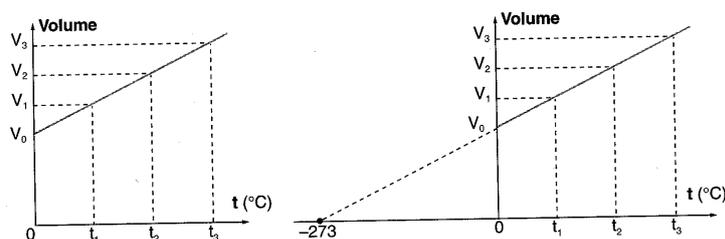
“Mantendo constante a temperatura, a pressão e o volume variam de modo inversamente proporcional.”

### TRANSFORMAÇÃO ISOBÁRICA

Imagine um cilindro provido de êmbolo e manômetro, com uma certa massa de gás. Fornecendo calor ao sistema, aumentamos a energia das moléculas. Logo, elas passam a colidir com as paredes do recipiente mais freqüentemente e com maior violência, resultando num aumento de pressão. Como o êmbolo está livre, o volume também aumenta, fazendo com que a pressão se mantenha constante.



Dessa maneira, os cientistas Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) e Jacques Alexandre Charles (1746-1823) descobriram que:



Repare no gráfico que o zero absoluto (0K ou -273°C), corresponderia ao volume zero!!

“Mantendo constante a pressão, o quociente entre o volume e a temperatura absoluta de certa massa de um gás é sempre o mesmo” (Lei de Charles e Gay-Lussac).

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

estado 1      estado 2

Ou seja, a razão:  $V/T = \text{constante}$ .

### TRANSFORMAÇÃO ISOMÉTRICA

Se no exemplo ilustrado anteriormente prendermos o êmbolo de forma que o volume não varie, com o aumento da temperatura ocorrerá um aumento da pressão. Este estudo também foi feito por Charles e Gay-Lussac, a conclusão hoje é conhecida também como a Lei de Charles e Gay-Lussac:

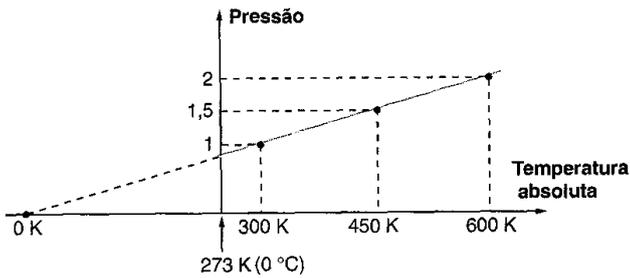
“Mantendo constante o volume de certa massa de um gás, a pressão exercida é diretamente proporcional à temperatura absoluta.”

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

estado 1      estado 2

Ou seja, a razão:  $P/T = \text{constante}$ .

Essa transformação também é chamada de isovolumétrica ou isocórica. Observe o gráfico:



### EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

Para quaisquer transformações gasosas, com massa fixa, em que nenhuma variável permanece constante, temos:

$$\left. \begin{aligned} Pv &= k \\ \frac{V}{T} &= k \\ \frac{P}{T} &= k \end{aligned} \right\} \frac{PV}{T} = k \Leftrightarrow \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Essa relação é a equação geral dos gases.

### EXERCÍCIOS

1. Transforme em atm as seguintes pressões:

- a) 760cmHg
- b) 1520mmHg
- c) 380mmHg
- d) 190cmHg

2. Transforme em litros os volumes:

- a) 0,15cm<sup>3</sup>
- b) 0,05mL
- c) 40mL
- d) 25mL

3. Transforme em Kelvin (K) as temperaturas:

- a) 273°C
- b) 0°C
- c) 727°C
- d) -273°C

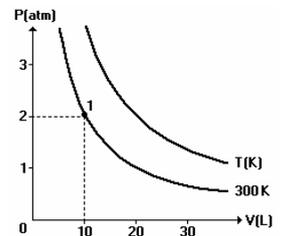
4. Transforme em graus Celcius (°C) as temperaturas:

- a) 0K
- b) 100K
- c) 300K
- d) 273K

5. (Unb) O estudo das propriedades macroscópicas dos gases permitiu o desenvolvimento da teoria cinético-molecular, a qual explica, ao nível microscópico, o comportamento dos gases. A respeito dessa teoria, julgue os itens que se seguem.

- (1) O comportamento dos gases está relacionado ao movimento uniforme e ordenado de suas moléculas.
- (2) A temperatura de um gás é uma medida da energia cinética de suas moléculas.
- (3) Os gases ideais não existem, pois são apenas modelos teóricos em que o volume das moléculas e suas interações são considerados desprezíveis.
- (4) A pressão de um gás dentro de um recipiente está associada às colisões das moléculas do gás com as paredes do recipiente.

6. (Fei) Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico. A seguir o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1). Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:



- a) a temperatura do gás no estado 2 é 450 K
- b) a pressão do gás no estado 3 é 2 atm
- c) a temperatura do gás no estado 3 é 600 K
- d) o volume do gás no estado 2 é 10 L
- e) a pressão do gás no estado 2 é 2 atm

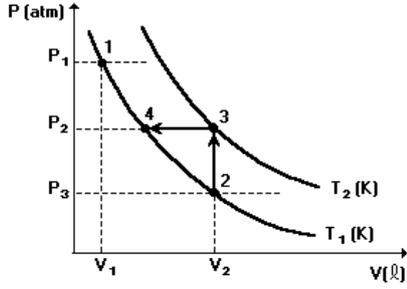
7. (Puc-rio) Um pneu de bicicleta é calibrado a uma pressão de 4atm em um dia frio, à temperatura de 7°C. Supondo que o volume e a quantidade de gás injetada são os mesmos, qual será a pressão de calibração nos dias em que a temperatura atinge 37°C?

- a) 21,1 atm
- b) 4,4 atm
- c) 0,9 atm
- d) 760 mmHg
- e) 2,2 atm

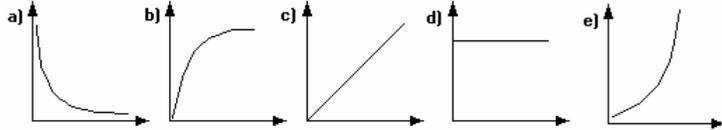
**Química**

8. (Cesgranrio) A análise do gráfico anterior, que mostra as transformações sofridas por um gás ideal quando variamos a sua temperatura, pressão ou volume, nos permite afirmar que o gás evolui:

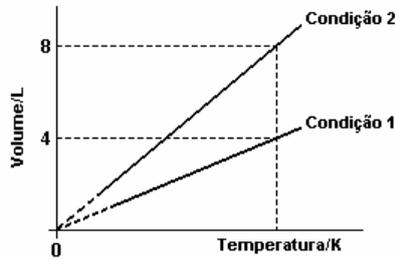
- a) Isobaricamente de 1 a 2.
- b) Isotermicamente de 2 a 3.
- c) Isobaricamente de 3 a 4.
- d) Isometricamente de 4 a 2.
- e) Isometricamente de 3 a 4.



9. (Cesgranrio) Antes da largada e "na volta de apresentação" de um Grande Prêmio de Fórmula 1, os pneus são pré-aquecidos para melhorar o desempenho do carro. Supondo desprezível variação do volume do pneu durante a prova, qual dos gráficos a seguir representa a variação da pressão do ar no interior do pneu em função da variação de temperatura absoluta atingida pelo pneu na reta de chegada?



10. (Ufg) No gráfico ao lado, está representada a variação de volume com a temperatura de um mol de gás, em duas condições diferentes. Essas condições, ( ) em  $V=4L$ , as pressões são idênticas. ( ) as massas são diferentes. ( ) as variações representadas ocorrem a pressão constante. ( ) em  $V=8L$ , as temperaturas são idênticas.



11. Responda as questões abaixo, observe qual a grandeza (P,V,T) que se mantém constante no enunciado da questão antes de realizar os cálculos:

- a) Certa massa de um gás está submetida à pressão de 3atm e ocupa o volume de 1,5L. Reduzindo isotermicamente a pressão para 2atm, qual será o volume ocupado?
- b) A pressão exercida por certa massa de um gás é de 2,5atm, quando submetido a 27°C. Que pressão exercerá esta mesma massa quando a temperatura for de 127°C, sem variar o volume?
- c) Um recipiente adequado contém certa massa de gás oxigênio a 27°C, ao qual exerce uma certa pressão e ocupa o volume de 5L. Determine o volume ocupado por essa massa de gás oxigênio se ocorrer uma transformação isobárica, de modo que a temperatura se torne 127°C.

12. (Unirio) O uso de amoníaco ( $NH_3$ ) nos cigarros aumenta o impacto e o efeito da nicotina. (...) com esse estudo confirmamos o que antes desconfiávamos: as empresas manipulam a quantidade de amoníaco com o propósito de reforçar a nicotina, disse o deputado Henry Waxman (E.U.A).

"Jornal do Brasil" - 31/7/97.

Suponha que uma amostra de cigarro contenha 5ml de  $NH_3$ , a 27°C. Se aquecermos o cigarro a 627°C, mantendo a pressão constante, o volume de  $NH_3$ , em L será de:

- a) 150
- b) 15
- c) 0,15
- d) 0,015
- e) 0,0015

13. (Unitau) Se em uma transformação isobárica, uma massa gasosa tiver seu volume aumentado de 3/4, a temperatura:

- a) permanecerá constante.
- b) aumentará na proporção de 7/4.
- c) diminuirá na proporção de 7/4.
- d) duplicará seu valor.
- e) triplicará seu valor.

14. (Uff) Num recipiente com 12,5 mL de capacidade, está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685,0mmHg, à temperatura de 22°C.

Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37°C e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:

- a) 0,24 atm
- b) 0,48 atm
- c) 0,95 atm
- d) 1,50 atm
- e) 2,00 atm

15. (Unirio) Você brincou de encher, com ar, um balão de gás, na beira da praia, até um volume de 1L e o fechou. Em seguida, subi uma encosta próxima carregando o balão, até uma altitude de 900m, onde a pressão atmosférica é 10% menor do que a pressão ao nível do mar. Considerando que a temperatura na praia e na encosta seja a mesma, o volume de ar no balão, em L, após a subida, será de:

- a) 0,8
- b) 0,9
- c) 1,0
- d) 1,1
- e) 1,2

16. (Ufpe) Uma certa quantidade de gás ideal ocupa 30 litros à pressão de 2atm e à temperatura de 300K. Que volume passará a ocupar se a temperatura e a pressão tiverem seus valores dobrados?

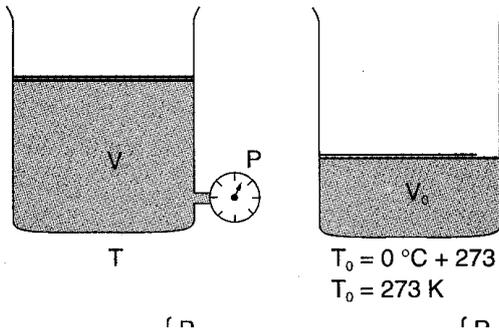
# 15. EQUAÇÃO DE CLAPERYON

## HIPÓTESE DE AVOGADRO

Em 1811, Avogadro, estudando o comportamento dos gases a uma determinada pressão e temperatura, o volume por ele ocupado recebe o nome de volume molar. Experimentalmente, observa-se que esse volume, à pressão de 1atm e à temperatura de 273K (0°C), ou seja, nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP ou CN), tem sempre o valor de 22,4L.

## EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

A equação de Clapeyron surgiu da intenção de relacionar as variáveis de estado (P, V e T) com a quantidade de gás. Considere o esquema ilustrado abaixo:



Sabendo que no recipiente existem n mols de moléculas do gás, temos a seguinte relação entre o volume e a quantidade de matéria:

1 mol	22,4 L	⇒	$V_0 = 22,4n \text{ L}$
n mols	$V_0$		

Aplicando a equação geral dos gases a esta transformação ocorrida, temos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{PV}{T} = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4n \text{ L}}{273 \text{ K}} = n \times \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ L}}{273 \text{ K}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{PV}{T} = n \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}}$$

Onde a constante 0,082 atm·L/K·mol é chamada de constante universal dos gases e é representada por R. Assim:

$$\frac{PV}{T} = n \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}} \Rightarrow \frac{PV}{T} = nR$$

daí:

$$PV = nRT$$

Lembrando que:  $n = \frac{m}{M}$

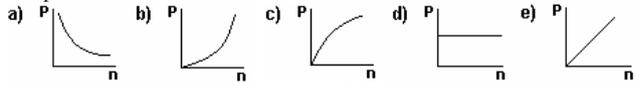
## CONDIÇÕES NORMAIS DE TEMPERATURA E PRESSÃO (CNTP)

Dizemos que um gás está na CNTP quando estiver nas seguintes condições:

$$P = 1 \text{ atm e } T = 273 \text{ K}$$

## EXERCÍCIOS

1. (Ufv) Assinale a opção que pode representar a variação da pressão (P) como função do número de mol (n) de um gás ideal mantendo o volume e a temperatura constantes:



2. (Ufc) Acidentes com botijões de gás de cozinha são noticiados com bastante frequência. Alguns deles ocorrem devido às más condições de industrialização (botijões defeituosos), e outros por uso inadequado. Dentre estes últimos, um dos mais conhecidos é o armazenamento dos botijões em locais muito quentes.

Nestas condições, e assumindo a lei dos gases ideais, é correto afirmar que:

- a pressão dos gases aumenta, e o seu número de mols diminui.
- a pressão dos gases diminui, e o seu número de mols diminui.
- o número de mols permanece constante, e a pressão aumenta.
- a pressão e o número de mols dos gases aumentam.
- a pressão e o número de mols dos gases não são afetados pelo aumento de temperatura.

3. (Ufg) O "hobby" do balonismo fez com que Charles e Gay-Lussac estudassem algumas das importantes propriedades dos gases. Considerando-se um balão, de paredes rígidas, não elásticas, com uma abertura inferior, por onde se faz o aquecimento do ar - que ascende na atmosfera quando inflado com ar quente,

- a pressão do gás aumenta com o aumento da temperatura.
- a densidade do gás aumenta com o aumento da temperatura.
- o volume do balão aumenta com o aumento da temperatura.
- o volume molar do gás aumenta com o aumento da temperatura.

4. (Unioeste) 12,8g de gás oxigênio (O<sub>2</sub>) ocupam o volume de 2,46L a 27°C. Determine a pressão exercida.

Dados: Massa molar: O=16g/mol e R=0,082atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

5. (Cesgranrio) 5 moles de um gás ideal a uma temperatura de 27°C ocupam um volume de 16,4 litros. A pressão exercida por essa quantidade do gás é:

Dado: R = 0,082 atm. l/mol.K

- 0,675 atm
- 0,75 atm
- 6,75 atm
- 7,5 atm
- 75 atm

6. (Puccamp) Um recipiente de 100 litros contém nitrogênio à pressão normal e temperatura de 30°C. A massa do gás, em gramas, é igual a

Dado: Volume molar dos gases a 1,0atm e 30°C=25,0L/mol

- 112
- 56,0
- 42,0
- 28,0
- 14,0

**Química**

7. (Ufc) As pesquisas sobre materiais utilizados em equipamentos esportivos são direcionadas em função dos mais diversos fatores. No ciclismo, por exemplo, é sempre desejável minimizar o peso das bicicletas, para que se alcance o melhor desempenho do ciclista. Dentre muitas, uma das alternativas a ser utilizada seria inflar os pneus das bicicletas com o gás hélio, He, por ser bastante leve e inerte à combustão. A massa de hélio, necessária para inflar um pneu de 0,4L de volume, com a pressão correspondente a 6,11atm, a 25°C, seria:

Constante universal dos gases:  $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- a) 0,4 g
- b) 0,1 g
- c) 2,4 g
- d) 3,2 g
- e) 40 g

8. (Uff) O hélio, depois do hidrogênio, é o gás mais leve que existe. Dentre suas diversas aplicações, é utilizado para encher balões que transportam à atmosfera instrumentos de pesquisa.

Um balão com 2,00 L de capacidade, ao se elevar do solo contém 0,40 g de hélio à temperatura de 17°C. Nessas condições, a pressão exercida pelo gás no interior do balão é, aproximadamente:

- a) 0,07 atm
- b) 1,12 atm
- c) 1,19 atm
- d) 2,37 atm
- e) 4,76 atm

9. (Puccamp) A massa de oxigênio necessária para encher um cilindro de capacidade igual a 25 litros, sob pressão de 10atm e a 25°C é de

Dados: Massa molar do  $\text{O}_2 = 32\text{g/mol}$

Volume molar de gás a 1atm e 25°C = 25 L/mol

- a) 960 g
- b) 320 g
- c) 48 g
- d) 32 g
- e) 16 g

10. (Unitau) Qual a massa molecular de 45g de uma substância gasosa que está dentro de um recipiente de 3 litros a uma pressão de 5atm e a uma temperatura de 27°C?

Dado:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$

11. (Cesgranrio) 0,8g de uma substância no estado gasoso ocupam um volume de 656mL, a 1,2atm e 63°C. A que substância correspondem os dados acima?

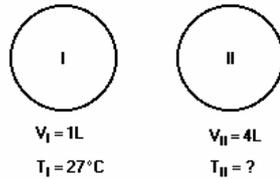
- a)  $\text{O}_2$
- b)  $\text{N}_2$
- c)  $\text{H}_2$
- d)  $\text{CO}_2$
- e)  $\text{Cl}_2$

(H=1; N=14; O=16; C=12; Cl=35,5)

12. (Unirio) Os dois balões a seguir representados contêm a mesma substância pura na fase gasosa e estão sob a mesma pressão.

Qual a temperatura em Kelvin no balão II, se ele contém o triplo da massa de gás contida no balão I?

- a) 36
- b) 127
- c) 300
- d) 309
- e) 400

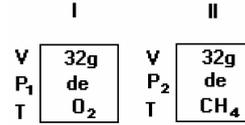


13. (Pucsp) Um cilindro de 8,2L de capacidade contém 320g de gás oxigênio a 27°C. Um estudante abre a válvula do cilindro deixando escapar o gás até que a pressão seja reduzida para 7,5atm.

Supondo-se que a temperatura permaneça constante, a pressão inicial no cilindro e a massa de gás liberada serão, respectivamente,

- a) 30 atm e 240 g.
- b) 30 atm e 160 g.
- c) 63 atm e 280 g.
- d) 2,7 atm e 20 g.
- e) 63 atm e 140 g.

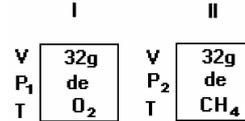
14. (Uel) A questão relaciona-se com os recipientes I e II de volumes (V) iguais e contendo, à mesma temperatura, respectivamente, 32g de  $\text{O}_2$  à pressão  $P_1$  e 32g de  $\text{CH}_4$  à pressão  $P_2$  como indica o esquema a seguir.



O número de moléculas do gás em II é

- a) 2,0
- b)  $6,0 \times 10^{23}$
- c)  $12 \times 10^{23}$
- d)  $15 \times 10^{23}$
- e)  $18 \times 10^{23}$

15. (Uel) A questão relaciona-se com os recipientes I e II de volumes (V) iguais e contendo, à mesma temperatura, respectivamente, 32g de  $\text{O}_2$  à pressão  $P_1$  e 32g de  $\text{CH}_4$  à pressão  $P_2$  como indica o esquema a seguir.



Comparando-se as pressões dos gases, tem-se

- a)  $P_1 = P_2$
- b)  $P_2 = 2P_1$
- c)  $P_1 = 2P_2$
- d)  $P_2 = 2/5P_1$
- e)  $P_1 = 2/5P_2$

16. (Puccamp) A massa molar de um gás que possui densidade da ordem de 0,08 g/L a 27°C e 1 atm é, aproximadamente.

Dados:

$R = \text{Constante universal dos gases } 8 \times 10^{-2} \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

- a) 5 g/mol
- b) 4 g/mol
- c) 3 g/mol
- d) 2 g/mol
- e) 1 g/mol

17. (Ufrs) Resfria-se um recipiente contendo 1.530 litros de vapor d'água a 100°C e 1atm até liquefazer todo o vapor. Considerando os valores para  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$  e massa específica de  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} = 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ , o volume de água líquida obtida, a 20°C, será de aproximadamente:

- a) 0,9L
- b) 20L
- c) 50L
- d) 186L
- e) 900L

19. (Uel) Considere a mistura de 0,5 mol de  $\text{CH}_4$  e 1,5 mol de  $\text{C}_2\text{H}_6$ , contidos num recipiente de 30,0 litros a 300k.

A pressão parcial do  $\text{CH}_4$ , em atmosfera, é igual a

- a) 1,0
- b) 0,82
- c) 0,50
- d) 0,41
- e) 0,10

20. 0,15mol de  $\text{CO}_2$ , 0,25mol de  $\text{CH}_4$  e 0,4mol de  $\text{O}_2$  são colocados em um balão de 41L e mantidos a -23°C. Calcule:

- a) as frações molares de cada gás.
- b) a pressão da mistura em atm.
- c) as pressões parciais de cada gás em atm.

## 16. ATMOSFERA

### NOSSO PLANETA CORRE PERIGO?

A atmosfera, uma camada de ar que alimenta nossos pulmões de oxigênio e nos protege de ataques externos, enfrenta perigos diversos, sendo a maioria deles criados pelos próprios homens. A **biodiversidade** do planeta diminui cada vez mais com o desmatamento e com a queima das florestas, muitas vezes intencional. No mar, os vazamentos de petróleo e a poluição impedem que as algas verdes produzam oxigênio.

### COMPOSIÇÃO QUÍMICA DA ATMOSFERA

A atmosfera é a camada de ar de aproximadamente 700 quilômetros de espessura que rodeia o globo terrestre. O ar é uma **solução** gasosa que contém partículas sólidas e líquidas em suspensão. A atmosfera é dividida em camadas, a primeira camada vai até uma altura de 25 quilômetros da superfície e é uma mistura de gases, vapores d'água, dióxido de carbono e outros gases de procedência industrial. Além dos gases, existem outros componentes, como as pequenas gotículas de água e sólidos, como cristais de gelo que, em conjunto, constituem as nuvens. Podem existir também partículas sólidas procedentes de fumaças das combustões (fuligem), areia trazida dos desertos pelo vento. A tabela abaixo mostra os componentes que constituem a mistura que é a atmosfera.

Substância	Fórmula	%
Nitrogênio	N <sub>2</sub>	78,05
Oxigênio	O <sub>2</sub>	20,95
Argônio	Ar	0,94
Dióxido de Carbono	CO <sub>2</sub>	0,03
Neônio	Ne	0,0016
Hélio	He	0,0005

Observamos na tabela, que a atmosfera é formada de **substâncias simples**, como nitrogênio, oxigênio e argônio, que são assim denominados por serem formados por um único tipo de átomo (único **elemento químico**).

Já substâncias do tipo dióxido de carbono são denominadas **substâncias compostas**, pois possuem mais de um tipo de átomo (mais de um **elemento químico na molécula**). A água (H<sub>2</sub>O) é uma substância pura composta, pois a molécula de água apresenta dois tipos de átomos, de Hidrogênio e de Oxigênio.

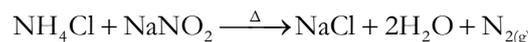
O ar “puro” e seco ao nível do mar, tem a seguinte composição aproximada, em volume: 78% de N<sub>2</sub>, 21% de O<sub>2</sub> e 1% de outros gases, principalmente o gás nobre argônio (Ar).

O nitrogênio e o oxigênio são retirados do ar por destilação fracionada (Processo Linde). Inicialmente o ar é submetido a sucessivas compressões e resfriamentos até que ele chegue ao estado líquido, o que ocorre aproximadamente a 2000°C abaixo de zero. A seguir, destila-se o ar líquido: inicialmente ferve o nitrogênio (-196°C) e a seguir o oxigênio (-183°C).

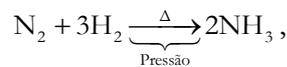
### GÁS NITROGÊNIO

O nitrogênio (N<sub>2</sub>) é um gás incolor, inodoro, não-inflamável e não-venenoso. Ele ocorre na natureza em forma de N<sub>2</sub>, é encontrado no ar; nos seres vivos; na forma de proteína, como o salitre-do-chile (NaNO<sub>3</sub>); etc. É preparado industrialmente pela

destilação do ar líquido, como vimos acima; em laboratório, pode ser preparado pela seguinte reação:



Quimicamente, o nitrogênio é pouco reativo. Daí a importância dos processos industriais denominados fixação do nitrogênio do ar, como:



ou,



Após fixarmos o N<sub>2</sub>, é fácil obter outros compostos nitrogenados, seguindo o esquema abaixo:

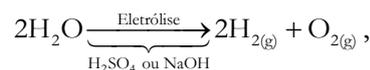


Atualmente, o nitrogênio é utilizado principalmente na produção de seus compostos: NH<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, cianetos, nitretos e seus derivados (fertilizantes agrícolas, explosivos, corantes, etc.); sob a forma gasosa (vendido em cilindros de aço). Também, é muito utilizado como atmosfera inerte na fabricação de produtos eletrônicos e no “enchimento” de lâmpadas incandescentes. No caso da forma líquida (que garante temperaturas cerca de 1900°C abaixo de zero), é utilizado como meio de resfriamento para a conservação de alimentos, de sêmen para a inseminação artificial do gado, etc.

### GÁS OXIGÊNIO

O oxigênio (O<sub>2</sub>) é um gás incolor, inodoro e não-inflamável. No entanto, é comburente, ou seja, “alimentador” das combustões. É indispensável à respiração dos seres vivos (exceto dos microorganismos anaeróbicos).

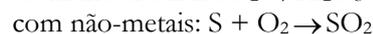
É preparado, industrialmente, pela destilação do ar líquido, como já vimos anteriormente. Em laboratório, pode ser obtido pelas reações:



ou,



Quimicamente, o oxigênio é muito reativo; ele pode reagir com quase todos os demais elementos químicos, formando óxidos. Veja alguns deles:



Vendido na forma gasosa (em cilindros de aço) ou na forma líquida (em recipientes especiais, com isolamento térmico). É muito usado, em substituição ao ar, sempre que necessitamos de uma “força” oxidante (comburente) mais energética. Seus principais usos são:

- na produção do aço e de outros metais;
- no branqueamento da celulose para a fabricação do papel;
- em maçaricos especiais para corte e solda de metais,
- como comburente em foguetes;
- nos hospitais, quando o paciente precisa respirar um “ar mais rico”, em função de uma cirurgia ou recuperação;
- nos tambores de mergulhadores e de alpinistas.

# GÁS OZÔNIO

O oxigênio tem uma forma alotrópica, o ozônio (O<sub>3</sub>), que também é um gás, porém com cheiro característico. Ele se forma a partir do oxigênio, por meio de descargas elétricas:



É por esse motivo que sentimos “cheiro de ozônio” quando estamos próximos de grandes motores, transformadores ou outras máquinas elétricas, como também dos chamados ozonizadores do ar, que são usados para desinfetar o ar.

O ozônio reage como se fosse o oxigênio, porém de forma mais enérgica, chegando a “corroer” até a borracha. Devido ao seu forte caráter oxidante, o ozônio mata germes e bactérias, da água e de alimentos, é bactericida, daí seu uso em ozonizadores do ar. Embora não seja venenoso, não devemos respirar o ozônio em concentrações elevadas e nem por tempo prolongado, porque pode causar tonturas e prejudicar nossos pulmões.

## CAMADA DE OZÔNIO

O Sol envia sua luz e seu calor à Terra. Sem ele, a Terra seria um planeta escuro e gelado.

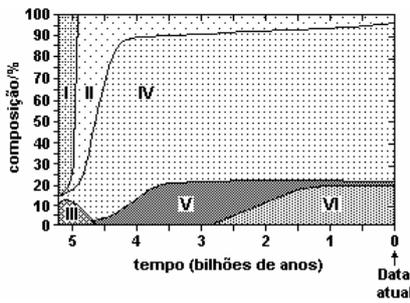
As radiações eletromagnéticas são o veículo utilizado pelo Sol para transportar a energia para nosso planeta. O Sol não envia apenas as duas radiações mais úteis, a infravermelha e a visível, mas também uma mistura de radiações, algumas delas nocivas à vida. A energia do Sol é parcialmente absorvida e refletida pela atmosfera. Se toda a energia solar chegasse à superfície, não haveria vida sobre o planeta. A camada de ozônio, situada a uma altura entre 25 e 30 quilômetros de altitude, protege contra a ação nociva dos raios ultravioleta, deixando passar apenas uma pequena parte benéfica deles.

O oxigênio molecular (O<sub>2</sub>) das altas camadas atmosféricas é atacado pelos raios ultravioleta procedentes do Sol e divide-se em oxigênio atômico (O). Um átomo de oxigênio pode se unir a uma molécula de oxigênio para formar o ozônio (O<sub>3</sub>).

Em condições normais, o equilíbrio entre as quantidades de oxigênio e ozônio, (**formas alotrópicas** do oxigênio), e a intensidade das radiações mantém-se perfeito.

## EXERCÍCIOS

1. (Enem) As áreas numeradas no gráfico mostram a composição em volume, aproximada, dos gases na atmosfera terrestre, desde a sua formação até os dias atuais.
- (I) Metano e Hidrogênio
  - (II) Vapor d'água
  - (III) Amônia
  - (IV) Nitrogênio
  - (V) Gás Carbônico
  - (VI) Oxigênio



(Adaptado de "The Random House Encyclopedias", 3rd ed., 1990.)

No que se refere à composição em volume da atmosfera terrestre há 2,5 bilhões de anos, pode-se afirmar que o volume de oxigênio, em valores percentuais, era de, aproximadamente,

- a) 95%.
- b) 77%.
- c) 45%.
- d) 21%.
- e) 5%.

2. (Ufal) As proposições abaixo referem-se ao ESTUDO GERAL DOS GASES.

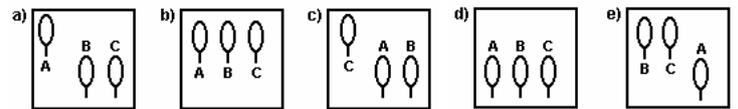
- ( ) Sob pressão constante, o volume de uma amostra de gás é diretamente proporcional a sua temperatura.
- ( ) A volume constante, para determinada massa de gás, a pressão é função linear da temperatura. Tal afirmação refere-se à lei de Boyle.
- ( ) No ar atmosférico comum existem aproximadamente 78%, em volume, de nitrogênio. Logo, nessa mistura gasosa a fração em mol do nitrogênio é igual a 78.
- ( ) Para gases, a P e T constantes,  $V = k(N)$  onde mol V=volume, N=número de moléculas e k uma constante. Esta é a expressão matemática da lei de Avogadro.
- ( ) Na equação geral dos gases  $PV = nRT$ , R é denominado constante de Avogadro.

3. (Fatec) Três balões A, B e C foram enchidos, respectivamente, com os gases nitrogênio, oxigênio e hidrogênio. Os três balões foram soltos numa sala cheia de ar, a 25°C e 1atm.

São dadas as densidades, a 25°C e 1atm:

- d N<sub>2</sub> = 1,14 g L<sup>-1</sup>
- d O<sub>2</sub> = 1,31 g L<sup>-1</sup>
- d H<sub>2</sub> = 0,0820 g L<sup>-1</sup>
- d ar = 1,10 g L<sup>-1</sup>

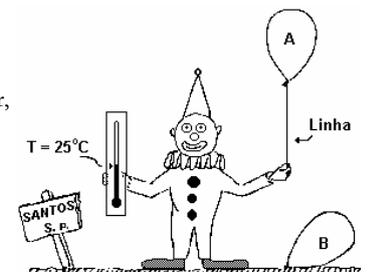
As posições dos balões dentro da sala, após terem sido soltos, estão representadas em:



4. (Fuvest) Ao nível do mar e a 25°C:  
 volume molar de gás=25 L/mol  
 densidade do ar atmosférico=1,2 g/L

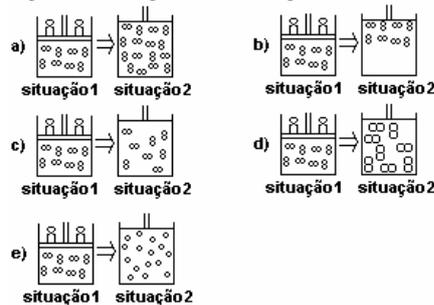
As bexigas A e B podem conter, respectivamente:

- a) argônio e dióxido de carbono.
- b) dióxido de carbono e amônia.
- c) amônia e metano.
- d) metano e amônia.
- e) metano e argônio.



(Dados: H = 1, C = 12, N = 14, O = 16 e Ar = 40)

5. (Pucsp) Uma amostra de gás oxigênio (O<sub>2</sub>) a 25°C está em um recipiente fechado com um êmbolo móvel. Indique qual dos esquemas a seguir melhor representa um processo de expansão isotérmica.



6. (Puccamp) Tanto em comemorações esportivas como na prática do balonismo como esporte, bexigas e balões dirigíveis são cheios com gases que apresentam determinadas propriedades.

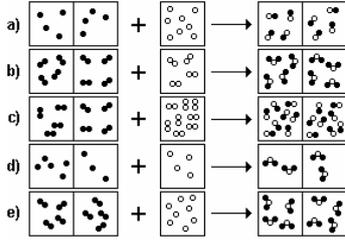
Dentre as substâncias gasosas a seguir:

- I. HÉLIO: menos denso do que o ar e praticamente inerte;
  - II. DIÓXIDO DE CARBONO: mais denso do que o ar e incombustível;
  - III. CRIPTÔNIO: praticamente inerte e mais denso do que o ar;
  - IV. HIDROGÊNIO: combustível e menos denso do que o ar;
  - V. MONÓXIDO DE CARBONO: combustível e de densidade próxima à do ar;
- a mais segura para ser utilizada em balões e bexigas é

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

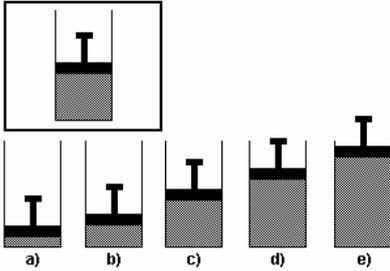
7. (Fuvest) Em um artigo publicado em 1808, Gay-Lussac relatou que dois volumes de hidrogênio reagem com um volume de oxigênio, produzindo dois volumes de vapor de água (volumes medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura). Em outro artigo, publicado em 1811, Avogadro afirmou que volumes iguais, de quaisquer gases, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

Dentre as representações a seguir, a que está de acordo com o exposto e com as fórmulas moleculares atuais do hidrogênio e do oxigênio é:



8. (Ufv) Considere uma amostra de gás contida num cilindro com pistão nas condições normais de temperatura e pressão (0°C ou 273K e 1atm), conforme figura a seguir.

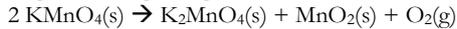
Suponha que a pressão sobre o gás seja dobrada (2atm) e que a temperatura seja aumentada para 273°C. Se o gás se comporta como gás ideal, nessas novas condições, a figura que melhor representa a amostra gasosa no cilindro com pistão é:



9. (Puccamp) Descargas elétricas provocam a transformação do oxigênio (O<sub>2</sub>) em ozônio (O<sub>3</sub>). Quantos litros de oxigênio, medidos nas condições normais de pressão e temperatura, são necessários para a obtenção de 48,0 g de ozônio? (Dado - Massa molar: O = 16,0 g/mol)

- a) 11,2
- b) 22,4
- c) 33,6
- d) 44,8
- e) 56,0

10. (Ufmg) Um bom método para a preparação controlada de oxigênio muito puro é a decomposição térmica de permanganato de potássio sob vácuo. Essa reação pode ser representada pela equação:



Com relação à decomposição completa de 2mol de permanganato de potássio, é INCORRETO afirmar que:

(Massas molares K=39g/mol; O=16g/mol; Mn=55g/mol)

- a) A massa de  $\text{KMnO}_4(\text{s})$  decomposta é 316,0 g.
- b) A massa total dos produtos sólidos é 300,0 g.
- c) A quantidade de  $\text{O}_2(\text{g})$  produzida é 1mol.
- d) As quantidades, em mol, de cada um dos produtos são iguais.

11. (Pucmg) Nas camadas mais altas da atmosfera, os cloro fluorcarbonos (CFC) sofrem decomposição, originando átomos de cloro, os quais atacam moléculas de ozônio (O<sub>3</sub>), produzindo oxigênio. Supondo que 2 mols de ozônio sejam totalmente transformados em moléculas de oxigênio, o número de moléculas produzidas será de:

- a)  $6,02 \times 10^{23}$
- b)  $9,03 \times 10^{23}$
- c)  $1,20 \times 10^{24}$
- d)  $1,80 \times 10^{24}$
- e)  $3,70 \times 10^{24}$

## 17. MINERAIS E SUAS LIGAS

### INTRODUÇÃO

Mineral, numa generalização superficial, é todo constituinte natural da crosta terrestre.

Os minerais são, em geral:

- óxidos, por exemplo,  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;
- sulfetos, por exemplo,  $\text{PbS}$ ,  $\text{FeS}_2$ ;
- oxi-sais,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$  e principalmente os silicatos que, devido ao fato de terem fórmulas complicadas, são indicados como se fossem “justaposição” de óxidos - por exemplo, o feldspato, que é um dos componentes do granito, é representado por  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ .

Pode-se também verificar que os elementos químicos mais abundantes da crosta terrestre são: o oxigênio (46,4%), o silício (27,9%), o alumínio (8,3%), o ferro (5,6%) e o cálcio (4,1%).

Os minerais que podem ser extraídos com vantagem econômica, para exploração de certos elementos ou compostos químicos, são chamados de minérios.

Os principais minérios metálicos são, em geral óxidos ou sulfetos, compostos relativamente simples, com alta porcentagem de metal e de onde o metal pode ser extraído com relativa facilidade e economia. São exemplos de minérios importantes:

- de ferro: hematita,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e limonita,  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  (Minas Gerais e Pará);
- de estanho: cassiterita,  $\text{SnO}_2$  (Rondônia, Amazonas e Pará);
- de alumínio: bauxita,  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (Pará e Minas Gerais);
- de cobre: cuprita,  $\text{CuS}$  e calcopirita,  $\text{CuFeS}_2$  (Bahia e Rio Grande do Sul);
- de manganês: pirolusita,  $\text{MnO}_2$  (Amapá, Pará e Minas Gerais);
- de chumbo: galena,  $\text{PbS}$  (Bahia e Paraná);
- de mercúrio: cinábrio,  $\text{HgS}$  (praticamente não existe no Brasil);
- de cromo: cromita,  $\text{Cr}_2\text{FeO}_4$  (Bahia e Goiás);
- de zinco: esfalerita,  $\text{ZnS}$  (Minas Gerais e Bahia).

É interessante observar que os denominados “metais nobres” como ouro, platina, etc., ocorrem na Natureza no estado metálico. O Brasil é um grande produtor de ouro, o qual existe no leito de alguns rios (no Mato Grosso e no Amazonas), em garimpos (no Pará e em Rondônia) e também encravado em rochas (em Minas Gerais e Bahia).

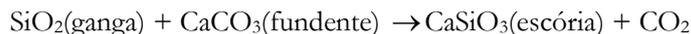
O processo de extração do minério que se encontra na natureza é chamado de mineração. O local onde o minério é encontrado chama-se mina ou jazida, que pode ser subterrânea ou a céu aberto. O minério vem normalmente acompanhado de impurezas que são denominadas ganga, a eliminação dessas impurezas se faz por meio de um processo chamado purificação ou concentração do minério.

O processo de extração de um metal a partir de um minério é chamado metalurgia. Os processos mais comuns de extração dos metais consistem em colocar o minério em fornos especiais, mantidos em temperaturas elevadas, juntamente com:

- Substâncias capazes de retirar o metal de seu minério. Assim, por exemplo, o carvão (ou CO) reduz muitos óxidos metálicos:

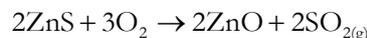


- Substâncias (fundentes) que reagem com as impurezas (ganga) do minério, formando produtos (escória) de fácil separação do metal:



Observação: quando o minério é um sulfeto, ele é, em geral, submetido a uma ustulação, isto é, um forte aquecimento em presença de excesso de ar, até se transformar em óxido

Por exemplo:



O óxido produzido (no caso, ZnO) é posteriormente reduzido, como no exemplo anterior.

### COBRE E SUAS LIGAS

O cobre é um metal avermelhado, denso ( $d=8,9 \text{ g/ml}$ ) e que apresenta as propriedades metálicas fundamentais. É um dos melhores condutores de eletricidade, também um dos metais de utilização mais antiga (Idade do Bronze).

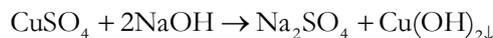
A metalurgia do cobre é complicada e cara. O seu minério mais comum é a calcopirita ( $\text{CuS} \cdot \text{FeS}$ ), que encerra baixo teor de cobre. Ela deve ser purificada, o FeS deve ser eliminado, o cobre liberado do CuS e, finalmente, sofre um refino (purificação) eletrolítico, pois só com pureza elevada ele se torna bom condutor de eletricidade.

É pouco reativo e forma compostos cuprosos ( $\text{Cu}^{+1}$ ) e cúpricos ( $\text{Cu}^{+2}$ ). Sendo menos reativo que o hidrogênio, ele não desloca o hidrogênio dos ácidos diluídos. Pode, porém, reagir com ácidos oxidantes, especialmente quando concentrados e a alta temperatura. Vejamos os exemplos:

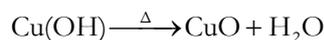


O cobre oxida-se lentamente em contato com o ar úmido, ficando recoberto por uma película esverdeada, chamada azinhavre, é uma mistura de óxidos, hidróxidos e carbonatos de cobre. Isso é observado facilmente em estátuas de bronze. O azinhavre é tóxico, o que torna perigoso o uso de panelas de cobre no preparo de alimentos.

O hidróxido cúprico, por exemplo, é insolúvel em água e de cor azul:



É instável frente ao calor, produzindo o CuO de cor preta:



O sulfato cúprico apresenta-se normalmente pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) e forma cristais grandes e azuis; é muito usado para combater fungos em piscinas e na agricultura (pulverização de uvas, figos e outras frutas). O sulfato de cobre anidro ( $\text{CuSO}_4$ ) é branco, mas absorve espontaneamente a umidade do ar, passando a  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Os principais usos do cobre são:

- Fios, conectores e interruptores elétricos;
- Canos para refrigeração, radiadores, peças mecânicas;
- Painéis, telhas e outros materiais de construção.

As principais ligas são:

- Bronze: liga de cobre com até 10% de estanho, usada na fabricação de estátuas, hélices de navio, medalhas, troféus, peças de máquina;
- Latão: liga de cobre com até 40% de zinco, usada para fazer torneiras, registros, peças de radiador, refrigeradores e caldeiras.

## ALUMÍNIO E SUAS LIGAS

O alumínio é um metal prateado, pouco denso ( $d=2,7 \text{ g/ml}$ ) e que apresenta as propriedades características dos metais.

A metalurgia do alumínio começa pela purificação do minério, a bauxita ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), de modo a se chegar ao  $\text{Al}_2\text{O}_3$  puro. A seguir, esse óxido é fundido e decomposto pela corrente elétrica (processo eletro-metalúrgico):

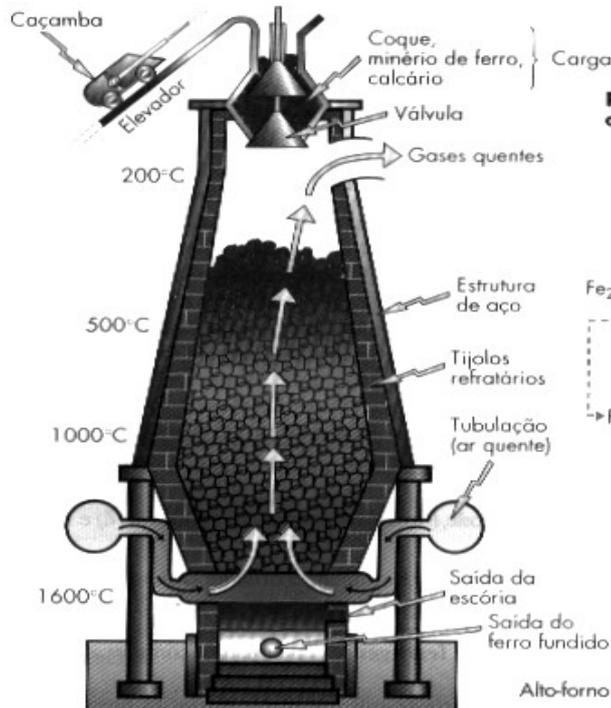
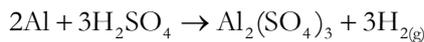


O grande problema da produção do alumínio é o elevado consumo de energia elétrica. Uma fábrica média de alumínio consome tanta energia quanto uma cidade de tamanho médio, para efeito comparativo, podemos dizer que a produção de 1kg de alumínio, consome 15 vezes mais energia que a de 1kg de aço.

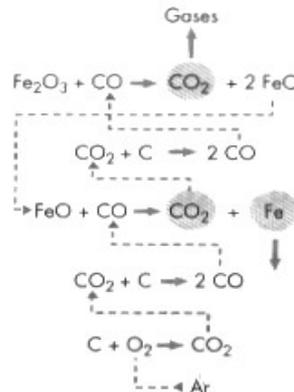
Na prática, o alumínio é menos reativo do que o previsto pelas teorias da Química. Isso acontece porque ele sofre o fenômeno denominado apassivação, que é a formação de uma película finíssima e transparente de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  em sua superfície. Esse fenômeno isola o alumínio do ataque de muitos reagentes químicos e, por isso, um caixilho de janela de alumínio não se oxida, ou uma panela de cozinha feita de alumínio “não perde o brilho”. Pode-se inclusive, forçar a apassivação, por via eletrolítica, para aumentar ainda mais a resistência do alumínio - é o que se denomina alumínio anodizado.

Apesar da apassivação, o alumínio é atacado por reagentes mais enérgicos, como por exemplo:

- Com ácidos fortes:

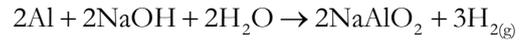


### Reações fundamentais (nas alturas aproximadas em que ocorrem)

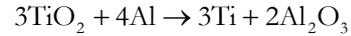


A carga sólida desce pelo alto-forno  
Os gases sobem pelo alto-forno

- Com bases fortes (prova de seu caráter anfótero):



- O alumínio em pó é inflamável e age como redutor muito forte, sendo usado para liberar metais de seus óxidos (processo de aluminotermia):



- Um composto importante do alumínio é o “alúmen”,  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ , utilizado para tingir tecidos, na purificação da água, etc.

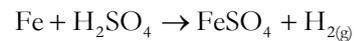
O alumínio é muito usado como material de construção (janelas de casas, aviões, etc.) e na fabricação de utensílios domésticos (panelas, “papel de alumínio”, etc.). Fios desse metal são usados como condutores elétricos, quando em pó, é usado em tintas na aluminotermia, etc.

Suas principais ligas são: bronze de alumínio ( $\text{Cu} + \text{Al}$ ) e duralumínio ( $\text{Al} + \text{Cu} + \text{Mg}$ ).

## FERRO E OBTENÇÃO DO AÇO

O ferro é um sólido acinzentado, denso ( $d=7,8 \text{ g/ml}$ ) e que apresenta as propriedades metálicas fundamentais - brilho metálico, dureza, tenacidade, maleabilidade, ductibilidade, etc, é o mais magnético dos metais. Tem reatividade química mediana e pode formar compostos ferrosos ( $\text{Fe}^{2+}$ ) e férricos ( $\text{Fe}^{3+}$ ). Algumas reações comuns são:

- Com ácidos,



- Com o ar e a umidade, o ferro oxida (enferruja), a ferrugem é uma mistura complexa de óxidos e hidróxidos de  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$ .

O ferro tem uma importância biológica muito grande, pois faz parte da hemoglobina, componente fundamental dos glóbulos vermelhos do nosso sangue. Puro, praticamente não é usado, muito mais importantes são suas ligas metálicas, como veremos adiante.

A extração, ou metalurgia do ferro, e suas ligas recebe o nome especial de siderurgia. Os principais produtos siderúrgicos são:

- Ferro gusa: é a liga de ferro que contém de 2 a 5% de carbono, além de impurezas como Mn, Si, P, etc.
- Ferro fundido: é a liga de ferro com 2 a 5% de carbono, mas com quantidade de impurezas menor que o ferro gusa.
- Aço comum ou aço carbono: é a liga de ferro com 0,2 a 1 % de carbono e baixa porcentagem de impurezas (Mn, Si, P, S, etc.).
- Aço doce ou ferro doce: é o aço que contém menos de 0,2% de carbono.
- Aços ligas ou aços especiais: são aços que contém outros elementos químicos e que apresentam qualidades especiais:
- Aço inoxidável: liga de Fe+C+Cr+Ni;
- Aço para trilhos: liga de Fe+C+Mn;
- Aço para ferramentas de corte: liga de Fe+C+W+Mo;
- Aço para ímãs: liga de Fe+C+Al+Ni+Co (alnico).

A produção do ferro e suas ligas começaram na Pré-História (Idade do ferro) e cresceu muito a partir de 1750 d.C., quando começou a era da industrialização. Atualmente, o processo siderúrgico começa pela produção do ferro gusa, nos chamados altos-fornos das usinas siderúrgicas.

As características do aço comum dependem fundamentalmente de dois fatores:

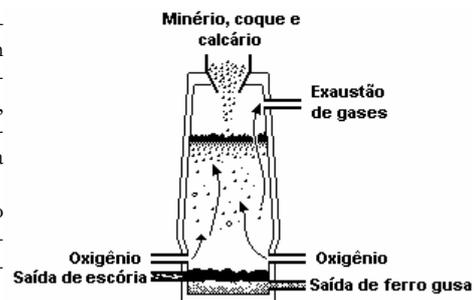
- Porcentagem de carbono, aços com teores baixos de carbono são mais maleáveis e dúcteis; aços com mais carbono são duros e tenazes.
- Tratamento térmico, chamamos de “tratamento térmico” o aquecimento do aço, seguido de um resfriamento, com intensidades e velocidades variáveis. Isso altera as propriedades do aço, pois modifica sua estrutura cristalina. Dois exemplos importantes são:
  - A têmpera, que é o aquecimento e resfriamento rápido do aço; com esse tratamento, o aço fica mais “duro”, porém mais “quebradiço”;
  - O recozimento, que é o aquecimento e resfriamento mais lento do aço. Com isso, ele fica mais “elástico”, porém, menos “duro”.

O aço comum é utilizado na forma de:

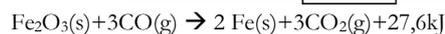
- Chapas para automóveis, fogões, geladeiras e na construção civil;
- Fios (arames, cabos, vergalhões para concreto);
- Perfis (trilhos, vigas para construções em várias formas);
- Eixos para máquinas e veículos.

## EXERCÍCIOS

1. (Uerj) Em uma siderúrgica, o ferro é produzido em alto-forno a partir da hematita, um minério de ferro, misturado com coque e calcário, conforme ilustrado a seguir:



A reação global do processo pode ser representada pela seguinte equação química:



- a) Classifique a reação quanto ao calor desenvolvido e identifique o agente oxidante de acordo com a sua nomenclatura oficial.
- b) Considerando um rendimento de 100% e o volume molar, em condições reacionais, igual a 24,0L.mol<sup>-1</sup>, determine o volume de CO<sub>2</sub>(g), em L, obtido por mol de ferro produzido.

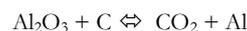
2. (Ufba) Na(s) questão(ões) a seguir escreva nos parênteses a soma dos itens corretos. Se 1,27g de cobre metálico reagem com 0,32g de oxigênio molecular, pode-se afirmar que, nessa reação:

Dados: Cu = 63,5 u e O = 16,0 u

- (01) Dois moles de cobre reagiram com um mol de oxigênio, O<sub>2</sub>.
- (02) O número de oxidação do cobre, no produto formado, é +2.
- (04) 2Cu(s) + O<sub>2</sub>(g) ⇌ 2CuO(s) é a equação balanceada da reação, com os menores coeficientes inteiros.
- (08) O oxigênio tanto é reagente quanto produto.
- (16) Formam-se 1,59g de óxido de cobre (II).
- (18) O cobre atua como agente redutor.

Soma ( )

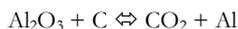
3. (Fuvest) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:



Para dois mols de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, quantos mols de CO<sub>2</sub> e de Al, respectivamente, são produzidos nesse processo?

- a) 3 e 2
- b) 1 e 4
- c) 2 e 3
- d) 2 e 1
- e) 3 e 4

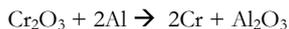
4. (Pucmg) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio, que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:



Para 4 mols de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , quantos mols de  $\text{CO}_2$  e Al, respectivamente serão produzidos nesse processo?

- 6 e 8
- 3 e 4
- 4 e 6
- 1 e 4
- 4 e 8

5. (Fei) O cromo é obtido por aluminotermia (redução do metal na forma de óxido com alumínio metálico como redutor) usando o óxido de cromo III ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) proveniente do minério cromita ( $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ) de acordo com a reação de equação:



Na produção de 3,30 toneladas de manganês a partir de um minério, a pirolusita, que contém 60% em massa de  $\text{Mn}_2\text{O}_4$  pelo mesmo processo são necessários:

(Massas molares: Mn = 55g/mol; O = 16g/mol; Al = 27g/mol)

- 5,22t de minério e 2,16t de alumínio
- 2,61t de minério e 1,62t de alumínio
- 4,35t de minério e 1,62t de alumínio
- 3,13t de minério e 2,16t de alumínio
- 8,70t de minério e 2,16t de alumínio

6. (Mackenzie)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

Relativamente à equação anterior, que representa de forma simplificada a obtenção do ferro a partir da hematita, fazem-se as afirmações a seguir.

**I** - O ferro é obtido por redução da hematita.

**II** - Ocorre uma reação de adição.

**III** - Obtêm-se 210kg de ferro, se for usada uma tonelada de hematita com 40% de pureza e considerando que o rendimento da reação foi de 75%.

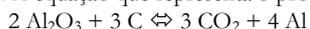
**IV** - No monóxido de carbono ocorre redução.

Dentre as afirmações, somente são corretas:

- I e II
- II e IV
- II e III
- III e IV
- I e III

(Massas molares, em g/mol: Fe = 56 ; O = 16 ; C = 12)

7. (Pucmg) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com os eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação que representa o processo global é:

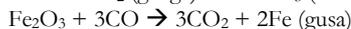
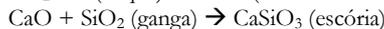


A massa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  consumida na obtenção de 54g de alumínio será, em g, aproximadamente, igual a:

(Massas molares (g/mol): Al = 27; C = 12; O = 16)

- 25,5
- 51,0
- 76,5
- 102,0
- 204,0

9. (Cesgranrio) Na obtenção de ferro gusa no alto forno de uma siderúrgica utilizam-se, como matérias-primas, hematita, coque, calcário e ar quente. A hematita é constituída de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e ganga (impureza ácida rica em  $\text{SiO}_2$ ), com o calcário sendo responsável pela eliminação da impureza contida no minério e pela formação do redutor metalúrgico para a produção do ferro gusa, de acordo com as seguintes reações:

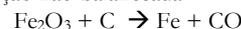


Nesse processo de produção de ferro gusa, para uma carga de 2 toneladas de hematita com 80% de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  a quantidade necessária de calcário, em kg, contendo 70% de  $\text{CaCO}_3$ , será:

(Massas molares, em g/mol: Ca=40; O=16; C=12; Fe=56.)

- 2.227
- 2.143
- 1.876
- 1.428
- 1.261

10. (Cesgranrio) Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), considere a equação não-balanceada:



Utilizando-se 4,8 toneladas de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

(Pesos atômicos: C = 12; O = 16; Fe = 56)

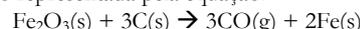
- 2688 kg
- 3360 kg
- 1344 t
- 2688 t
- 3360 t

11. (Ufpe) Um pedaço de ferro pesando 5,60 gramas sofreu corrosão quando exposto ao ar úmido por um período prolongado. A camada de ferrugem formada foi removida e pesada, tendo sido encontrado o valor de 1,60 gramas. Sabendo-se que a ferrugem tem a composição  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , quantos gramas de ferro não corroído ainda restaram?

- 2,40 g
- 4,48 g
- 5,32 g
- 5,04 g
- 4,00 g

(Considere Fe=56,0g/mol e  $\text{Fe}_2\text{O}_3=160,0\text{g/mol}$ )

12. (Uel) A questão a seguir refere-se à obtenção de 56,0 toneladas de ferro metálico pela reação representada pela equação:

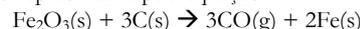


Quantas toneladas de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  são consumidas na reação?

- 160
- 120
- 100
- 90,0
- 80,0

(Massas molares, em g/mol: Fe = 56,0;  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160$ )

13. (Uel) A questão a seguir refere-se à obtenção de 56,0 toneladas de ferro metálico pela reação representada pela equação:



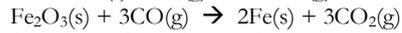
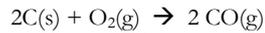
Que quantidade de monóxido de carbono, em mols, é obtida?

- $3,0 \times 10^6$
- $1,5 \times 10^6$
- $1,2 \times 10^6$
- $1,1 \times 10^6$
- $1,0 \times 10^6$

(Massas molares, em g/mol: Fe = 56,0;  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160$ )

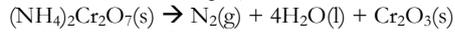
## Química

14. (Fuvest) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda reação. Considerando apenas estas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em kg, de carvão consumido na produção de uma tonelada de ferro.  
(Massas atômicas: Fe= 56; C= 12; O= 16)

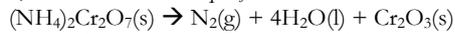
15. (Uel) Considere a reação de decomposição térmica de 0,50 mol de dicromato de amônio, de acordo com a equação:



A quantidade do óxido metálico obtido, em mols, é

- a) 1,5
- b) 1,0
- c) 0,75
- d) 0,50
- e) 0,25

16. (Uel) Considere a reação de decomposição térmica de 0,50 mol de dicromato de amônio, de acordo com a equação:



Quantos litros de nitrogênio, nas condições ambiente, são obtidas?

Dado: Volume molar nas condições ambiente = 24,5L/mol

- a) 49,0
- b) 36,8
- c) 24,5
- d) 22,4
- e) 12,3

## 18. TERMOQUÍMICA

A Termoquímica é parte de uma ciência denominada Termodinâmica que estuda as trocas de calor entre o sistema e o meio ambiente desenvolvidas durante uma transformação química, assim como o possível aproveitamento desse calor na realização de trabalho (acionar motores, movimentar turbinas, etc.)

Antes de iniciar o estudo da termodinâmica é importante definir alguns termos que serão usados com frequência:

- Sistema: chamamos sistema a uma parte isolada do universo cujas propriedades estejam sendo estudadas.
- Fronteira: são os limites que definem o espaço físico do sistema, separando-o do resto do universo.
- Vizinhança ou meio ambiente: é a porção do universo que rodeia as fronteiras do sistema e que pode, na maioria dos casos interagir com o sistema.
- Sistema isolado: não troca matéria e energia com as vizinhanças.

Quando uma reação química ocorre em determinado sistema, isso acarreta uma troca de calor entre o sistema em reação e o meio ambiente.

“Se o calor trocado entre o sistema e o meio ambiente é medido a pressão constante, ele é denominado conteúdo calorífico ou entalpia e é simbolizado por  $H$ ”.

Entalpia ( $H$ ) é o calor trocado numa reação a pressão constante.”

Não é possível medir a entalpia absoluta de um sistema por isso, mede-se a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da reação, ou seja, a diferença entre a entalpia final (soma das entalpias dos produtos) e a entalpia inicial (soma das entalpias dos reagentes). Isto é representado pela equação abaixo:

$$\Delta H = H_f - H_i$$

Esta equação deve ser utilizada sempre que o exercício estiver sendo resolvido a partir de uma equação química envolvendo produtos e reagentes, a não ser quando o exercício fornecer as energias de ligação. Quando isto ocorrer o exercício será resolvido de uma maneira que será explicada futuramente. Em nosso dia a dia observamos fenômenos que liberam calor, como a queima de uma folha de papel e outros que absorvem calor como fazer um bolo a partir dos ingredientes. Em razão disso podemos classificar as transformações em dois tipos.

### REAÇÕES EXOTÉRMICAS

São reações que liberam energia na forma de calor ( $\Delta H < 0$ ).

O prefixo exo significa “para fora”. Assim podemos definir: reações exotérmicas são aquelas liberam energia na forma de calor.

Numa reação exotérmica, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes, pois uma parte da energia que estava “contida” nos reagentes foi liberada na forma de calor, quando eles se transformaram em produtos.

Reação exotérmica:  $H_r > H_p$

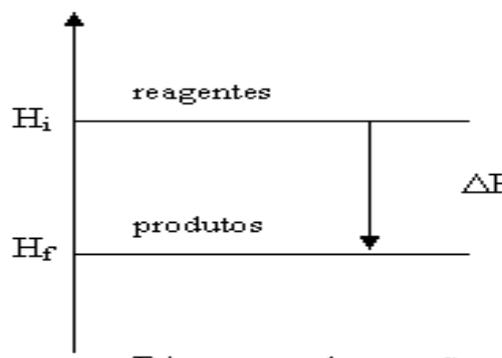
Sendo,  $\Delta H = H_p - H_r$

Concluimos que:  $\Delta H < 0$

Exemplo de reação exotérmica:



**Diagrama de Entalpia:** relaciona os valores de  $H_i$  e  $H_f$  num eixo vertical.



### REAÇÕES ENDOTÉRMICAS:

São reações que absorvem calor ( $\Delta H > 0$ ).

O prefixo endo significa “para dentro”. Assim podemos definir: reações endotérmicas são aquelas que absorvem energia na forma de calor.

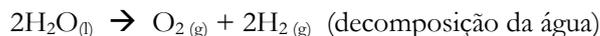
Numa reação endotérmica, a entalpia dos produtos é maior que a entalpia dos reagentes, pois uma quantidade de energia foi absorvida na forma de calor pelos reagentes, durante a reação, ficando “contida” nos produtos.

Reação endotérmica:  $H_r < H_p$

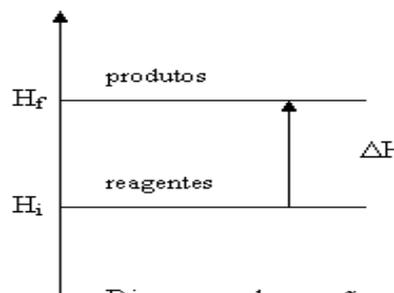
Sendo,  $\Delta H = H_p - H_r$

Concluimos que:  $\Delta H > 0$

Exemplo de reação endotérmica:



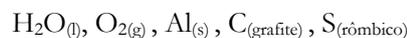
**Diagrama de Entalpia:** relaciona os valores de  $H_i$  e  $H_f$  num eixo vertical.



### Fatores que Influem nas Entalpias das reações

A entalpia de uma reação depende da quantidade de reagentes, do estado físico, da forma alotrópica, da temperatura, da pressão, etc. Como é impossível determinar a entalpia absoluta, adotou-se um **Estado Padrão**. Uma substância padrão apresenta-se a temperatura de 25 °C, sob uma pressão de 1 atm (pressão ao nível do mar), em seu estado (sólido-líquido-gasoso) mais comum nessas condições e no seu estado alotrópico mais estável.

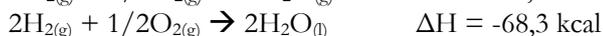
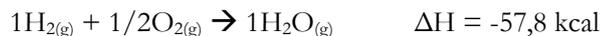
Se uma substância simples estiver no estado padrão, sua entalpia é nula (zero). São exemplos de substâncias padrões:



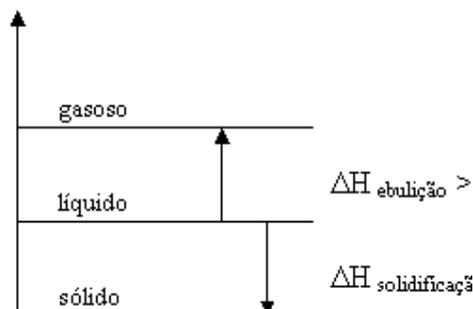
## Fase de agregação dos reagentes e produtos:

A energia mecânica das substâncias aumenta progressivamente à medida que elas passam da fase sólida para a líquida e a gasosa.

E fase sólida < E na fase líquida < E na fase gasosa



## Gráfico de Entalpia e Estados Físicos



Quando uma substância passa do estado sólido para o estado líquido ou do estado líquido para o estado gasoso ela absorve calor, ocorrendo um fenômeno endotérmico.

## Forma alotrópica:

A forma alotrópica dos reagentes e produtos (se houver alotropia).

Entre as formas alotrópicas de um mesmo elemento, há aquela mais estável e, portanto, menos energética.

Menor energia significa mais estabilidade, normalmente a forma alotrópica mais estável existe em maior quantidade no meio ambiente.

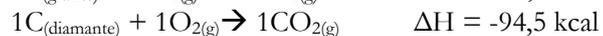
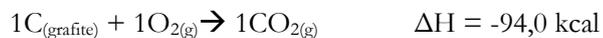
O contrário também é válido, ou seja, quanto maior a energia, menor será a estabilidade da substância.

## Considere com exemplo uma reação exotérmica:

Partindo-se do reagente na forma alotrópica mais estável (menos energética), obtém-se menor quantidade de energia liberada ao fim da reação.

Partindo-se do reagente na forma alotrópica menos estável (mais energética), obtém-se maior quantidade de energia liberada ao fim da reação.

Por exemplo:



## Quantidade de matéria dos reagentes e produtos:

A quantidade de calor envolvida numa reação é proporcional à quantidade de reagentes e produtos que participam da reação (ou seja, depende da massa).

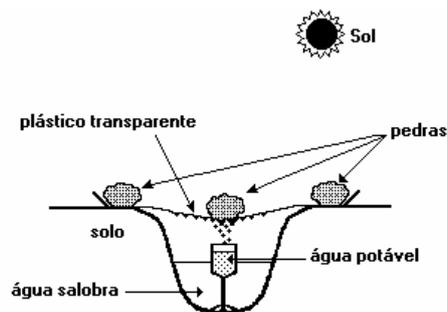
Se, por exemplo, dobrarmos a quantidade de reagentes e produtos, a quantidade de calor irá dobrar igualmente.

Se numa reação de queima de uma determinada substância são liberados 2kcal por cada mol de reagente A usado, caso se use dois mols de A serão liberados 4kcal de energia.

## EXERCÍCIOS

- (Unesp) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:
  - gás queimando em uma das "bocas" do fogão e
  - água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta "boca" do fogão.
 Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:
  - I e II são exotérmicos.
  - I é exotérmico e II é endotérmico.
  - I é endotérmico e II é exotérmico.
  - I é isotérmico e II é exotérmico.
  - I é endotérmico e II é isotérmico.

- (Ufpe) Identifique cada afirmativa como verdadeira ou falsa:
  - A energia interna de um sistema isolado não pode variar.
  - Num processo endotérmico calor é transferido para o meio ambiente.
  - Processos com variação de entalpia positiva não podem ocorrer.
  - Uma transformação líquido em vapor é um processo endotérmico.
  - Um processo exotérmico é aquele que ocorre a temperatura constante.
- (Unitau) Nas pizzarias há cartazes dizendo "Forno à lenha". A reação que ocorre deste forno para assar a pizza é:
  - explosiva.
  - exotérmica.
  - endotérmica.
  - hidroscópica.
  - catalisada.
- (Unicamp) A figura adiante mostra o esquema de um processo usado para a obtenção de água potável a partir de água salobra (que contém alta concentração de sais). Este "aparelho" improvisado é usado em regiões desérticas da Austrália.

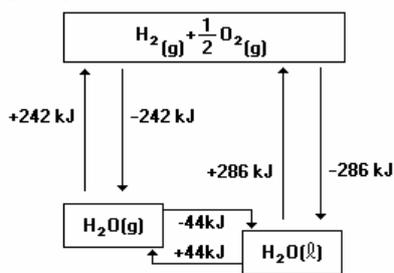


- Que mudanças de estado ocorrem com a água, dentro do "aparelho"?
  - Onde, dentro do "aparelho", ocorrem estas mudanças?
  - Qual destas mudanças absorve energia e de onde esta energia provém?
- (Ufmg) Ao se sair molhado em local aberto, mesmo em dias quentes, sente-se uma sensação de frio. Esse fenômeno está relacionado com a evaporação da água que, no caso, está em contato com o corpo humano. Essa sensação de frio explica-se CORRETAMENTE pelo fato de que a evaporação da água
    - é um processo endotérmico e cede calor ao corpo.
    - é um processo endotérmico e retira calor do corpo.
    - é um processo exotérmico e cede calor ao corpo.
    - é um processo exotérmico e retira calor do corpo.
  - (Ufmg) Uma certa quantidade de água é colocada em um congelador, cuja temperatura é de  $-20^{\circ}\text{C}$ . Após estar formado e em equilíbrio térmico com o congelador, o gelo é transferido para outro congelador, cuja temperatura é de  $-5^{\circ}\text{C}$ .
 

Considerando-se essa situação, é CORRETO afirmar que, do momento em que é transferido para o segundo congelador até atingir o equilíbrio térmico no novo ambiente, o gelo

    - se funde.
    - transfere calor para o congelador.
    - se aquece.
    - permanece na mesma temperatura inicial.

7. (Uff) O diagrama mostra os valores de entalpia para a interconversão do vapor d'água, da água líquida e de seus elementos.



Com base nesse diagrama, pode-se afirmar que:

- A formação de  $H_2O(g)$ , a partir de seus elementos, constitui um processo endotérmico.
- A decomposição da  $H_2O(g)$  constitui um processo exotérmico.
- A transformação da  $H_2O(l)$  em  $H_2O(g)$  constitui um processo endotérmico.
- A formação da  $H_2O(l)$ , a partir de seus elementos, constitui um processo endotérmico.
- A decomposição da  $H_2O(l)$  constitui um processo exotérmico.

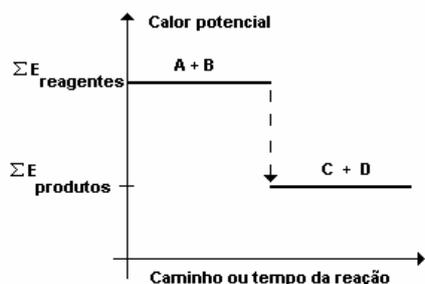
8. (Ufrs) Em nosso cotidiano ocorrem processos que podem ser endotérmicos (absorvem energia) ou exotérmicos (liberam energia). Assinale a alternativa que contém apenas fenômenos exotérmicos ou apenas fenômenos endotérmicos.

- explosão de fogos de artifício - combustão em motores de automóveis - formação de geada
- secagem de roupas - formação de nuvens - queima de carvão
- combustão em motores de automóveis - formação de geada - evaporação dos lagos
- evaporação de água dos lagos - secagem de roupas - explosão de fogos de artifício
- queima de carvão - formação de geada - derretimento de gelo

9. (Faap) Verifica-se em laboratório que a preparação de uma solução aquosa de  $H_2SO_4$  por adição deste à água, causa um aumento na temperatura da solução quando comparada com a temperatura original do solvente. Trata-se, portanto, de um processo:

- endotérmico
- exotérmico
- isotérmico
- sem variação de energia livre
- sem variação de entalpia

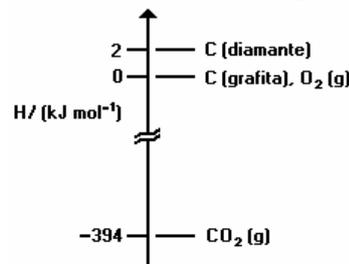
10. (Uepg) Considere a representação gráfica da variação de entalpia abaixo.



Entre os processos que ela pode representar figuram:

- a fusão da água
- a vaporização da água
- a oxidação da gordura
- a combustão da gasolina
- o preparo de uma solução aquosa de  $NaOH$ , com aquecimento espontâneo do frasco

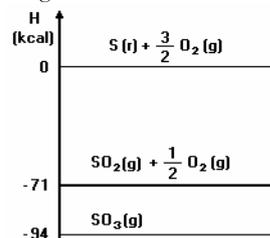
11. (Ufmg) Considere o seguinte diagrama de entalpia, envolvendo o dióxido de carbono e as substâncias elementares diamante, grafita e oxigênio.



Considerando esse diagrama, assinale a afirmativa FALSA.

- A transformação do diamante em grafita é exotérmica.
- A variação de entalpia na combustão de 1 mol de diamante é igual a  $-392 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- A variação de entalpia na obtenção de 1 mol de  $CO_2(g)$ , a partir da grafita, é igual a  $-394 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- A variação de entalpia na obtenção de 1 mol de diamante, a partir da grafita, é igual a  $2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

12. (Cesgranrio) Observe o gráfico.



O valor da entalpia de combustão de 1 mol de  $SO_2(g)$ , em kcal, a  $25^\circ C$  e 1 atm, é:

- 71.
- 23.
- + 23.
- + 71.
- + 165.

13. (Ufsm) Com relação aos processos de mudança de estado físico de uma substância, pode-se afirmar que são endotérmicos:

- vaporização - solidificação - liquefação.
- liquefação - fusão - vaporização.
- solidificação - fusão - sublimação.
- solidificação - liquefação - sublimação.
- sublimação - fusão - vaporização.

14. (Unesp) A reação do formação de água, a partir de hidrogênio e oxigênio gasosos, é um processo altamente exotérmico. Se as entalpias (H) de reagentes e produtos forem comparadas, vale a relação:

- $H_{H_2} + H_{O_2} > H_{H_2O}$
- $H_{H_2} + H_{O_2} < H_{H_2O}$
- $H_{H_2} + H_{O_2} + H_{H_2O} = 0$
- $H_{H_2} + H_{O_2} = H_{H_2O}$
- $H_{H_2} = H_{O_2} = H_{H_2O}$

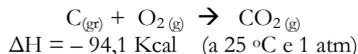
15. (Uel) Entre as afirmações a seguir, a que descreve melhor a fotossíntese é

- "Reação endotérmica, que ocorre entre dióxido de carbono e água."
- "Reação endotérmica, que ocorre entre glicose e oxigênio."
- "Reação endotérmica, que ocorre entre glicose e dióxido de carbono."
- "Reação exotérmica, que ocorre entre água e oxigênio."
- "Reação exotérmica, que ocorre entre dióxido de carbono e água."

# 19. EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

É a equação química que indica o estado físico (ou alotrópico) dos reagentes e produtos, a temperatura e a pressão do processo, bem como a variação de entalpia da reação. Basicamente são as reações que costumamos ver, só que agora acompanhadas da energia envolvida na transformação.

## Exemplo:



Como o valor do  $\Delta H$  de uma reação varia e função de vários fatores, é preciso fornecer na equação termoquímica as seguintes informações:

- As substâncias que reagem e que são produzidas, com os respectivos coeficientes (da equação balanceada).
- A temperatura e a pressão nas quais se deu a reação.

Em termoquímica, a menos que se faça alguma ressalva, os valores de  $\Delta H$  fornecidos forma medidos em condições padrão, que são as seguintes:

Pressão: 1 atmosfera  
Temperatura: 25°C ou 298K

É importante não confundir condições padrão em Termoquímica, 25°C e 1 atm, com condições normais de temperatura e pressão (CNTP), 0°C e 1 atm.

- A fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa) em que se encontra cada substância participante da reação.

Os valores de  $\Delta H$  fornecidos para substâncias em condições padrão indicam que elas se encontram na fase de agregação comum a 25°C e 1 atm.

Por exemplo o Bromo é líquido a 25°C e 1 atm; portanto em condições padrão trabalha-se com Bromo na fase líquida e não na fase sólida ou gasosa.

- A variedade alotrópica de cada substância simples que participa da reação (no caso das substâncias apresentarem formas alotrópicas).

Os valores de  $\Delta H$  fornecidos para substâncias em condições padrão indicam que elas se encontram na forma alotrópica mais estável.

Por exemplo o enxofre rômico é mais estável que o enxofre monoclinico, portanto em condições padrão, trabalha-se com o enxofre rômico.

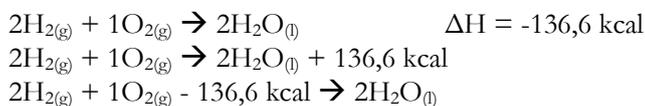
- A quantidade de calor que foi liberada ou absorvida durante a reação.

Em condições padrão, o valor de  $\Delta H$  é tabelado para muitas reações e pode ser calculado teoricamente para muitas outras.

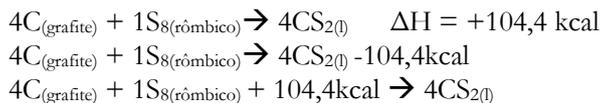
## Notações utilizadas

Para informar que uma reação é exotérmica ou endotérmica, utiliza-se uma das notações indicadas nos exemplos a seguir:

### Reação exotérmica (libera calor)



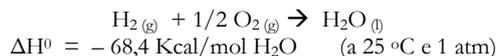
### Reação endotérmica (absorve calor)



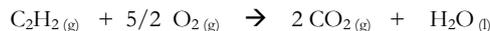
## Entalpia de Formação;

É a variação de entalpia que ocorre na formação de 1 mol de um composto a partir de substâncias simples no estado padrão. A entalpia de formação representa a entalpia de um mol do composto formado, já que a entalpia dos reagentes é nula por definição. Simplificando podemos dizer que a Entalpia da reação é a própria entalpia da substância formada.

## Exemplo:



Podemos dizer que a entalpia da água é - 68,4 Kcal. Vejamos outro exemplo, calcule o  $\Delta H$  da reação:



Dadas as entalpias de formação:

$$\text{H}^0\text{C}_2\text{H}_2 = +54,1 \text{ Kcal}$$

$$\text{H}^0\text{O}_2 = \text{zero (padrão)}$$

$$\text{H}^0\text{CO}_2 = -94,1 \text{ Kcal}$$

$$\text{H}^0\text{H}_2\text{O} = -68,4 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = (2\text{H}^0\text{CO}_2 + \text{H}^0\text{H}_2\text{O}) - (\text{H}^0\text{C}_2\text{H}_2 + 5/2\text{H}^0\text{O}_2)$$

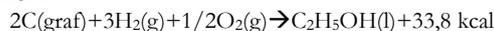
$$\Delta H = (2 \cdot (-94,1) - 68,3) - (+54,1 + 5/2 \cdot 0)$$

$$\Delta H = -31 \text{ Kcal}$$

Podemos observar que a variação de energia na transformação acima é negativa isto indica perda de energia, uma reação exotérmica, os produtos formados possuem um conteúdo energético 31Kcal menor que os reagentes, esta diferença não desaparece, ela liberada para o ambiente na forma de calor.

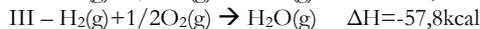
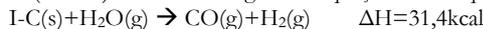
## EXERCÍCIOS

1. (Udesc) Observe a equação termodinâmica a seguir e selecione a alternativa FALSA.



- O conteúdo energético dos produtos é menor que o dos reagentes.
- A reação é exotérmica.
- A equação representa a reação de formação do etanol.
- A entalpia de formação do etanol é de -33,8kcal.
- A equação, quando escrita no sentido contrário ao indicado, representa a combustão do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

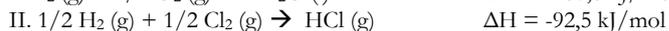
2. (Unitau) Observe as seguintes equações termoquímicas:



De acordo com a variação de entalpia, podemos afirmar:

- I é endotérmica, II e III exotérmicas.
- I e III são endotérmicas, II exotérmica.
- II e III são endotérmicas, I exotérmica.
- I e II são endotérmicas, III exotérmica.
- II é endotérmica e I e III exotérmicas.

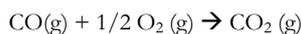
3. (Uel) Considere as equações termoquímicas a seguir.



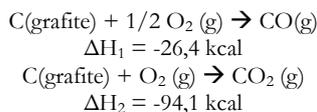
Em qual das reações há liberação de MAIOR quantidade de calor por 1,0 mol de hidrogênio consumido?

- I
- II
- III
- IV
- V

4. (Fgv) Em um conversor catalítico, usado em veículos automotores em seu cano de escape, para reduzir a poluição atmosférica, ocorrem várias reações químicas, sendo que uma das mais importantes é:



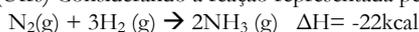
Sabendo-se que as entalpias das reações citadas a seguir são:



pode-se afirmar que a reação inicial é:

- exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.
- exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.
- exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

5. (Ufrs) Considerando a reação representada pela equação termoquímica



são feitas as seguintes afirmações.

- A quantidade de energia liberada será maior se o produto obtido for dois mols de  $\text{NH}_3$  no estado líquido.
- A decomposição de 6,8 g de  $\text{NH}_3$  (g) absorve 4,4 kcal.
- A entalpia de formação da amônia é de -11 kcal.mol<sup>-1</sup>.

Quais são corretas?

- Apenas I.
- Apenas I e II.
- Apenas I e III.
- Apenas II e III.
- I, II e III.

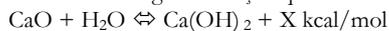
6. (Puccamp) Considere os seguintes dados:

Substância	$\Delta H^\circ$ de formação (kJ/mol)
$\text{CH}_4 \text{(g)}$	-74
$\text{CO}_2 \text{(g)}$	-394
$\text{H}_2\text{O(g)}$	-242

Comparando-se os calores liberados, em kJ/kg, na combustão do metano (principal constituinte do gás natural) e do hidrogênio (considerado por muitos como o combustível do futuro), conclui-se que o do

- metano é aproximadamente igual ao do hidrogênio.
- hidrogênio é cerca de duas vezes e meia maior.
- metano é cerca de cinco vezes maior.
- metano é cerca de duas vezes e meia maior.
- hidrogênio é cerca de cinco vezes maior.

7. (Cesgranrio) Quando se adiciona cal viva ( $\text{CaO}$ ) à água, há uma liberação de calor devida à seguinte reação química:



Sabendo-se que as entalpias de formação dos compostos envolvidos são a 1 atm e 25°C (condições padrão)

$$\Delta H (\text{CaO}) = -151,9 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H (\text{H}_2\text{O}) = -68,3 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{Ca(OH)}_2 = -235,8 \text{ kcal/mol}$$

Assim, o valor de X da equação anterior será:

- 15,6 kcal/mol
- 31,2 kcal/mol
- 46,8 kcal/mol
- 62,4 kcal/mol
- 93,6 kcal/mol

8. (Mackenzie)  $\text{NH}_3 \text{(g)} + \text{HCl(g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl(s)}$

A variação de entalpia em kJ/mol e o tipo de reação equacionada acima são:

Dadas as entalpias de formação (kJ/mol):	
Substância	Entalpia de formação (kJ/mol)
Amônia(g)	-46,2
Cloreto de hidrogênio(g)	-92,3
Cloreto de amônio(s)	-315,5

- 454,0 kJ/mol e reação exotérmica.
- 177,0 kJ/mol e reação exotérmica.
- + 138,5 kJ/mol e reação endotérmica.
- + 177,0 kJ/mol e reação endotérmica.
- + 454,0 kJ/mol e reação endotérmica.

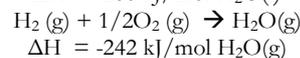
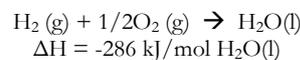
9. (Uel) Dada a reação termoquímica



é possível afirmar que na formação de 96g de ozônio o calor da reação, em kJ, será

- +71,15
- +284,6
- +142,3
- 142,3
- 284,6

10. (Fatec) As transformações representadas a seguir referem-se à formação da água.



Para vaporizar 180g de água são necessários:

- 79 kJ
- 5280 kJ
- 44 kJ
- 528 kJ
- 440 kJ.

Dados: Massa molar  $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$

## 20. ENTALPIA DE COMBUSTÃO

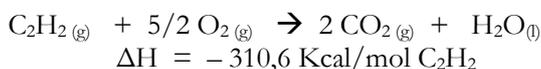
Para simplificar o estudo da Termodinâmica, classificam-se as variações de entalpia que ocorrem nas reações termoquímicas conforme o tipo de fenômeno químico envolvido, a saber:  $\Delta H$  de combustão (para reações de queima),  $\Delta H$  de neutralização (para reações entre ácidos e bases),  $\Delta H$  de dissolução (para calcular o calor liberado ou absorvido quando se dissolve um sal por exemplo em água,  $\Delta H$  de formação (para calcular a energia envolvida na formação de substâncias).

Em todos os casos convencionam-se que o valor de  $\Delta H$  deve ser medido em condições padrão (25°C e 1 atm).

O  $\Delta H$  (medido em condições padrão) para combustão, neutralização, dissolução ou formação de 1 mol de determinada substância é indicado pela notação  $\Delta H^\circ$ .

**Entalpia de Combustão:** é a variação de entalpia na combustão de 1 mol de uma substância a 25 °C e 1 atm. Simplesmente é a energia liberada na queima de um mol de qualquer composto. A entalpia de combustão é sempre negativa, pois, a combustão é uma reação exotérmica.

### Exemplo:



## EXERCÍCIOS

1. (Ufsm) O acetileno é um gás que, ao queimar, produz uma chama luminosa, alcançando uma temperatura ao redor de 3000°C. É utilizado em maçaricos e no corte e solda de metais.

A sua reação de decomposição é



Baseando-se nessa reação, analise as afirmativas:

- I. Invertendo o sentido da equação, o sinal da entalpia não varia
- II. Há liberação de calor, constituindo-se numa reação exotérmica
- III. A entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

Está(ão) correta(s)

- a) apenas I.
- b) apenas II.
- c) apenas III.
- d) apenas I e II.
- e) apenas II e III.

2. (Uel) Sabendo que a combustão completa da glicose com ar libera cerca de  $1 \times 10^2$  kcal/mol de oxigênio ( $\text{O}_2$ ), a energia liberada na queima de 5mols de glicose, será, em kcal,

Dado: Glicose =  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

- a)  $1 \times 10^3$
- b)  $2 \times 10^3$
- c)  $3 \times 10^3$
- d)  $4 \times 10^3$
- e)  $5 \times 10^3$

3. (Cesgranrio) Sejam os dados a seguir:

I- Entalpia de formação da  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68$  kcal/mol

II- Entalpia de formação do  $\text{CO}_2(\text{g}) = -94$  kcal/mol

III- Entalpia de combustão do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -327$  kcal/mol

A entalpia de formação do etanol será:

- a) 15,5 kcal/mol
- b) 3,5 kcal/mol
- c) -28 kcal/mol
- d) -45 kcal/mol
- e) -65 kcal/mol

4. (Ufba) Escreva nos parênteses a soma dos itens corretos.

As reações químicas envolvem energia. Nos automóveis, a fonte de energia é a queima de certos compostos orgânicos. A tabela a seguir fornece os valores de calor padrão de combustão, a 25°C, de alguns compostos orgânicos.

Composto	$\Delta H^\circ$ combustão (kcal.mol <sup>-1</sup> )
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	-173,6
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-326,7
$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$	-1320,6

Com base nessas informações e nos conhecimentos sobre reações químicas, pode-se afirmar:

(01) A combustão da gasolina é uma reação química que libera energia.

(02) A combustão completa da gasolina produz dióxido de carbono, água e energia.

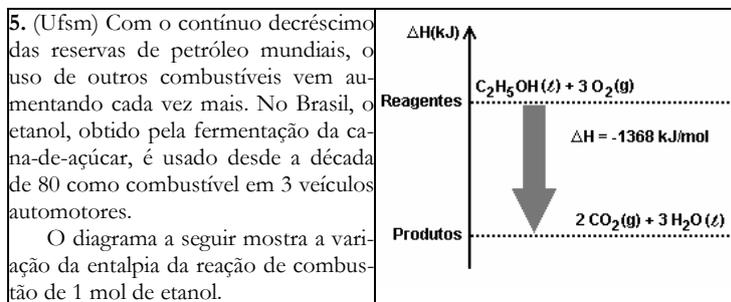
(04) A combustão completa de um mol de octano produz 16 moles de dióxido de carbono.

(08) O calor envolvido na combustão completa de 57g de octano é igual a -660,3kcal.

(16) A combustão de um mol de metanol libera mais energia que a combustão de um mol de etanol.

(32) A equação  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  representa a reação de combustão incompleta do metanol.

Soma das respostas ( )



Análise as afirmativas:

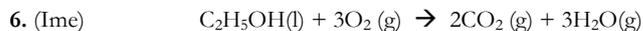
I - A energia liberada é chamada de calor de formação do etanol.

II - O processo é exotérmico.

III - Na queima de 1 mol de etanol, são liberados 1368 kJ.

Está(ão) correta(s)

- a) apenas I.
- b) apenas II
- c) apenas III.
- d) apenas I e II
- e) apenas II e III.



A equação balanceada anterior representa a reação do etanol com o oxigênio, e a tabela a seguir apresenta os valores do calor padrão de formação de alguns compostos, a 25°C.

Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kcal.mol <sup>-1</sup> )
$C_2H_5OH(l)$	-66,4
$CO_2(g)$	-94,1
$H_2O(g)$	-57,8

Com base nessas informações, pode-se afirmar:

- (01) A equação anterior representa a reação de combustão completa do etanol.  
 (02) A combustão completa do etanol, a 25°C, libera 66,4kcal/mol.  
 (04) Se a densidade do etanol, a 25°C, é de aproximadamente 0,8g/mL, a combustão completa de 115mL desse composto libera 590,4kcal.  
 (08) Se o calor padrão de combustão do metanol é -173,6kcal/mol, uma mistura combustível constituída por quantidades equimolares desse composto e de etanol apresenta maior calor de combustão que o etanol puro.  
 (16) Se a reação indicada for realizada num sistema termicamente isolado, observar-se-á a elevação na temperatura do sistema.

Soma ( )

7. (Ufrs) Dadas as equações termoquímicas, a 1 atm e 25°C.

- 1  $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$   
 $\Delta H_1 = -888$  kJ/mol  
 2  $C_2H_6O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$   
 $\Delta H_2 = -1373$  kJ/mol  
 3  $C_8H_{18}(l) + 25/2 O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 9H_2O(g)$   
 $\Delta H_3 = -5110$  kJ/mol  
 4  $H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$   
 $\Delta H_4 = -286$  kJ/mol  
 5  $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$   
 $\Delta H_5 = -393,5$  kJ/mol

O combustível que libera a maior quantidade de calor, por grama consumido é

- a)  $CH_4(g)$   
 b)  $C_2H_6O(l)$   
 c)  $C_8H_{18}(l)$   
 d)  $H_2(g)$   
 e)  $C(\text{grafite})$

8. (Uerj) A combustão completa do álcool comum está representada pela seguinte equação química:



Considerando que a massa molar do  $C_2H_6O$  é igual a 46g.mol<sup>-1</sup>, a massa de álcool que possivelmente foi queimada para produzir 448L de gás carbônico a 0°C e 1atm, equivale a:

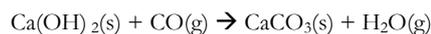
- a) 460 g  
 b) 690 g  
 c) 1560 g  
 d) 1810 g

9. (Cesgranrio) O acetileno é um gás de grande uso comercial, sobretudo em maçaricos de oficinas de lanternagem. Assinale a opção que corresponde à quantidade de calor fornecida pela combustão completa de 5,2 kg de acetileno

( $C_2H_2$ ), a 25°C, sabendo-se que as entalpias de formação, a 25°C, são:

- 1) do  $CO_2(g) = -94,1$  kcal/mol  
 2) da  $H_2O(l) = -68,3$  kcal/mol  
 3) do  $C_2H_2(g) = +54,2$  kcal/mol  
 a) 1615 kcal  
 b) 6214 kcal  
 c) 21660 kcal  
 d) 40460 kcal  
 e) 62140 kcal

10. (Unirio) Os romanos utilizavam CaO como argamassa nas construções rochosas. O CaO era misturado com água, produzindo  $Ca(OH)_2$ , que reagia lentamente com o  $CO_2$  atmosférico, dando calcário:

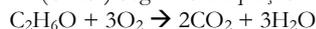


Substância	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$Ca(OH)_2(s)$	-986,1
$CaCO_3(s)$	-1206,9
$CO_2(g)$	-393,5
$H_2O(g)$	-241,8

A partir dos dados da tabela anterior, a variação de entalpia da reação, em kJ/mol, será igual a:

- a) + 138,2  
 b) + 69,1  
 c) - 69,1  
 d) - 220,8  
 e) - 2828,3

11. (Udesc) Segundo a equação



a massa de água (em gramas) que se forma quando se queimam 18,4g de álcool etílico é:

(Dados: H = 1; C = 12; O = 16)

- a) 54,0  
 b) 46,0  
 c) 21,6  
 d) 32,7  
 e) 18,8

## GABARITO: FRENTE UM

## 1. Modelos atômicos

1. C; 2. A; 3. E; 4. FVVVFV; 5. FVFVVV; 6. B

## 2. Configuração eletrônica

1. A
2. a) elétrons absorvem energia externa e passando de um nível de menor energia (órbita mais interna) para um de maior energia (órbita mais externa)  
b) após sofrer o processo acima descrito, os elétrons excitados tendem a retornar às órbitas mais internas, de menor energia, neste processo há emissão de luz. (princípio da conservação de energia)  
c) ocupar estados de menor energia é um princípio fundamental do modelo atômico vigente.  
d) da absorção do calor incidente  
e) os elétrons ocupam os níveis de mais baixa energia possível.
3. do feixe de elétrons gerado por uma diferença de potencial (ddp, em volt)  
4. a) incorreta; b) correta; c) incorreta; d) correta
5. São coerentes. Os estados normal e excitado estão relacionados à configuração que os elétrons ocupam em uma determinada situação. Em nada tem a ver com a identidade do núcleo atômico.
6. a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$   
b) 2 8 18 18 7
7. a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$   
b) 2 8 14 2
8. a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$ , 3 elétrons de valência  
b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$  - 3 elétrons de valência  
c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$  - 1 elétron de valência  
d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$  - 4 elétrons de valência  
e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$  - 7 elétrons de valência
9. D
10. a) são átomos que possuem carga elétrica, formados por ganho ou perda de elétrons em relação à sua configuração eletrônica fundamental  
b) tende a formar um íon negativo de carga -2.
11. Z=30, cátion +2
12. 08 e 16
13. B

## 3. Tabela periódica

1. a) atualmente 7 períodos; b) Cl cloro; c) no 4º período da tabela;  
2. 3 camadas eletrônicas  
3. Atualmente crescente de número atômico  
4. A 5. B 6. B 7. C 8. B  
9. VFVF;  
10. D 11. D

## 4. Ligação Química I

1. B 2. D  
3. 8 elétrons para cada um  
4. A 5. B  
6. a) cede 1 elétron; b) cátion; c) são átomos que possuem elétrons a mais do que a sua configuração eletrônica fundamental, ou seja, são espécies com carga negativa; d) 7 elétrons na camada de valência, quando no estado fundamental.  
7. a) maior eletronegatividade, F e menor eletronegatividade, Cs; b) Ligação iônica  
8. a)  $K_2S$ ; b) Cäs; c) RbBr; d)  $CaF_2$   
9. D 10. C

## 5. Ligação Química II

1. E; 2. B; 3. D; 4. A; 5. E; 6. E; 7. B

## 6. Número de Oxidação NOX

1. B; 2. E; 3. B; 4. C; 5. B; 6. C;
- 
7. D; 8. D; 9. C; 10. A; 11. C; 12. A

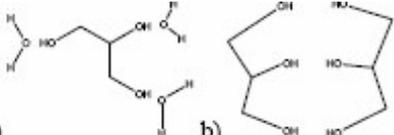
## 7. Polaridade de ligações e de moléculas

1. a) embora as ligações carbono-oxigênio sejam polares, dada a geometria linear entre os átomos de carbono e oxigênio, a molécula adquire um caráter apolar.  
b)  $O=C=O$   
2. C; 3. B; 4. E; 5. A; 6. C;  
7. D; 8. A; 9. C; 10. E; 11. E

## 8. Geometria molecular

1. angular, linear, linear, linear  
2. piramidal, trigonal planar, trigonal planar  
3. tetraédrica  
4. a) tetraédrica b) linear c) tetraédrica d) tetraédrica e) trigonal planar  
5. I – tetraédrica,  $CH_4$ ; II – piramidal,  $:PH_3$   
6. E; 7. A; 8. VVFVVV; 9. C; 10. D; 11. C

## 9. Forças intermoleculares

1. 
2. Existência de ligação de hidrogênio entre as moléculas de água  
3. C; 4. A; 5. A; 6. E; 7. B; 8. B; 9. D; 10. A

## 10. Funções Inorgânicas

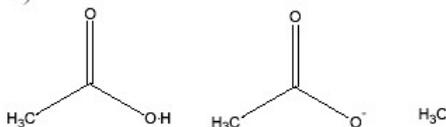
1. a) grupo de substâncias com propriedades afins  
b) Segundo a definição de Arrhenius, uma substância ácida é aquela que, por interações polares com a molécula de água é capaz de ceder um próton,  $H^+$  resultando no íon hidroxônio,  $H_3O^+$   
c)  $Cl^-$  e  $H_3O^+$ , ou de modo simplificado,  $Cl^-$  e  $H^+$   
d) ácidos que possuem átomos de oxigênio em sua estrutura molecular  
e) ácidos que não possuem átomos de oxigênio em sua estrutura
2. a)  $HF + H_2O \rightarrow F^-_{(aq)} + H_3O^+$   
b)  $HI + H_2O \rightarrow I^-_{(aq)} + H_3O^+$   
c)  $HCN + H_2O \rightarrow CN^-_{(aq)} + H_3O^+$   
d)  $H_2S + H_2O \rightarrow S^{2-}_{(aq)} + 2 H_3O^+$   
e)  $H_3PO_4 + H_2O \rightarrow PO_4^{3-}_{(aq)} + 3 H_3O^+$   
f)  $H_3PO_3 + H_2O \rightarrow HPO_3^{2-}_{(aq)} + 2 H_3O^+$   
g)  $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-}_{(aq)} + 2 H_3O^+$   
h)  $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^-_{(aq)} + H_3O^+$
3. Por interações polares com água, ligações de hidrogênio, o ácido sulfúrico pode ser ionizado dando origem à íons.  
 $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-}_{(aq)} + 2 H_3O^+$
4. a) as partículas que constituem o NaCl sólido estão aprisionadas em um retículo cristalino não sendo capazes de transportar cargas elétricas.  
b) No estado líquido há apenas interações do tipo dipolo-dipolo permanente entre as moléculas de HCl. Estes dipolos não são suficiente intensos para que a molécula de HCl seja efetivamente ionizada.  
c) Em solução aquosa o retículo cristalino do NaCl sólido é rompido, dando mobilidade aos íons positivos e negativos e o HCl é ionizado por interações do tipo ligação de hidrogênio com as moléculas de água.
5. a) ácido fluorídrico; b) ácido sulfídrico; c) ácido cianídrico;  
d) ácido bromídrico; e) ácido iodídrico; f) ácido fosfórico;  
g) ácido fosforoso; h) ácido hipofosforoso
6. a)  $H_3PO_4$ ; b) HBr; c)  $H_2S$ ; d)  $HNO_3$ ; e) ácido nítrico;  
f) ácido carbônico; g) ácido sulfúrico; h) ácido fosfórico  
7. B; 8. D;  
9. Apenas 1. Somente é ionizável o átomo de hidrogênio com maior deficiência de carga, ou seja, aquele ligado a elementos significativamente eletronegativos.  
10. C; 11. E; 12. C; 13. E; 14. E; 15. B; 16. A

## 11. Ácidos mais comuns do cotidiano

1.

a) vinagre

b)



2. E; 3. FFFVF; 4. A; 5. C

## 12. Bases e indicadores

1. a) hidróxidos; b) MOH e M(OH)<sub>2</sub>; c) M(OH)<sub>2</sub> e M(OH)<sub>4</sub>  
 2. B; 3. B; 4. D; 5. B; 6. C; 7. B; 8. E

## 13. Sais e óxidos

1. a) sulfato de alumínio e hipoclorito de sódio  
 b) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> e NaClO; c) cloro, Cl<sub>2</sub>  
 d) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> + 3OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> → 2 Al(OH)<sub>3</sub> + 3 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>  
 2. 40; 3. A;  
 4. a) CaO + 2H<sup>+</sup> → Ca<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>O; b) para corrigir a acidez do solo.  
 5. CaO + 2H<sup>+</sup> → Ca<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>O  
 6. a) óxido ácido; b) -1; c) covalente; d) monóxido de dinitrogênio  
 7. a) K<sub>2</sub>O<sub>(s)</sub> + H<sub>2</sub>O → 2 K<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + 2 OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>  
 SO<sub>3(g)</sub> + H<sub>2</sub>O → 2H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>  
 b) OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> + H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> → H<sub>2</sub>O

## 14. Química orgânica

1. A; 2. D; 3. D; 4. E; 5. E;  
 6. V F F;  
 7. C

## 15. Cadeias carbônicas

1. E; 2. E; 3. E; 4. E; 5. C; 6. C; 7. C; 8. B

## 16. Hidrocarbonetos

1. destilação fracionada;  
 2. A; 3. C; 4. C; 5. C; 6. A; 7. E

## 17. Nomenclatura orgânica I

1. D; 2. E; 3. C; 4. C; 5. A; 6. D; 7. A; 8. E;  
 9. A

## 18. Nomenclatura orgânica II

1. E; 2. E; 3. D; 4. E

## 19. Compostos aromáticos

1. B; 2. A;  
 3. VVF;  
 4. A; 5. A; 6. A; 7. D; 8. A; 9. A

## 20. Funções orgânicas oxigenadas I

1. C; 2. C; 3. B; 4. D;  
 5. a) álcool e aldeído; b) propenal  
 6. B; 7. B; 8. E;

## GABARITO: FRENTE DOIS

### 1. Substâncias e elementos

1. 13 2. oxigênio e hidrogênio; 3 13, 13, 14 / 15,15,31; 4.D  
 5. são espécies formadas por agrupamento de átomos. A água pura é uma substância que em estas espécies são moléculas de apenas um tipo – H<sub>2</sub>O.  
 6.A  
 7. substâncias são formadas por apenas um tipo de elemento químico e as compostas são formadas por mais de um tipo de elemento químico  
 8. a) simples; b) composta; c) simples; d) composta; e) composta  
 9.C 10.A  
 11. água (H<sub>2</sub>O) e gás carbônico (CO<sub>2</sub>)  
 12.B  
 13. a) O<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O; b) o estudante pensou que os peixes respiravam o oxigênio que está contido na molécula de água, quando na verdade respiram moléculas do gás oxigênio O<sub>2</sub> dissolvido na água.  
 14.D 15.E 16.D 17.D 18.E

### 2. Misturas

1. É qualquer sistema formado por duas ou mais substâncias  
 2. Misturas homogêneas apresentam as mesmas propriedades em toda a sua extensão, ou seja, possuem apenas uma fase. Outra característica é o fato de não ser possível separar misturas homogêneas por métodos físicos (filtração, centrifugação, decantação, por exemplo). Cabe ressaltar que métodos físico-químicos, como a evaporação, por exemplo, podem separar uma mistura homogênea.  
 3. Misturas heterogêneas são anisotrópicas, ou seja, apresentam propriedades diferentes ao longo da sua extensão, possuindo mais de uma fase. Outra característica é o fato de ser possível separar misturas heterogêneas por processos físicos.  
 4.D 5.C 6.C  
 7. 01 e 02  
 8. a) O<sub>2</sub>; b) o constituinte em maior quantidade é o gás nitrogênio, N<sub>2</sub> presente em 78% no ar atmosférico; c) carbono  
 9.C  
 10. FFFVVVF  
 11.A  
 12. 4 componentes  
 13.C 14.C 15.D 16.D

### 3. Transformações da matéria e mudanças de estado

1. a) em uma reação química há a formação de novas substâncias que não pertenciam à mistura inicial; b) água + sal e gasolina + álcool são misturas enquanto que a queima do carvão C + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> e a formação de hidróxido de alumínio durante o processo de floculação da água Al<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub> + OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> → Al(OH)<sub>3(s)</sub> são exemplos de reações químicas.  
 2.E 3.D 4.C 5.E  
 6. VFFVV  
 7. a) 10 a 20 °C; b) 20 a 40 °C; c) 40 °C  
 8.D 9.B 10.C 11.C 12.E  
 13. i) Ta e Tb = 100 oC, em ambos a água atingiu a ebulição;  
 ii) béquer B, pois levou maior tempo para atingir a ebulição;  
 iii) 3. 300 g;  
 iv) béquer B, pois é o que possui maior quantidade de água.  
 14. Líquido, gás, líquido, líquido, gás

### 4. Separação de misturas homogêneas e heterogêneas

1.B 2.D; 3.E;  
 4.Ordem: oxigênio, argônio e nitrogênio.  
 5.B 6.A 7.B 8. 9. 10. 11..  
 12. 13.

## 5. Leis quantitativas da química – Lei de Lavoisier

1. Não há violação da lei da conservação da massa. Na formação da ferrugem há incorporação de átomos de do gás oxigênio do ar ao ferro. Na combustão, não se esqueça que há formação de gás carbônico.  
 2. 84g; 3. 52 g; 4.  $\alpha = 58g$ ;  $\beta = 200g$ ;  $\delta = 290g$ ;  
 5.D; 6.C; 7.B; 8.A; 9.D; 10.D.

## 6. Leis quantitativas da química I

1. Lei de Proust. As transformações químicas acontecem mantendo sempre a mesma proporção, independente das quantidades iniciais dos reagentes  
 2. a)  $3,66 / 1 = 32,94 / 9$ ; b) carbono, 27,32% e oxigênio, 72,68%  
 3. Considere as massas do que não reagem em seus cálculos  
 4. B; 5. B; 6. C; 7. B.

## 7. Leis quantitativas da química II

1. 148g 2.  $x = 58,5g$ ;  $y = 71,0g$ ;  $z = 117g$   $t = 36g$   
 3. 1920g; 4. E  
 5. 2,84g de cloreto de cálcio e 25,56g de excesso de gás cloro  
 6. A

## 8. Mol

1. a) 14 g/mol; b) 1 g/mol; c) 9 g/mol; d) 31 g/mol; e) 29 g/mol;  
 f) 238 g/mol  
 2. a) 16 g/mol; b) 78 g/mol; c) 141 g/mol; d) 17 g/mol;  
 e) 292 g/mol; f) 180 g/mol  
 3. a) 196 g; b) 1,2 g; c) 80 g; d) 8,5 g; e) 460 g  
 4. a) 2,5 mol; b) 2,0 mol; c) 135 g; d)  $12 \cdot 10^{23}$  moléculas; e)  $2 \cdot 10^{23}$  g;  
 f)  $3 \cdot 10^{22}$  g; g) 5 mol; h)  $10,71 \cdot 10^{23}$  átomos; i)  $42 \cdot 10^{23}$  átomos;  
 k) 322 g/mol; l) 0,2 mol; m) 0,5 mol, 11,5 g; n)  $4 \cdot 10^{23}$ ; o) 147 g;  
 p)  $3 \cdot 10^{22}$  átomos; q)  $18 \cdot 10^{23}$  átomos; r)  $72 \cdot 10^{23}$  átomos  
 s)  $12 \cdot 10^{23}$  átomos de carbono e  $24 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrogênio;  
 t)  $2,5 \cdot 10^{23}$  átomos; u) 4 mol; v) 22,4 L; x) 67,2 L;  
 y)  $O_3$ : 224, L. sulfato de sódio é sólido;  
 z)  $72 \cdot 10^{23}$  átomos de carbono,  $144 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrogênio,  
 $72 \cdot 10^{23}$  átomos de oxigênio  
 aa)  $60 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrogênio  
 ab) supondo que a água esteja no estado gasoso: 67,2 L, 54 g,  $18 \cdot 10^{23}$  moléculas  
 ac) 248 g, 8 mol, não é possível determinar o volume molar pois o fósforo é uma elemento sólido.

## 9. Cálculo estequiométrico I

1.  $C_{10}H_{14}N_2$ ; 2.a)  $C_3H_8O$ ; b)  $CH_3CH_2-O-CH_3$  3. C;  
 4. a)  $NO_2$ ; b)  $2 N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 N_2O_{(g)}$   
 5. Não. O teor de carbono deveria ser de 60%  
 6. D; 7. D; 8. C; 9. B; 10. B

## 10. Balanceamento das equações químicas

1. a) 3 2 1 6; b) 1 1 1 2; c) 2 3 1 6; d) 1 2 2 1 1; e) 1 2 1 1  
 2. a)  $2 KBrO_3 \rightarrow 2 KBr + 3 O_2$   
 b) Não é verdadeira. O pão é composto também por carboidratos e gordura, além do sal que em última instância são matéria. Qualquer tipo de matéria é composto por átomos de elementos químicos.  
 3.  $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$   
 4. B; 5. E; 6. A; 7. D; 8. C; 9. A; 10. D;  
 11. B; 12. A; 13. E; 14. A; 15. E; 16. A; 17. D

## 11. Cálculo estequiométrico II

1. E; 2. 201,6 mL de gás hidrogênio; 3. 67,2 L  
 4. C; 5. A; 6. A; 7. A; 8. C; 9. E  
 10. B 11. C; 12. E;  
 13 a)  $NH_4NO_{3(s)} \rightarrow N_2O_{(g)} + 2 H_2O_{(v)}$   
 b) 1600 g de nitrato de amônio  
 14. C;  
 15. a) 130g  
 b)  $K_2O + H_2O \rightarrow 2 KOH$   
 $Na_2O + H_2O \rightarrow 2 NaOH$

16. D; 17. 74 kg; 18. 40 kg

## 12. Excesso de reagentes

- 1 a)  $3 NO_2 + H_2O \rightarrow 2 HNO_3 + NO$ ; b) 12,6 g  
 2. E; 3. C; 4. D; 5. B; 6. D; 7. A;  
 8. D; 9. D; 10. C; 11. 1,33 mol

## 13. Pureza e rendimento

1. D; 2. C; 3. D; 4. C; 5. D; 6. B  
 7. C 8. a) 7,9 g; b) rendimento de 80%  
 9. A; 10. 816 t; 11. E; 12. D; 13. C; 14. VVVVVV

## 14. Estado gasoso, teoria cinética e variáveis de estado

1. a) 10 atm; b) 2 atm; c) 0,5 atm; d) 2,5 atm  
 2. a) 0,15.10-3 L; b) 0,05.10-3 L c) 40.10-3 L d) 25.10-3 L  
 3 a) 546 K; b) 273 K; c) 1000K; d) 0 K;  
 4. a) - 273 oC; b) - 173 oC; c) 27 oC; d) 0 oC  
 5. VVVV; 6. E; 7. B; 8. C; 9. C; 10. FVVV  
 11. a) 2,25 L; b) 3,33 atm; c) 6,66 L  
 12. D; 13. B; 14. C; 15. D; 16. não se altera, 30 L

## 15. Equação de Clapeyron

1. E; 2. C; 3. Q175 VFVV; 4. 8 atm  
 5. D; 6. Q178 A; 7. E; 8. C 9. B;  
 10. 73,8 g/mol; 11. B; 12. E; 13. A; 14. C;  
 15. B; 16. D; 17. E 18. D  
 19. a)  $XCO_2 = 0,187$   $XCH_4 = 0,312$   $XO_2 = 0,50$   
 b) 0,4 atm; c)  $pCO_2 = 0,074$  atm  $pCH_4 = 0,124$  atm  $pO_2 = 0,2$  atm

## 16. Atmosfera

1. E; 2. VFFVF; 3. C; 4. E; 5. C; 6. A  
 7. B; 8. C; 9. C; 10. B; 11. D

## 17. Minerais e suas ligas

1. a) a reação libera calor, exotérmica. óxido de ferro III; b) 36 L  
 2. FVVFVV; 3. E; 4. A; 5. E; 6. E; 7. D;  
 8. A; 9. A; 10. B; 11. E; 12. B; 13. 321 kg;  
 14. D; 15. E

## 18. Termoquímica

1. B; 2. FFFVF; 3. B  
 4. a) evaporação e condensação  
 b) no ponto onde há menor incidência de energia térmica, ou seja, ocorre a condensação sob a pedra central  
 c) A energia provém da luz solar. A evaporação absorve energia.  
 5. B; 6. C; 7. C; 8. A; 9. B; 10. FVVFVV  
 11. B; 12. B; 13. E; 14. A; 15. A

## 19. Equação termoquímica

1. E; 2. A; 3. A; 4. C; 5. E; 6. B  
 7. A; 8. B; 10. B; 11. C

## 20. Entalpia de combustão

1. E; 2. C; 3. E; 4. VVVFVF; 5. E  
 6. VFVVV; 7. D; 8. A; 9. E; 10. C; 11. C

## A TABELA PERIÓDICA

---

Trata-se de um modelo que agrupa os elementos químicos conhecidos e algumas de suas propriedades; eles estão organizados em ordem crescente de “números atômicos” (o número de prótons). Atualmente, a tabela periódica conta com 118 elementos químicos (sendo 92 naturais e 26 artificiais). Cada quadro da tabela especifica o nome do elemento químico, seu símbolo e seu número atômico.



# QUÍMICA

## Parte II

## ÍNDICE DE QUÍMICA - PARTE II (FRENTES UM E DOIS)

### Principais funções orgânicas (tabela)

#### Frente Um

##### 21. Aromáticos

##### 22. Funções Oxigenadas

Álcoois

Fenóis

Aldeídos

Cetonas

Ácidos carboxílicos

Ésteres orgânicos

Éteres

Haletos orgânicos

Haletos de ácido ou haletos de acila

##### 23. Funções Nitrogenadas

Aminas

Amidas

Nitrocomposto

Nitrilas

Função mista

##### 24. Propriedades Físico-Químicas de Compostos Orgânicos

Ponto de Ebulição

Solubilidade

##### 25. Isomeria

Introdução

Isomeria Plana

Isomeria Espacial /Geométrica

Isomeria Espacial / Óptica

##### 26. Reações

Reações de Substituição em Alcanos

Reações de Substituição em Aromáticos

Reações de Adição

Reações de Oxidação

Oxidação de Ligações Duplas

Álcoois

Introdução

Reações Envolvendo Álcoois

Reações de Ácidos Carboxílicos e Ésteres

Ésteres

Efeito Detergente

Óleos e Gorduras

Reações

Polímeros

Classificação dos Polímeros

As Reações de Polimerização

Reações de Condensação

# Índice de Química - Parte II (cont.)

## Frente Dois

### 21. Energia de Ligação

Lei de Hess

### 22. Soluções

Classificação das Soluções

Curvas de Solubilidade

Concentração das Soluções

Título e Molalidade

Diluição e Titulação

### 23. Cinética Química

Teoria das Colisões e Energia de Ativação

Fatores que Influem na Velocidade das Reações

Lei de Ação das Massas e Etapa Lenta

### 24. Equilíbrios Químicos

Gráficos de Equilíbrio

Exercícios

$K_p$  em termos de Pressão

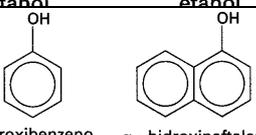
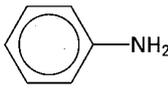
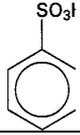
Deslocamento de Equilíbrio

Equilíbrio Iônico e Efeito do Íon Comum/ pH e pOH

### 25. Eletroquímica: Elétrons em Movimento

## Respostas dos Exercícios

## PRINCIPAIS FUNÇÕES ORGÂNICAS

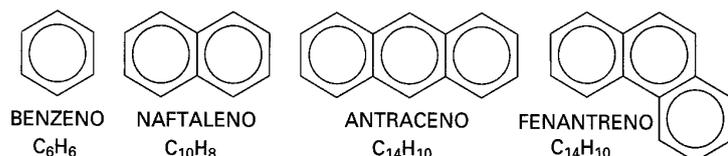
Função	Grupo Funcional	Exemplos
Hidrocarboneto	C, H	$\text{CH}_4$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{HC}\equiv</math></span> <del>metano</del> <span style="margin-left: 100px;"><del>etino</del></span>
Álcool	$\begin{array}{c}   \\ -\text{C}-\text{C} \\   \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2</math></span> <del>metanol</del> <span style="margin-left: 100px;"><del>etanol</del></span>
Fenol	C—OH aromático	 hidroxibenzeno (fenol comum) <span style="margin-left: 50px;"><math>\alpha</math> - hidroxinaftaleno</span>
Aldeído	$\begin{array}{c} \text{C}=\text{C} \\   \quad   \\ \text{L} \quad \text{L} \\ \text{carbono} \\ \text{primário} \end{array}$	$\text{H}-\text{C}=\text{O}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{C}</math></span> $\quad \quad \quad  $ <span style="margin-left: 100px;"><math>\quad \quad \quad  </math></span> $\quad \quad \quad \text{H}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\quad \quad \quad \text{H}</math></span>
Cetona	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}- \\   \end{array}$ carbono secundário	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}-\text{H}</math></span>
Ácido carboxílico	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}</math></span>
Éster	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}-\text{O}- \\   \end{array}$	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}-\text{CH}_3$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}-\text{H}</math></span> $\quad \quad \quad  $ <span style="margin-left: 100px;"><math>\quad \quad \quad  </math></span> $\quad \quad \quad \text{H}_2$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\quad \quad \quad \text{H}_2</math></span>
Éter	— O —	$\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3</math></span> metoxi-metano <span style="margin-left: 100px;">metoxi-etano</span>
Haleto orgânico	— X (F, Cl, Br, I)	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{Cl}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{Br}</math></span>
Haleto de ácido	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}-\text{X} \end{array}$	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{Cl}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{Br}</math></span> cloreto de metanoila <span style="margin-left: 100px;">brometo de</span>
Amina	$-\text{NH}_2$ primária $-\text{NH}-$ secundária $-\text{N}-$ terciária	$\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$ <span style="margin-left: 100px;"></span> metilamina <span style="margin-left: 100px;">fenilamina</span> $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}-\text{CH}_3$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3</math></span> dimetilamina <span style="margin-left: 100px;">metiletilamina</span> $\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{CH}_3)_2$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3</math></span>
Amida	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}_2$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3</math></span>
Nitrocomposto	— NO <sub>2</sub>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{NO}_2$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{NO}_2)-\text{CH}_3</math></span>
Nitrila	— CN	$\text{H}_3\text{C}-\text{CN}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CN}</math></span> acetona nitrila <span style="margin-left: 100px;">propionitrila</span>
Ácido sulfônico	— SO <sub>3</sub> H	$\text{H}_3\text{C}-\text{SO}_3\text{H}$ <span style="margin-left: 100px;"></span> ác. metano-sulfônico
Composto de Grignard	— MgX	$\text{H}_3\text{C}-\text{Mg}-\text{Cl}$ <span style="margin-left: 100px;"><math>\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{Mg}-\text{Br}</math></span> cloreto de metil-magnésio <span style="margin-left: 100px;">brometo de etil-magnésio</span>

## FRENTE UM

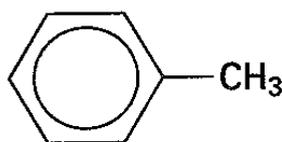
## 21. AROMÁTICOS

Os compostos aromáticos são hidrocarbonetos que apresentam pelo menos um anel benzênico em sua estrutura. Eles recebem uma nomenclatura particular que não segue nenhuma regra das utilizadas nos outros hidrocarbonetos, também não há uma fórmula geral que sirva para todos os aromáticos.

Os principais hidrocarbonetos aromáticos não ramificados são:

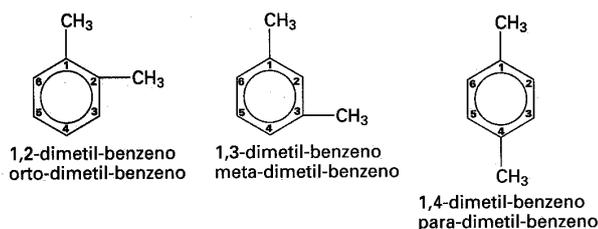


Para os aromáticos, quando a cadeia principal apresentar apenas um anel benzênico, ela será denominada benzeno e pode conter um ou mais radicais.

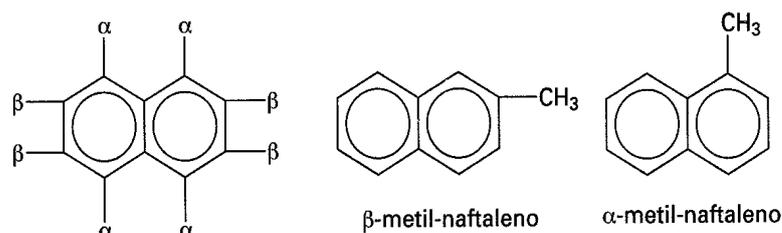


metil-benzeno (tolueno)

No caso de existirem dois ou mais radicais, haverá apenas três posições possíveis: 1 e 2, 1 e 3 ou 1 e 4, que podem ser substituídos respectivamente por: orto (o), meta (m) e para (p). Veja os exemplos:



Para o caso específico do naftaleno (dois anéis benzênicos juntos), quando há um radical, ele pode ocupar apenas duas posições diferentes:  $\alpha$  e  $\beta$ . Veja na figura onde elas se localizam:



Há compostos, no entanto, que possuem uma nomenclatura usual, ou vulgar, e bastante utilizada tanto na ciência como nos exames e concursos:

Composto	IUPAC	Vulgar
$CH_4$	Metano	gasolixo, gás dos pântanos, biogás
$H_2C=CH_2$	eteno	etileno
$HC\equiv CH$	etino	acetileno
	metil-propano	isobutano
	1,3-butadieno	eritreno
	2-metil-1,3-butadieno	isopreno
	metil-benzeno	tolueno

Devemos destacar o fato de os hidrocarbonetos aromáticos não ramificados serem todos insolúveis em água, sendo policíclicos (naftaleno por exemplo) ou não (benzeno).

## 22. FUNÇÕES OXIGENADAS

### ÁLCOOIS

Os álcoois são compostos que apresentam o grupo hidroxila (-OH) ligado ao carbono saturado e possuem, no máximo, uma hidroxila por carbono. Quando a hidroxila estiver ligada a um carbono que tenha uma ligação dupla com outro carbono, não é um álcool, é um enol, que é uma outra função.

O prefixo no nome do composto muda de acordo com a quantidade de hidroxilas que ele possui. No caso de ter apenas uma hidroxila seu nome é monoálcool; se tiver duas, diálcool e três ou mais, poliálcool. As regras para nomear os álcoois são as mesmas estabelecidas para os hidrocarbonetos, a diferença está no sufixo, por exemplo:

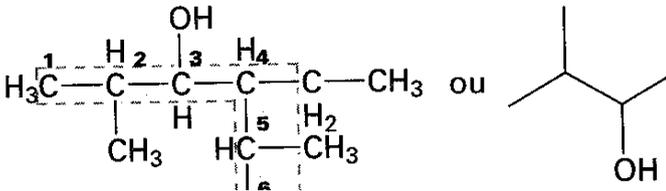


Quando um álcool alifático apresentar mais de dois átomos de carbono, é necessário indicar a posição do OH, numerando os carbonos a partir da extremidade mais próxima do que contém a hidroxila (OH). Já, no caso dos álcoois insaturados e/ou ramificados, devemos indicar a posição da hidroxila, da insaturação e das ramificações, sendo que a ordem de prioridade para a numeração é:

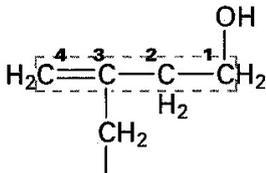
FUNÇÃO > INSATURAÇÃO > RADICAL

O grupo funcional e a insaturação devem fazer parte da cadeia principal.

**Exemplos:**

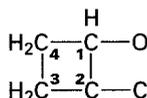


cadeia principal: 3-hexanol  
radicais: metil, metil, etil  
posições: 2, 5 e 4  
nome: 4-etil-2,5-dimetil-3-hexanol



cadeia principal: 3-butadieno-1-ol  
radical: etil  
posição: 3  
nome dos composto: 3-etil-3-buteno-1-ol

Em álcoois cíclicos, a numeração deve ser feita a partir do carbono que contém a hidroxila.



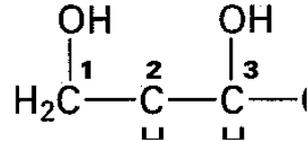
cadeia principal: 1-ciclobutanol

radical: metil

posição: 2

nome do composto: 2-metil-1-ciclobutanol, ou simplesmente 2- metil-ciclobutanol

No caso dos poliálcoois, as posições das hidroxilas são representadas pelos menores números possíveis. As quantidades de OH são indicadas pelos sufixos diol, triol, etc.

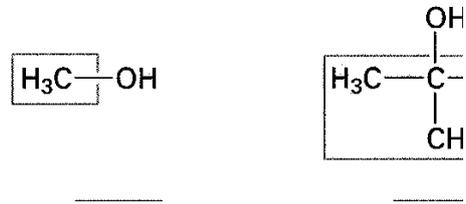


nome do composto: 1,3-butanodiol

Os álcoois possuem, além da nomenclatura oficial, a vulgar. Neste caso, usa-se o nome do radical ao qual está ligado o grupo OH, utilizando o seguinte esquema:

ÁLCOOL    RADICAL    ICO

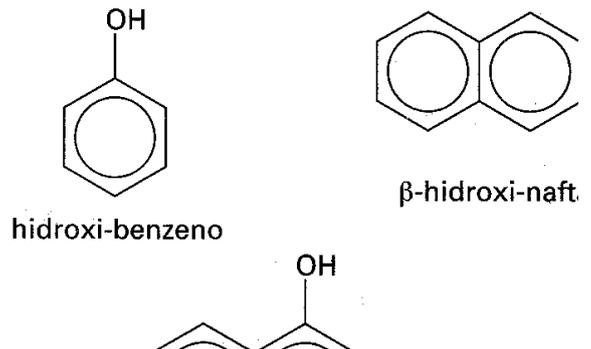
Vejam os dois exemplos:



### FENÓIS

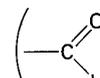
Fenóis são compostos que apresentam o grupo hidroxila (-OH), ligado diretamente a um carbono aromático. Sua nomenclatura oficial é hidroxi, seguida do nome do hidrocarboneto. Caso existam ramificações, é necessário indicar suas posições de modo a se obter os menores valores possíveis (como sempre).

O hidroxibenzeno é o fenol mais simples, conhecido como fenol, fenol comum ou ácido fênico.



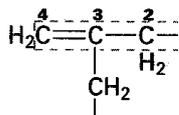
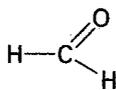
### ALDEÍDOS

Os aldeídos contêm o grupo carbonila em carbono primário (ponta da cadeia). O grupo funcional é:



As regras para sua nomenclatura oficial são as mesmas já conhecidas para os hidrocarbonetos, a diferença está no sufixo:

ALDEÍDO → sufixo AL. No caso dos aldeídos ramificados e/ou insaturados, seguem as regras já vistas, como o grupo funcional está sempre na extremidade, o carbono dele será o número 1 e a posição não precisa ser indicada. Se existirem dois grupos de aldeídos, devemos utilizar dial.



cadeia principal: 3-butenal

radical: etil

posição: 3

nome: 3-etil-3-butenal

## CETONAS

As cetonas também são do grupo carbonila, porém o carbono do grupo, deve ser secundário. O sufixo utilizado, neste caso, é ONA, quando a numeração do composto for necessária, deve ser iniciada da extremidade mais próxima da carbonila. Caso a cetona esteja ramificada e/ou insaturada seguem as regras vistas anteriormente.

## EXERCÍCIOS

1. (ESA) O composto  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$  é um:

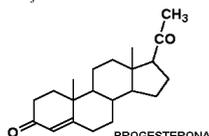
- álcool.
- éter.
- cetona.
- éster.
- ácido.

2. (ANGLO) Dê o nome dos éteres utilizando oxi-

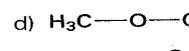
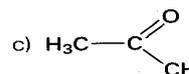
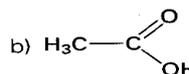
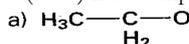
- éter etílico.
- éter metil propílico.
- éter etilbutílico.
- éter metiletílico.

3. (Unirio 2004) Uma recente pesquisa da Universidade da Califórnia publicada no "Journal of the American Medical Association" relacionou a terapia de reposição hormonal pós-menopausa ao aumento do risco de desenvolvimento de câncer de mama, pois os hormônios alteram as características dos tumores e atrasam, assim, o diagnóstico da doença. Há dois tipos distintos de hormônios sexuais femininos, sendo um deles a Progesterona, cuja estrutura apresenta um grupo funcional correspondente à função:

- ácido carboxílico
- cetona
- aldeído
- éster
- álcool



4. (PUC) Dos compostos abaixo, qual pertence ao grupo dos aldeídos?



5. (ENG. ITAJUBÁ) Dar a fórmula estrutural do grupo funcional que caracteriza:

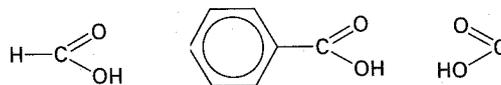
- álcool.
- ácido orgânico.
- cetona.
- éster.

6. (ESA) O composto  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$  é um:

- álcool.
- éter.
- cetona.
- éster.
- ácido.

## ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Os ácidos carboxílicos apresentam em sua estrutura o grupo funcional carboxila. Sua nomenclatura segue as mesmas regras já vistas, utilizando, porém, o sufixo (terminação) ÓICO e com a precedência do nome ácido. Caso haja ramificações e/ou insaturações, as regras permanecem.



## ÉSTERES ORGÂNICOS

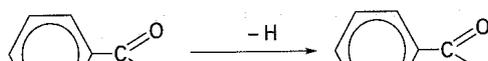
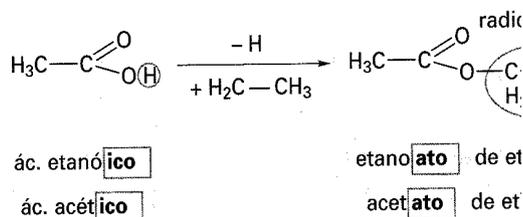
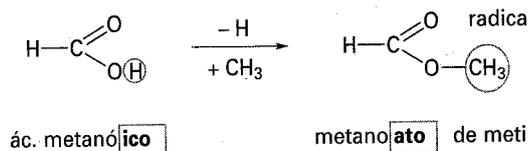
No caso dos ésteres orgânicos, podemos considerar que se originam da substituição do hidrogênio do grupo OH de um ácido carboxílico por um radical orgânico R, veja:



Sua nomenclatura oficial pode ser obtida com a utilização do seguinte modelo:



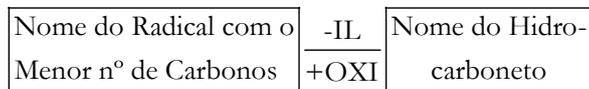
Para ficar com o conceito mais claro, observe os exemplos:



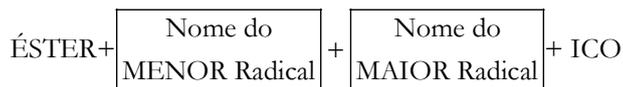
## ÉTERES

Os éteres possuem um átomo de oxigênio, ligado a dois radicais orgânicos (R — O — R').

### NOMENCLATURA OFICIAL



### NOMENCLATURA USUAL

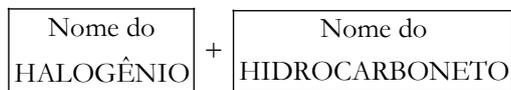


Exemplos:

	$\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$
Oficial	Metoxi-metano	Etoxi-etano
Usual	Éter dimetílico	Éter dietílico
	Éter metílico	Éter etílico
	Dimetil-éter	Dietil-éter

## HALETOS ORGÂNICOS

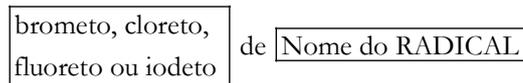
Os haletos orgânicos são compostos que apresentam pelo menos um halogênio (F, Cl, Br, I) ligado a um radical chamado de hidrocarboneto. Sua nomenclatura dá-se da seguinte forma:



Se na cadeia existir uma insaturação e/ou ramificação, elas terão prioridade sobre os halogênios.

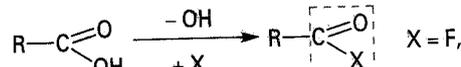
INSATURACÃO > RADICAL > HALOGÊNIO

No caso da nomenclatura usual dos derivados halogenados, segue o esquema:



## HALETOS DE ÁCIDO OU HALETOS DE ACILA

Os haletos de ácido são gerados a partir da substituição da hidroxila (OH) presente no ácido carboxílico por um átomo de halogênio.



## EXERCÍCIOS

1. (Ufla 2003) O butirato de etila, largamente utilizado na indústria, é a molécula que confere sabor de abacaxi a balas, pudins, gelatinas, bolos e outros. Esse composto é classificado como:

- álcool.
- éster.
- aldeído.
- ácido.
- cetona.

2. (Unisep) Dê a fórmula estrutural dos ácidos carboxílicos:

- ácido metanóico (fórmico).
- ácido etanóico (acético).
- ácido etanodióico (oxálico).
- ácido butenodióico.
- ácido benzóico.

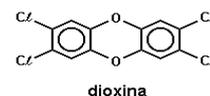
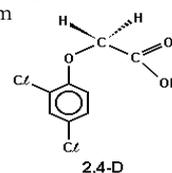
3. (Unisep) Dê as fórmulas dos ésteres:

- formiato de metila.
- formiato de etila.
- formiato de vinila.
- acetato de metila.
- acetato de etila.

4. (Unesp 2004) Durante a guerra do Vietnã (década de 60 do século passado), foi usado um composto chamado agente laranja (ou 2,4-D) que, atuando como desfolhante das árvores, impedia que os soldados vietnamitas (os vietcongues) se ocultassem nas florestas durante os ataques dos bombardeiros. Esse material continha uma impureza, resultante do processo de sua fabricação, altamente cancerígena, chamada dioxina. As fórmulas estruturais para estes compostos são apresentadas a seguir.

Esses compostos apresentam em comum as funções:

- amina e ácido carboxílico.
- ácido carboxílico e amida.
- éter e haleto orgânico.
- cetona e aldeído.
- haleto orgânico e amida.



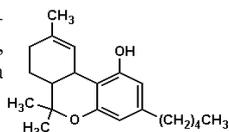
5. (ESA) O composto  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOCH}_2-\text{CH}_3$  é um:

- álcool.
- éter.
- cetona.
- éster.
- ácido.

6. (ESA) O composto  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COOH}$  é um:

- a) álcool.
- b) éter.
- c) cetona.
- d) éster.
- e) ácido

7. (Ufjf 2002) O tetrahydrocannabinol, principal componente da maconha, que causa, entre outros males, a diminuição acentuada do desejo sexual, apresenta a estrutura a seguir.



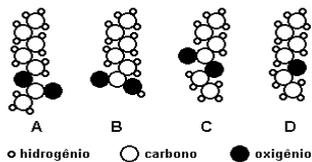
É CORRETO afirmar que, em sua molécula:

- a) está presente apenas um átomo de carbono quaternário.
- b) está presente um grupo funcional éster.
- c) está presente um grupo hidroxila, indicando a presença da função química álcool.
- d) estão presentes átomos de carbono com hibridação  $sp$ .
- e) existe um grupo n-pentil ligado à parte aromática da cadeia.

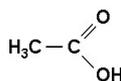
8. (Fuvest 2004) Dentre as estruturas a seguir, duas representam moléculas de substâncias, pertencentes à mesma função orgânica, responsáveis pelo aroma de certas frutas.

Essas estruturas são:

- a) A e B
- b) B e C
- c) B e D
- d) A e C
- e) A e D



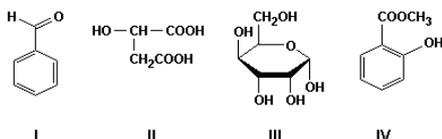
9. (Mackenzie 2002) O nome do ácido carboxílico, presente no vinagre e que tem fórmula representada ao lado é:



- a) etanóico.
- b) metanóico.
- c) butanóico.
- d) metil-propanóico
- e) isopropanóico.

10. (Pucmg 2004) O suco de maçã contém ácido málico. Sabendo que o ácido málico é um ácido carboxílico, assinale a estrutura que pode representar a estrutura do ácido málico.

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV

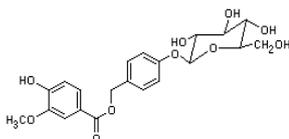


11. (Ufla 2003) O butirato de etila, largamente utilizado na indústria, é a molécula que confere sabor de abacaxi a balas, pudins, gelatinas, bolos e outros. Esse composto é classificado como

- a) álcool.
- b) éster.
- c) aldeído.
- d) ácido.
- e) cetona.

12. (Ufpi 2001) Amburosideo B (Phytochemistry 50, 71-74, 2000), cuja estrutura é dada a seguir, foi isolada de 'Amburana cearensis' (imburana-de-cheiro ou cumaru) na busca pelo princípio ativo responsável pela atividade anti-malária da mesma. Escolha a alternativa que apresenta quatro funções orgânicas presentes no Amburosideo B.

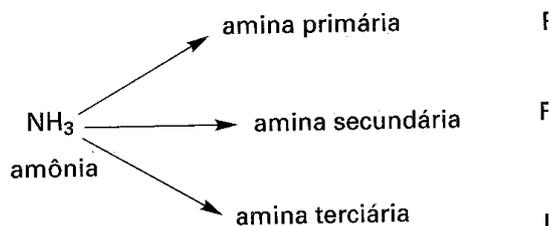
- a) Fenol; Cetona; Ácido carboxílico; Álcool
- b) Cetona; Éter; Éster; Álcool
- c) Cetona; Éter; Ácido carboxílico; Álcool
- d) Fenol; Éter; Éster; Álcool
- e) Fenol; Cetona, Éter; Álcool



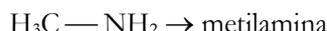
## 23. FUNÇÕES NITROGENADAS

### AMINAS

As aminas são consideradas bases orgânicas e obtidas a partir da substituição de um ou mais hidrogênios da amônia (NH<sub>3</sub>) por radicais. Veja na figura os três tipos de aminas existentes.



Em sua nomenclatura, basta indicar os radicais ligados ao nitrogênio, acrescido da palavra amina.

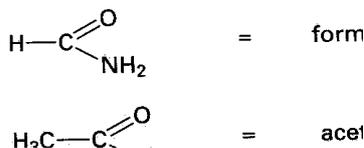


### AMIDAS

A nomenclatura oficial das amidas do tipo  $\text{—C}(=\text{O})\text{NH}$  é feita da seguinte maneira:

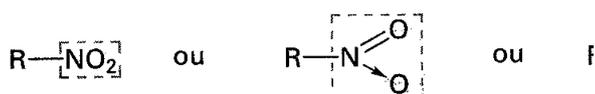


Existem algumas amidas que recebem nomes usuais, tais como:

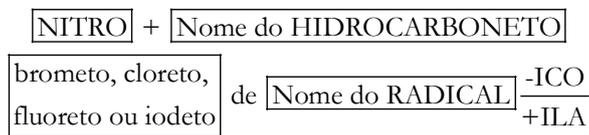


### NITROCOMPOSTO

O grupo funcional nitrocomposto é dado por:

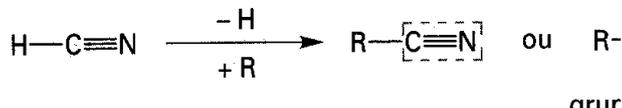


A numeração da cadeia deve ser iniciada a partir da extremidade mais próxima do grupo funcional. A nomenclatura segue as mesmas regras já ditas e o seguinte esquema:



### NITRILAS

São obtidas pela substituição do hidrogênio do gás cianídrico (HCN) por um radical orgânico.



As nomenclaturas utilizadas para caracterizar as nitrilas são:

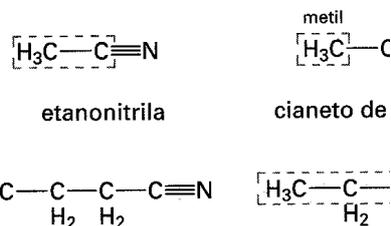
Oficial:



Usual:



Vejam alguns exemplos:

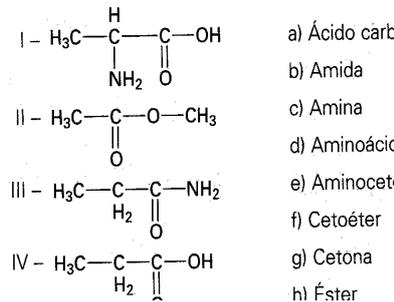


### FUNÇÃO MISTA

Existem compostos orgânicos que possuem mais de uma função dentro da estrutura, como por exemplo os aminoácidos, açúcares, etc.

### EXERCÍCIOS

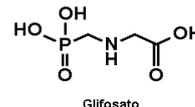
1. (ITA) Associe a cada composto, à esquerda, a sua função química correspondente, escolhida entre as opções dadas à direita:



- |                   |      |      |
|-------------------|------|------|
| a) I-a II-f III-h | IV-i | V-c. |
| b) I-d II-g III-b | IV-a | V-e. |
| c) I-e II-h III-d | IV-g | V-b. |
| d) I-e II-h III-c | IV-i | V-b. |
| e) I-d II-h III-b | IV-a | V-c. |

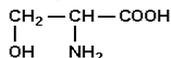
2. (Ufrj 2002) O cultivo de espécies de soja geneticamente modificada (soja transgênica) é um assunto em discussão em nosso país. Entre outros pontos polêmicos, destacam-se: o impacto ambiental, os efeitos de alimentos transgênicos nos seres humanos e os aspectos de dependência tecnológica envolvidos.

A alteração do código genético da soja permite produzir sementes resistentes ao uso de herbicidas utilizados no combate de ervas daninhas. Um dos herbicidas mais utilizados é o chamado glifosato1.



Dê o nome de dois grupos funcionais orgânicos presentes na molécula do glifosato.

3. (Pucmg 2004) Observe com atenção a estrutura a seguir.



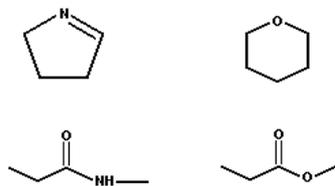
A estrutura dada apresenta as seguintes funções orgânicas, EXCETO:

- a) álcool.
- b) ácido carboxílico.
- c) amida.
- d) amina

4. (Uerj 2005) Observe na ilustração de importantes substâncias de uso industrial.

Em cada uma dessas substâncias, o número de átomos de carbono pode ser representado por x e o número de heteroátomos por y.

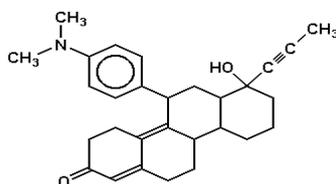
O maior valor da razão x/y é encontrado na substância pertencente à seguinte função química:



- a) éter
- b) éster
- c) amina
- d) amida

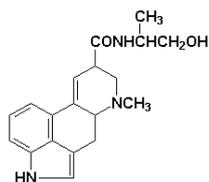
5. (Uff 2004) Em 1988 foi publicada uma pesquisa na França sobre uma substância química denominada "MIFEPRISTONA", cuja estrutura é apresentada abaixo. Essa substância é conhecida como a "pílula do dia seguinte", que bloqueia a ação da progesterona, o hormônio responsável pela manutenção da gravidez.

Com base na estrutura da substância, pode-se observar a presença dos seguintes grupos funcionais:



- a) amida, cetona, fenol
- b) amida, alcino, alceno
- c) amina, alcino, fenol
- d) amina, cetona, álcool
- e) amina, nitrila, álcool

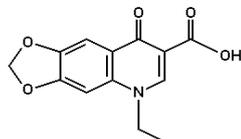
6. (Ufmg 2002) A ergonovina é um alcalóide natural encontrado em alguns fungos parasitas:



Considerando-se a estrutura desse produto, é INCORRETO afirmar que a ergonovina apresenta

- a) um grupo carbonila.
- b) um grupo hidroxila.
- c) dois anéis benzênicos.
- d) dois grupos amina.

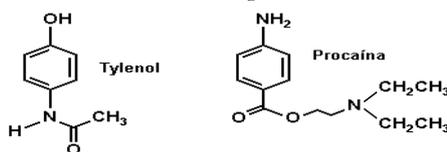
7. (Ufpi 2003) O composto antibacteriano ácido oxalínico é representado pela fórmula estrutural:



e apresenta as seguintes funções:

- a) éster, cetona, amina e éter.
- b) éter, cetona, amina e ácido carboxílico.
- c) éster, amida, amina e ácido carboxílico.
- d) éster, amina, fenol e cetona.
- e) éter, amida, éster e amina.

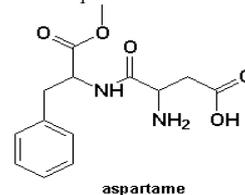
8. (Ufrj 2004) Observe as estruturas a seguir.



Os grupos funcionais presentes nas moléculas de Tylenol (droga analgésica) e procaína (anestésico local) são:

- a) amida, fenol, amina e éster.
- b) álcool, amida, amina e éter.
- c) álcool, amina, haleto, éster.
- d) amida, fenol, amina e ácido carboxílico.
- e) éster, amina, amida e álcool.

9. (Ufscar 2003) O aspartame, estrutura representada a seguir, é uma substância que tem sabor doce ao paladar. Pequenas quantidades dessa substância são suficientes para causar a doçura aos alimentos preparados, já que esta é cerca de duzentas vezes mais doce do que a sacarose.



As funções orgânicas presentes na molécula desse adoçante são, apenas,

- a) éter, amida, amina e cetona.
- b) éter, amida, amina e ácido carboxílico.
- c) aldeído, amida, amina e ácido carboxílico.
- d) éster, amida, amina e cetona.
- e) éster, amida, amina e ácido carboxílico.

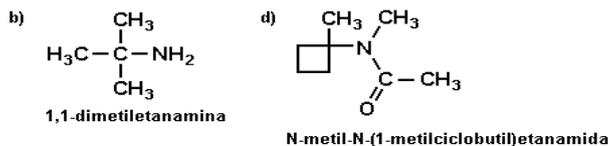
10. (Ufscar 2004) A morfina é um alcalóide que constitui 10% da composição química do ópio, responsável pelos efeitos narcóticos desta droga. A morfina é eficaz contra dores fortes sendo utilizada em pacientes com doenças terminais muito dolorosas.



Algumas das funções orgânicas existentes na estrutura da morfina são

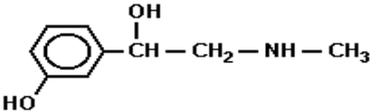
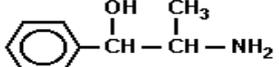
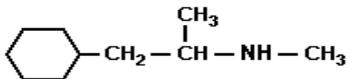
- a) álcool, amida e éster.
- b) álcool, amida e éter.
- c) álcool, aldeído e fenol.
- d) amina, éter e fenol.
- e) amina, aldeído e amida.

11. (Ufu 2005) Muitas aminas têm como característica um odor desagradável. Putrescina e cadaverina são exemplos de aminas que exalam odor de carne em apodrecimento. Dos compostos nitrogenados a seguir, assinale a alternativa que apresenta uma amina terciária.



## Química

12. (Fatec 2003) As três substâncias indicadas a seguir são usadas em remédios para gripe, devido a sua ação como descongestionantes nasais:

	<b>neo-sinefrina</b>
	<b>propadrina</b>
	<b>benzedrex</b>

Essas três substâncias apresentam em comum, em suas estruturas, o grupo funcional

- a) benzeno.
- b) fenol.
- c) álcool.
- d) amida.
- e) amina.

## 24. PROPRIEDADES FÍSICO-QUÍMICAS DE COMPOSTOS ORGÂNICOS

As propriedades físicas dos compostos orgânicos que estudaremos serão: o ponto de ebulição (temperatura de passagem do estado líquido para o estado gasoso) e a solubilidade (gramas de um soluto que podem ser dissolvidas em uma determinada quantidade de solvente “água”).

### PONTO DE EBULIÇÃO

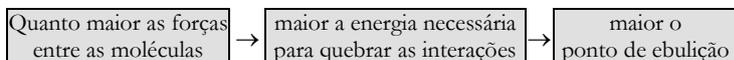
O ponto de ebulição de um composto químico é consequência das forças de interações entre as moléculas (forças intermoleculares) e também do tamanho das moléculas.

### FORÇAS INTERMOLECULARES

Os compostos são formados por moléculas que se ligam umas as outras pelas forças intermoleculares. A intensidade e o tipo destas forças dependem do tipo da molécula.

O estado físico (sólido, líquido ou gasoso) depende das forças intermoleculares. Quanto maior a força, mais rígido é o material. Nos sólidos, as forças são fortes ou muito fortes, nos líquidos são médias ou fracas e nos gases são desprezíveis.

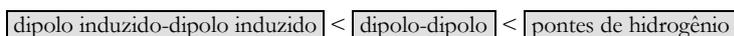
Quando um composto entra em ebulição, seu estado físico se transforma para o gasoso, ou seja, as interações moleculares deixam de existir. Portanto, o processo de ebulição, é a quebra destas interações.



As forças podem ser classificadas em:

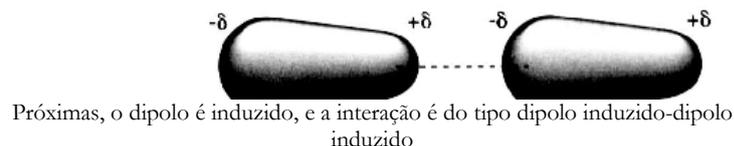
- dipolo induzido-dipolo induzido
- dipolo permanente-dipolo permanente (dipolo-dipolo)
- pontes de hidrogênio

A intensidade das forças cresce da seguinte maneira:

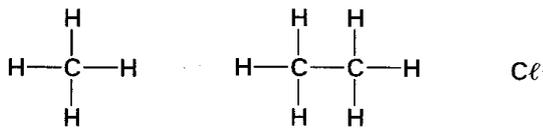


### DIPOLO INDUZIDO-DIPOLO INDUZIDO

Neste tipo de interação, a molécula do composto, quando isolada é apolar mas, quando se aproxima de outra molécula, se torna polar, ou melhor, um dipolo. A molécula se tornou um dipolo induzido por outra molécula, por isso o nome dipolo induzido.



A força intermolecular neste caso é devido à atração entre o lado positivo do dipolo de uma molécula e o lado negativo do dipolo da outra molécula. Geralmente as moléculas apolares são simétricas, pois a nuvem eletrônica se distribui de maneira uniforme. Vejamos alguns exemplos:

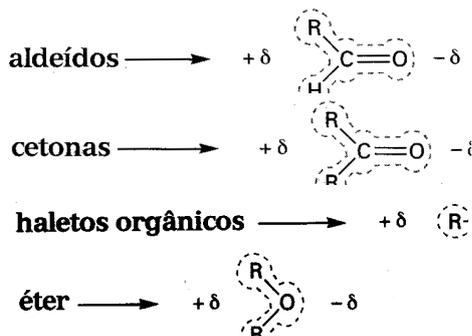


gás metano (CH<sub>4</sub>)      gás etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>)      tetra

Os compostos hidrocarbonetos (R-H) são normalmente simétricos e suas interações são do tipo dipolo induzido-dipolo induzido. Sendo esta a mais fraca das interações, os hidrocarbonetos devem possuir o ponto de ebulição menor que as das outras funções.

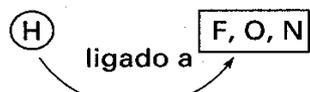
### DIPOLO PERMANENTE-DIPOLO PERMANENTE (DIPOLO-DIPOLO)

Aqui a interação é idêntica a anterior, porém as moléculas quando isoladas são naturalmente polares. As moléculas assimétricas são polares. Vejamos alguns exemplos:



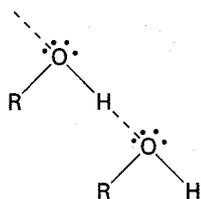
### PONTES DE HIDROGÊNIO

A ponte de hidrogênio é um exemplo extremo de interação dipolo-dipolo, que ocorre em moléculas onde os pólos do dipolo da molécula isolada são muito intensos. Este é o caso de moléculas formadas por átomos de hidrogênio ligados a átomos muito eletronegativos como o flúor, o oxigênio e o nitrogênio (F, O e N).

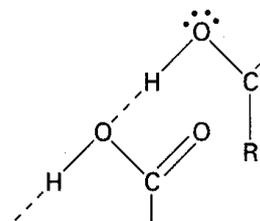


As pontes de hidrogênio ocorrem em algumas funções orgânicas, sendo que as mais importantes são:

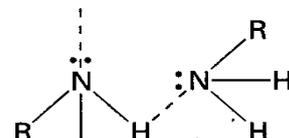
- álcoois (R-OH)



- ácidos carboxílicos (R-COOH)



- aminas primárias (R-NH<sub>2</sub>)



Sendo as pontes de hidrogênio as interações mais fortes, os compostos com as funções acima terão seu ponto de ebulição maior que os de outras funções.

### TAMANHO DAS MOLÉCULAS

Quanto maior a molécula, maior será a sua superfície, propiciando maior número de interações com as moléculas vizinhas, o que acarreta na elevação do seu ponto de ebulição.



### SOLUBILIDADE

Os compostos tendem a se dissolver em substâncias que possuem o mesmo tipo de interação entre as moléculas. De forma geral temos:

Substância *apolar* tende a se dissolver em solvente *apolar*.  
 Substância *polar* tende a se dissolver em solvente *polar*

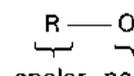
O mais importante solvente polar é a água, considerada solvente universal. Dentre os solventes polares orgânicos, o mais conhecido é o álcool comum (etanol).

Sendo os álcoois e a água substâncias polares, dissolvem-se um no outro. Vejamos uma tabela que mostra a solubilidade de alguns álcoois em água.

Álcoois	Solubilidade em 100g de água a 25°C
$\text{H}_2\text{C}-\text{OH}$ metanol	infinita
$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}$ etanol	infinita
$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ 1-propanol	infinita
$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}$ 1-butanol	7,9g
$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ 1-pentanol	2,3g
$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{Cl}$ 1-hexanol	0,6g

Solubilidade de álcoois em água.

Pode-se notar, a partir da tabela, que a solubilidade do álcool diminui conforme o tamanho da cadeia carbônica. Isso se deve ao fato de que o álcool é formado por uma parte polar e outra apolar.



## Química

Nos álcoois que apresentam quatro ou mais carbonos em sua estrutura começará a ocorrer uma predominância da parte apolar sobre a parte polar, o que acarreta uma diminuição da sua solubilidade em água e, como consequência, ocorre um aumento de sua solubilidade em solventes apolares como gasolina, óleos etc.

## EXERCÍCIOS

1. (Ufmg) Cinco gotas de acetona e cinco gotas de etanol foram colocadas separadamente sobre uma placa de vidro. A acetona evaporou-se totalmente em primeiro lugar.

Todas as alternativas contêm explicações corretas para esse fenômeno, EXCETO

- A acetona é mais volátil do que o etanol.
- A interação intermolecular na acetona é menor do que no o etanol.
- A massa molar da acetona é maior do que a do etanol.
- A polaridade das moléculas da acetona é menor do que a das moléculas do etanol.
- A pressão de vapor da acetona é maior do que a do etanol.

2. (UFPE 2004) Sobre as propriedades de alguns compostos orgânicos, podemos afirmar:

- os álcoois apresentam uma hidroxila ligada ao carbono como grupo funcional, podendo formar pontes de hidrogênio.
- os ácidos carboxílicos não formam pontes de hidrogênio e, por isso, apresentam ponto de ebulição muito baixo.
- os ésteres, as cetonas, os aldeídos, os ácidos carboxílicos e as amidas têm em comum o grupo funcional carbonila.
- os aldeídos, assim como os álcoois, possuem uma hidroxila como grupo funcional.
- as aminas são compostos que apresentam uma ligação carbono-nitrogênio, como grupo funcional e apresentam um caráter básico

Com relação às aminas, é correto afirmar que:

- O caráter básico destes compostos é consequência da existência de um par desparelhado de elétrons sobre o átomo de nitrogênio.
  - a amina aromática mais simples denomina-se fenilamina ou anilina.
  - A benzilamina é uma amina isômera da metil-fenilamina.
  - Todas as aminas têm a propriedade de associar suas moléculas, formando pontes de hidrogênio.
  - A etilamina pode ser obtida pela reação de redução do cianeto de metila.
- Soma = ( )

3. (FUC-MT) O benzeno é geralmente usado como solvente de compostos orgânicos, enquanto a água é usada geralmente como solvente de compostos inorgânicos, por apresentarem, respectivamente:

- molécula polar e molécula apolar.
- molécula apolar e molécula polar.
- molécula polar e ligação apolar.
- molécula apolar e ligação polar.
- ligação polar e ligação apolar.

4. (CESGRANRIO-RJ) Identifique, entre os hidrocarbonetos, abaixo aquele que tem o maior ponto de ebulição.

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$
- $(\text{CH}_3)_4\text{C}$

5. (FUVEST-SP) Em uma tabela de propriedades físicas de compostos orgânicos foram encontrados os dados, a seguir, para compostos de cadeia linear I, II, III e IV. Esses compostos são etanol, heptano, hexano e 1-propanol, não necessariamente nesta ordem.

Composto	Ponto de ebulição*	Solubilidade em água
I	69,0	I
II	78,	$\infty$
III	97,4	$\infty$
IV	98,4	I

\* – em °C sob uma atmosfera

i – composto insolúvel em água

$\infty$  – composto miscível com água em todas as proporções

Os compostos I, II, III e IV são, respectivamente:

- etanol, heptano, hexano e 1-propanol.
- heptano, etanol, 1-propanol e hexano.
- 1-propanol, etanol, heptano e hexano.
- hexano, etanol, 1-propanol e heptano.
- hexano, 1-propanol, etanol e heptano.

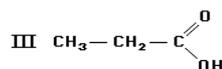
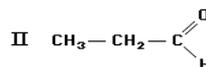
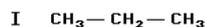
6. (ITA-SP) Identifique a alternativa que contém a afirmação falsa em relação à comparação das propriedades do 1-propanol com o 1-butanol.

- A temperatura de ebulição do 1-butanol é maior.
- À mesma temperatura, a pressão de vapor do 1-propanol é maior
- Nas mesmas condições de operação, a volatilidade do 1-butanol é maior.
- O 1-propanol é mais solúvel em água.
- O 1-butanol é mais solúvel em n-hexanol.

7. (Ufpe) Interações intermoleculares são importantes na natureza, pois determinam várias propriedades de diversas moléculas, muitas delas vitais para os seres vivos, tais como as moléculas de água e de proteínas. Sobre este assunto, analise as proposições a seguir.

- O álcool etílico (etanol) apresenta interações do tipo ligações de hidrogênio.
- A molécula de água apresenta interações do tipo ponte de hidrogênio.
- A molécula de água apresenta interações do tipo dipolo-dipolo.
- A molécula de dióxido de carbono apresenta interações do tipo dipolo induzido.
- O ponto de ebulição de álcoois é mais alto que o dos respectivos ácidos carboxílicos, em grande parte porque o número de ligações de hidrogênio nos ácidos é menor do que nos álcoois.

8. (UFPR) Com relação aos compostos I, II e III a seguir, responda:



- Qual o que possui maior ponto de ebulição? Justifique sua resposta.
- Qual o menos solúvel em água? Justifique sua resposta.
- Quais aqueles que formam pontes de hidrogênio entre suas moléculas? Mostre a formação das pontes.
- Qual deles pode sofrer oxidação e transforma-se em um outro entre os citados?

9. (Unicamp) Imagine a humanidade em um futuro longínquo... As reservas de combustível fóssil (petróleo, carvão) se esgotaram e a energia térmica provém, agora, da combustão do gás hidrogênio,  $\text{H}_2$ . Este é obtido através da água, de onde resulta, também, o gás oxigênio,  $\text{O}_2$ .

a) Poderá haver um risco de se acabar com toda a água disponível no planeta, da mesma forma que se esgotaram os combustíveis fósseis?

b) Nossa atmosfera ficará superenriquecida pelo gás oxigênio proveniente da decomposição da água?  
(Justifique as suas respostas.)

10 (UFMG) Cinco gotas de acetona e cinco gotas de etanol foram colocadas separadamente sobre uma placa de vidro. A acetona evaporou-se totalmente em primeiro lugar.

Todas as alternativas contêm explicações corretas para esse fenômeno, EXCETO.

- a) A acetona é mais volátil do que o etanol.
- b) A interação intermolecular na acetona é menor do que no o etanol.
- c) A massa molar da acetona é maior do que a do etanol.
- d) A polaridade das moléculas da acetona é menor do que a das moléculas do etanol.
- e) A pressão de vapor da acetona é maior do que a do etanol.

11. (UFPE 2004) Sobre as propriedades de alguns compostos orgânicos, podemos afirmar:

- ( ) os álcoois apresentam uma hidroxila ligada ao carbono como grupo funcional, podendo formar pontes de hidrogênio.
- ( ) os ácidos carboxílicos não formam pontes de hidrogênio e, por isso, apresentam ponto de ebulição muito baixo.
- ( ) os ésteres, as cetonas, os aldeídos, os ácidos carboxílicos e as amidas têm em comum o grupo funcional carbonila.
- ( ) os aldeídos, assim como os álcoois, possuem uma hidroxila como grupo funcional.
- ( ) as aminas são compostos que apresentam uma ligação carbono-nitrogênio, como grupo funcional e apresentam um caráter básico.

Com relação à aminas, é correto afirmar que:

- 01) O caráter básico destes compostos é consequência da existência de um par desemparelhado de elétrons sobre o átomo de nitrogênio.
- 02) a amina aromática mais simples denomina-se fenilamina ou anilina.
- 04) A benzilamina é uma amina isômera da metil-fenilamina.
- 08) Todas as aminas têm a propriedade de associar suas moléculas, formando pontes de hidrogênio.
- 16) A etilamina pode ser obtida pela reação de redução do cianeto de metila.

Soma = ( )

## 25. ISOMERIA

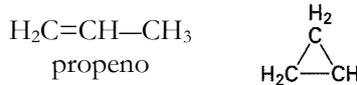
Isômero (iso = igual; mero = parte) ou seja pedaço igual.

Compostos diferentes que apresentam mesma fórmula molecular

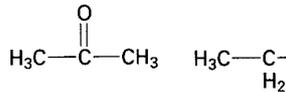
### INTRODUÇÃO

Quando dois ou mais compostos químicos apresentam o mesmo número de cada tipo de átomo (mesma fórmula molecular), mas diferem na forma como são estruturados, são chamados de isômeros. Eles se diferem um do outro nas propriedades físicas e químicas, devido à variação no arranjo dos átomos das moléculas. Veja alguns exemplos com relação às diferenças estruturais:

- Fórmula Molecular:  $C_3H_6$



- Fórmula Molecular:  $C_3H_6O$

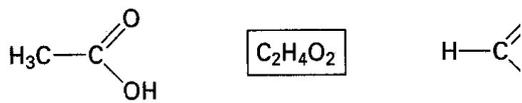


Há dois tipos de isomeria: plana e espacial. No caso da isomeria plana, os isômeros são identificados através das fórmulas estruturais planas, que podem ser de função, cadeia, posição, metameria, tautomeria. Já na isomeria espacial, os isômeros são diferenciados apenas nas fórmulas estruturais espaciais e podem ser geométricos ou ópticos.

### ISOMERIA PLANA

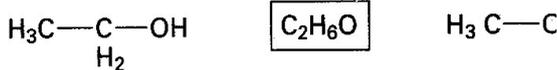
- Isomeria de Função (ou Funcional): os isômeros pertencem a funções químicas diferentes. Os casos mais comuns de isomeria de função ocorrem entre: álcoois e ésteres; álcoois aromáticos, ésteres aromáticos e fenóis; aldeídos e cetonas; ácidos carboxílicos e ésteres.

Observe as funções do exemplo:



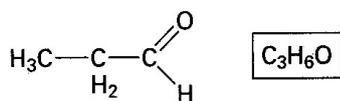
ácido acético

formiat



etanol

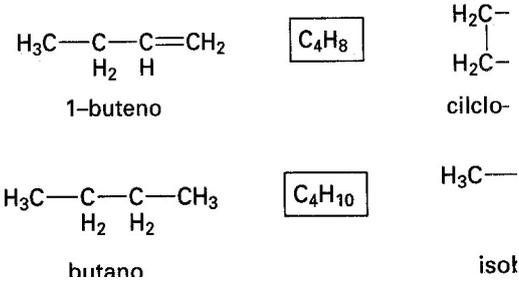
metox



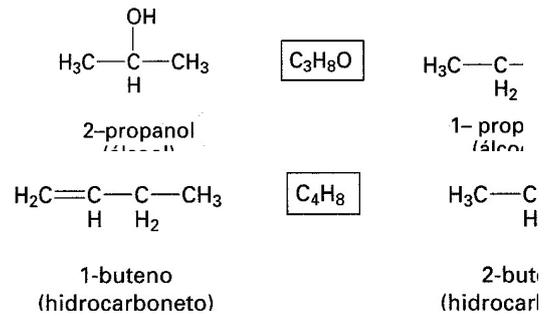
propanal

propa

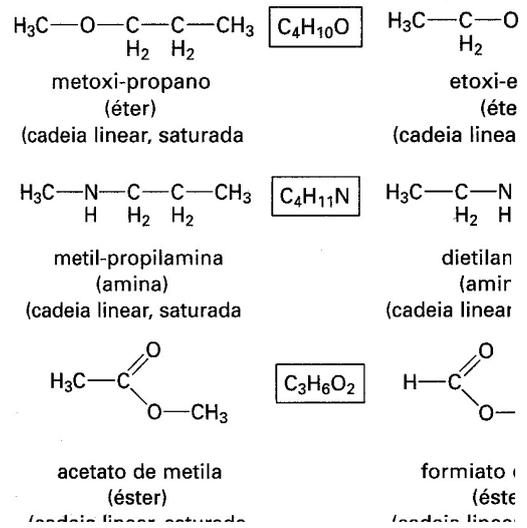
- Isomeria de Cadeia: os compostos pertencem à mesma função e diferem no tipo de cadeia. Neste caso, pode ocorrer também a isomeria entre um composto acíclico e um cíclico.



- Isomeria de Posição: os isômeros pertencem à mesma função, apresentam o mesmo tipo de cadeia, porém diferem quanto à posição do grupo funcional, de uma insaturação (dupla ou tripla ligação) ou de uma ramificação.



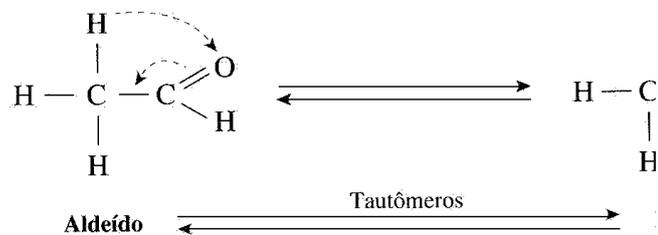
- Metameria (ou Isomeria de Compensação): os compostos diferem quanto à posição de um heteroátomo. No entanto, pertencem à mesma função e apresentam o mesmo tipo de cadeia (heterogênea). Vejamos os exemplos:



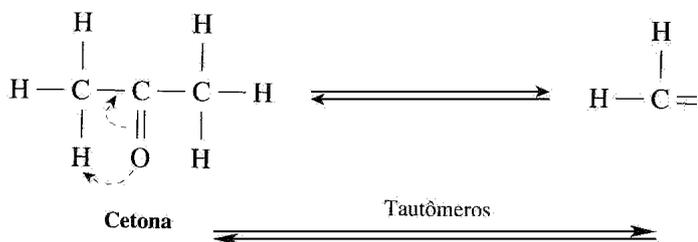
Observação: não se esqueça que o heteroátomo fica entre átomos carbono!!!!!!!!!!!!

- Tautomeria (ou Isomeria Dinâmica): é um caso especial da isomeria de função, pois os isômeros só ocorrem quando em solução - mistura de soluto e solvente -, chamada de "solução alelotrópica". Os isômeros, existentes em equilíbrio, são chamados de tautômeros e um transforma-se no outro pela migração de um átomo de hidrogênio na molécula. Os casos mais comuns de tautomeria ocorrem entre aldeído e enol e cetona e enol.

Consideremos como 1º exemplo o caso do etanal ou do aldeído acético ( $CH_3-CHO$ ):



Como 2º exemplo citamos o caso de equilíbrio entre uma cetona e um enol (igual ao anterior):



### EXERCÍCIOS

1. A 4-metil-2-pentanona é usada como solvente, na produção de tintas, ataca o sistema nervoso central, irrita os olhos e provoca dor de cabeça"

(Globo Ciência, maio de 1997)

O composto considerado é isômero funcional de:

- 1-hexanol
- hexanal
- 4-metil-butanal
- 4-metil-1-pentanol

2. A 2-pentanona é isômera do(a):

- 2-metil-butanóico.
- 2,2-dimetil-butanol.
- 3-metil-2-butanona.
- 2-metil-propanol.
- 2-metil-2-butanona.

3. Construa duas estruturas cuja fórmula molecular é C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O.

4. Indique, entre as alternativas a seguir, a que apresenta um hidrocarboneto isômero do 2,2,4-trimetilpentano.

- Octano.
- Pentano.
- Propano.
- Butano.
- Nonano.

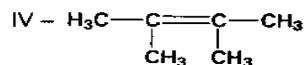
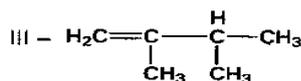
5. Considere os nomes dos hidrocarbonetos a seguir:

- 2,2-dimetilbutano
- 3-metilexano
- 1,2-dimetilciclobutano
- cicloexano
- hex-1-eno

A opção que relaciona CORRETAMENTE os isômeros é:

- IV e V.
- II e IV.
- I e III.
- I e IV.
- II e V.

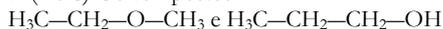
6. (UFMG) Em relação aos isômeros:



Qual a afirmativa ERRADA?

- I e II são isômeros de posição.
- III e IV são isômeros de cadeia.
- III e V são isômeros de cadeia.
- III e IV são isômeros de posição.
- I e IV são isômeros de cadeia.

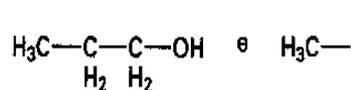
7. (PUC) Os compostos



Exemplificam um caso de isomeria:

- de cadeia,
- de posição,
- de compensação
- funcional
- de tautomeria

8. (PUC) Os compostos

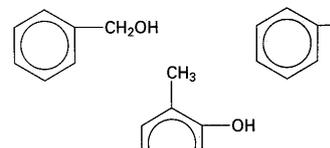


São isômeros porque:

- são de mesma função
- possuem mesma fórmula molecular
- possuem os mesmos elementos
- ambos possuem grupo funcional OH
- ambos são compostos orgânicos

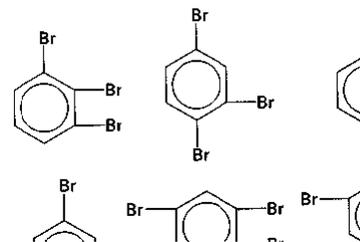
9. (ANGLO) Os compostos são isômeros:

- de posição
- de cadeia
- de função
- geométricos
- de compensação



10. (FUVEST) Quantos compostos diferentes estão representados pelas seguintes fórmulas estruturais:

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 5.



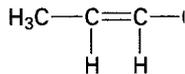
11. (ITA) Propanoato de etila é isômero do

- etil-propil-éter
- pentanol
- etil-propil-cetona
- 1,5-pentanodiol
- ácido pentanóico

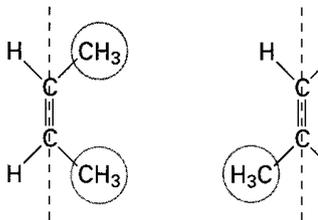
## ISOMERIA ESPACIAL / GEOMÉTRICA

- **Isomeria Geométrica (Cis-Trans):** esta isomeria é um tipo de isomeria espacial presente nos compostos alifáticos insaturados com dupla ligação ou em compostos cíclicos.

A isomeria Cis-Trans em compostos alifáticos deve seguir duas condições: ter dupla ligação entre carbonos e ter ligantes diferentes nos carbonos da dupla ligação. Vejamos um exemplo para ilustrar a idéia:



A dupla ligação impede a rotação entre os carbonos e ligantes diferentes originam compostos diferentes. Assim, o 2-buteno apresentará dois isômeros espaciais, que podem ser:

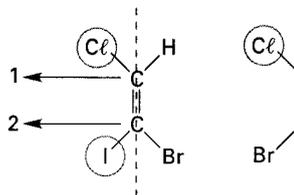


Observando as representações, podemos ver que os grupos CH<sub>3</sub> tanto podem estar do mesmo lado do plano da dupla ligação, onde teremos a forma cis (do latim: cis = mesmo lado). Como de lados opostos, que teremos a forma trans (do latim: trans = lado oposto – lembre de transversal).

As designações Z e E podem substituir o cis e o trans, respectivamente. Elas vêm do alemão (Zusammen = junto; Entgegen = oposto).

Uma outra forma de isomeria geométrica em compostos alifáticos, está relacionada aos números atômicos dos ligantes dos carbonos da dupla ligação. Usaremos, neste caso, o exemplo do composto:

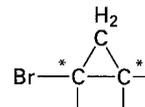
1-bromo-2-cloro-1-iodoeteno



Podemos ver, com este exemplo, que os ligantes dos carbonos e seus respectivos números atômicos são: cloro-17, hidrogênio-1, iodo-5 e bromo-35 e que no carbono 1, o ligante de maior número atômico é o cloro, já no carbono 2, o iodo. Neste caso, a isomeria acontece na forma cis (Z), quando os ligantes de maior número atômico estão do mesmo lado do plano e na forma trans (E), caso esses ligantes estejam em lados opostos.

Um outro caso de isomeria geométrica (cis-trans) é a que ocorre em compostos cíclicos, também chamada de Baeyeriana (homenagem ao cientista Adolf von Baeyer). Nela, a condição necessária é haver pelo menos dois carbonos do ciclo com li-

gantes diferentes. Vamos analisar o exemplo do 1,2-di-bromocicloropano, cuja molécula é representada da seguinte forma:



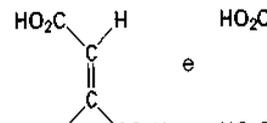
Se representarmos o ciclo por um triângulo, temos as duas formas cis(Z) e trans(E):



## EXERCÍCIOS

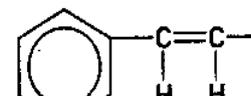
1. (UnB) Os compostos abaixo são:

- isômeros ópticos
- isômeros de cadeia
- isômeros de função
- homólogos
- isômeros geométricos



2. (FUVEST) Quantos isômeros geométricos de aldeído cinâmico são previstos?

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 5.



3. Dados os compostos:

- 2-buteno
- 1-penteno
- ciclopentano
- 1,2-dicloro-ciclobutano

Apresentam isomeria geométrica:

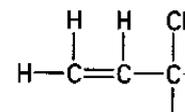
- Apenas I e IV.
- Apenas I e II.
- Apenas II e III.
- Apenas I, II e III.
- I, II, III e IV.

4. (UNICENTRO) Apresenta isomeria cis-trans:

- 1-buteno
- 2-metil-2-buteno
- 2,2-dimetil-2-buteno
- 1,1-dimetil-ciclobutano
- 1,2-dimetil-ciclobutano

5. (VUNESP-SP) A molécula orgânica abaixo tem a seguinte característica:

- possui uma única ligação pi.
- só possui ligações sigma.
- possui dois átomos de carbono terciário.
- apresenta isomeria cis-trans.
- é saturada.



6. (PUC-MG) Sobre um par de isômeros cis-trans, é correto dizer que:

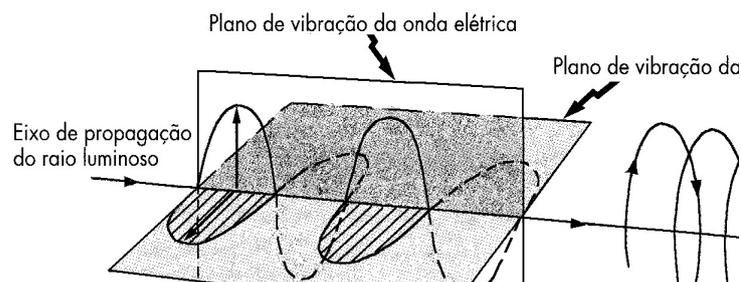
- o isômero trans é sempre mais estável.
- suas fórmulas moleculares são diferentes.
- o isômero cis apresenta cadeia mais longa.
- a massa molecular do isômero cis é sempre maior.
- ambos apresentam a mesma disposição no espaço.

## ISOMERIA ESPACIAL / ÓPTICA

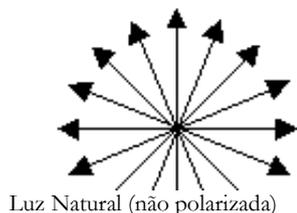
▪ **Isomeria Óptica:** é muito importante, principalmente nas reações que ocorrem nos seres vivos. Os organismos vegetais e animais, em geral, produzem um só dos isômeros ópticos de determinada substância. Também sabem diferenciar um isômero óptico do outro, a ponto de aproveitá-los ou rejeitá-los, seja como alimento ou medicamento.

A isomeria óptica estuda o comportamento de substâncias quando submetidas a um feixe de luz polarizada, que pode ser obtida a partir da luz natural (não-polarizada). No entanto, inicialmente, vamos estudar alguns conceitos de óptica indispensáveis ao entendimento dessa isomeria.

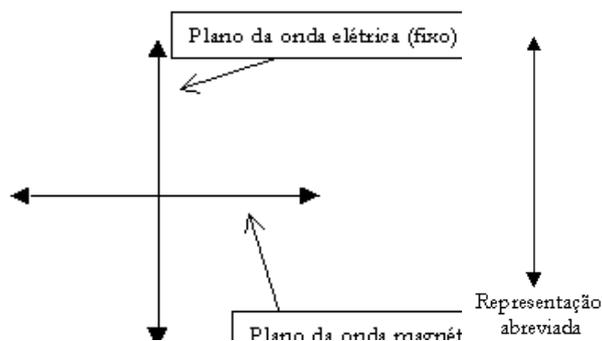
A luz natural é formada por ondas eletromagnéticas, sendo que as ondas elétricas vibram num plano e as magnéticas em outro, perpendicular ao primeiro, veja:



Além desses dois planos de vibração de onda, à medida que a luz se propaga, os planos giram em torno de seu próprio eixo, de modo que vendo a luz “de frente”, se pudéssemos enxergar suas vibrações, veríamos algo parecido com a seguinte figura:

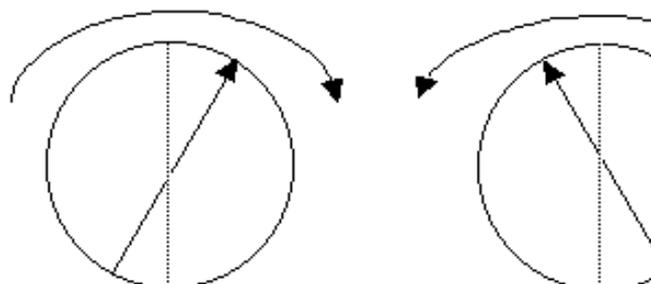


Ao contrário da luz natural, na polarizada os planos de vibração elétrico e magnético não giram mais, de forma que se conseguíssemos ver de frente, teríamos algo assim:

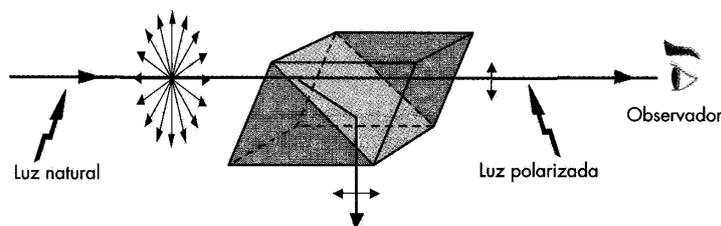


Em 1815, o físico francês Jean-Batiste Biot percebeu que alguns líquidos orgânicos e algumas soluções aquosas de substâncias orgânicas (óleos de limão, cânfora em álcool, caldo de cana etc.) tinham a propriedade de desviar o plano da luz polarizada, umas no sentido horário e outras no sentido anti-horário em relação ao observador. Com isso, ele imaginou que este fenômeno

no deveria estar relacionado com a assimetria da estrutura desses materiais.



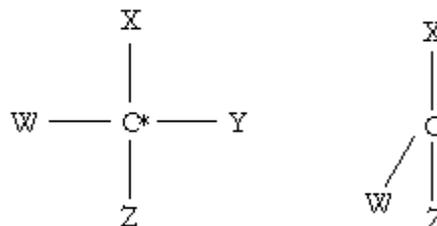
Durante suas observações, Biot não conseguiu criar um método para medir esses desvios. Isso somente se tornou possível com o físico escocês William Nicol, em 1829, que inventou um aparelho denominado polarímetro.



*Prisma de Nicol:*  
para analisar uma solução, colocamos uma porção dela no lugar do observador, assim é possível analisar seu desvio.

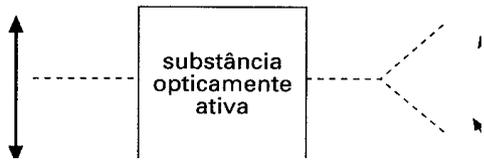
Apesar de Nicol ter descoberto uma maneira de medir o desvio sofrido pelo plano de polarização, ele não conseguiu justificar o porquê desse fato. Porém, em 1846, o químico francês Louis Pasteur conseguiu estabelecer uma relação entre a assimetria estrutural e a capacidade das substâncias de desviarem o plano da luz polarizada. Enfim, a condição necessária para a ocorrência de isomeria óptica é que a molécula da substância seja assimétrica.

O caso mais importante de assimetria molecular ocorre quando existir, na estrutura da molécula, pelo menos um carbono assimétrico ou quiral, que é o que possui quatro radicais diferentes entre si e ligados a ele, representado por: C\*. Veja a figura:

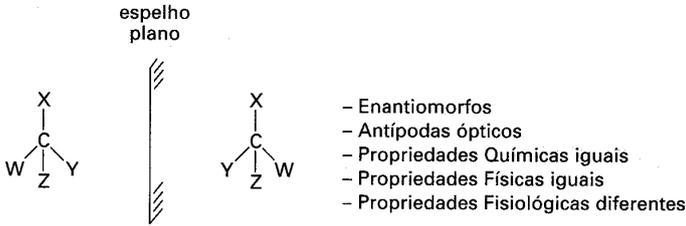


O carbono quiral garante a existência de estruturas que não podem ser sobrepostas umas às outras, teríamos assim duas substâncias denominadas isômeros ópticos. São esses isômeros que têm a capacidade de desviar o plano de luz polarizada para a direita e para a esquerda com ângulos exatamente iguais. Surge daí os termos antípodos ópticos ou enantiomorfos (do grego: enantios = oposto; morfos = forma). Também se pode dizer que são substâncias ópticamente ativas.

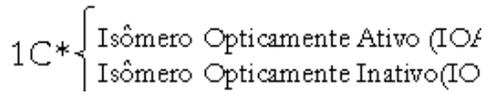
Se o isômero provocar o desvio do plano da luz polarizada para a direita, este é denominado dextrógiro (d) (do latim: dexter = direita); se provocar desvio para a esquerda, ele será denominado levógiro (l) (do latim: laevus = esquerda).



A representação espacial desses isômeros *d* e *l* pode ser feita através do uso de um espelho plano, que ficaria assim:



De uma mistura equimolar dos antípodos ópticos resulta uma mistura racêmica, conhecida também como isômero racêmico (dl), sendo opticamente inativa, pois o desvio provocado por uma molécula é sempre neutralizado pelo desvio provocado pela outra molécula. Assim, para um carbono assimétrico, temos:

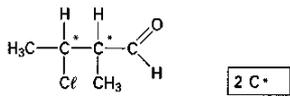


Se um composto apresentar mais de um carbono assimétrico diferente, podemos determinar seu número de isômeros ópticos utilizando a expressão de Van't Hoff:

$$\begin{aligned} \text{Isômeros opticamente ativos} &= 2^n \\ \text{Isômeros racêmicos} &= 2^{n-1} \\ n &= \text{n.º de carbonos assimétricos} \end{aligned}$$

Podemos afirmar que cada um dos carbonos assimétricos irá desviar a luz de um mesmo ângulo qualquer.

Por exemplo:



$$\text{Isômeros ópticos ativos (IOA)} = 2^n = 2^2 = 4 \left\{ \begin{array}{l} d_1, d_2 \\ \ell_1, \ell_2 \end{array} \right.$$

$$\text{Isômeros ópticos inativos (IOI)} = \frac{2^n}{2} = \frac{2^2}{2} = 2 \left\{ \begin{array}{l} r_1, r_2 \end{array} \right.$$

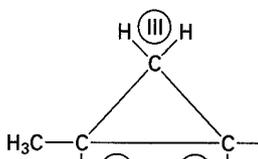
$$\left. \begin{array}{l} d_1 \text{ e } \ell_1 \\ d_2 \text{ e } \ell_2 \end{array} \right\} \text{Antípodos ópticos}$$

Mistura equimolar de  $d_1$  e  $\ell_1$  resulta em  $r_1$ .  
Mistura equimolar de  $d_2$  e  $\ell_2$  resulta em  $r_2$ .

Qualquer par de isômeros ópticos que, quando misturados em quantidades equimolares, não resultarem em um racêmico são conhecidos por diastereoisômeros. (Ex.:  $d_1, d_2$  ou  $\ell_1, \ell_2$  etc.).

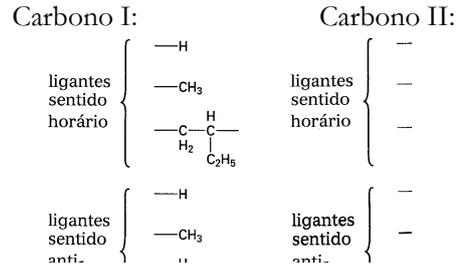
Já em compostos cíclicos com moléculas assimétricas, iremos admitir a existência carbonos assimétricos (embora não existam), para que se possa determinar o número de isômeros.

Como exemplo, podemos considerar o composto 1-etil-2-metil-ciclopropano:



Os carbonos I e II apresentam ligantes diferentes, o que não ocorreu com o carbono III.

Considerando os carbonos I e II, percorrendo o ciclo nos sentidos horário e anti-horário, temos como ligantes para estes carbonos:

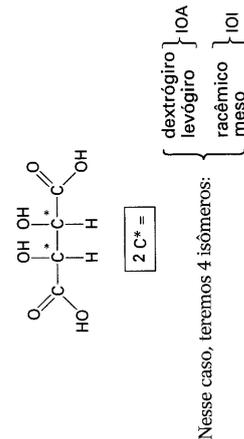


O que nos permite dizer que os carbonos I e II funcionam como carbonos assimétricos. Pensando desta maneira, o composto 1-metil-2-etil-ciclopropano apresenta 2 carbonos assimétricos diferentes e terá:

$$IOA = 2^n = 2^2 = 4 \left\{ \begin{array}{l} d \\ \ell \end{array} \right.$$

$$IOI = \frac{2^n}{2} = \frac{2^2}{2} = 2$$

Um caso particular importante é quando encontramos 2 carbonos assimétricos iguais. Utilizaremos como exemplo o ácido tartárico:



O isômero meso é opticamente inativo, por uma compensação interna.

## EXERCÍCIOS

1. Alguns compostos orgânicos podem apresentar mais de um tipo de isomeria, por exemplo, isomeria espacial tipo cis-trans e óptica.

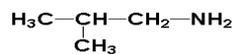
Qual dos compostos a seguir apresenta essa propriedade?

- 2-penteno
- 4-metil-2-penteno
- 2,4-dicloro-pentano
- 2,4-dimetil-2-penteno
- 2,4-dicloro-2-penteno

2. Escreva as fórmulas estruturais dos seguintes compostos:

- álcool terc-butílico
- metil-etil-carbinol
- 6-metil-3-heptanol
- Indique, dentre os compostos acima, os que apresentam carbono assimétrico.

3. (Ufsc 2003) Assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S) a respeito da cadeia carbônica de fórmula estrutural plana que segue:



Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as proposições adiante.

- ( ) representa uma cadeia carbônica acíclica heterogênea.  
 ( ) é uma amida primária monossubstituída.  
 ( ) é uma amina primária.  
 ( ) o radical orgânico ligado ao grupo amina (-NH<sub>2</sub>) é um radical alquila.  
 ( ) é isômero de cadeia da substância: H<sub>2</sub>N - CH<sub>2</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>3</sub>.  
 ( ) possui um carbono assimétrico.  
 ( ) todos os seus carbonos são saturados.

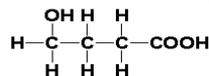
4. (CESGRANRIO) Assinale o ácido monocarboxílico de fórmula C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O<sub>2</sub> que é opticamente ativo.

- a) ácido 2-metil-butanóico  
 b) ácido 2-metil-pentanóico  
 c) ácido 3-metil-butanóico  
 d) ácido pentanóico  
 e) ácido pentanodióico

5. (PUC) Qual dos compostos mencionados apresenta carbono assimétrico?

- a) etanol  
 b) butanal  
 c) 2-propanol  
 d) 2-butanol  
 e) 1-pentanol

6. (Ufsc 2003) O narcotráfico tem sempre uma novidade para aumentar o vício. A última é o GHB, com a seguinte fórmula estrutural plana:



Entre os principais malefícios da droga estão:

- dificuldade de concentração
- perda de memória
- parada cardiorrespiratória
- diminuição dos reflexos
- perda da consciência
- disfunção renal

Com base na estrutura orgânica acima, assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as proposições adiante.

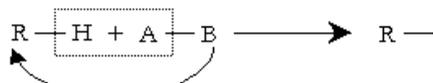
- ( ) a fórmula representa um composto orgânico de função mista: ácido orgânico e álcool.  
 ( ) o carbono onde está ligado o grupo hidroxila é o carbono delta.  
 ( ) a hidroxila está ligada ao carbono 4 da cadeia principal.  
 ( ) a nomenclatura do composto é ácido gama-hidróxi-butanóico.  
 ( ) na estrutura do referido composto existe um carbono insaturado.  
 ( ) todos os carbonos da cadeia são saturados.  
 ( ) o composto possui isômeros óticos que apresentam os mesmos princípios maléficos acima referidos.

## 26. REAÇÕES

## REAÇÕES DE SUBSTITUIÇÃO EM ALCANOS

Ocorrem quando um átomo ou radical da molécula orgânica é substituído por outro átomo ou radical.

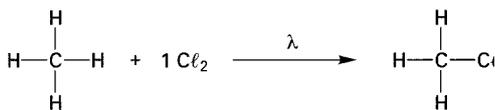
Nesse tipo de reação ocorre a substituição de pelo menos um átomo de hidrogênio por um outro átomo ou grupo de átomos, em uma molécula de hidrocarboneto. Pode ser representada genericamente da seguinte maneira:



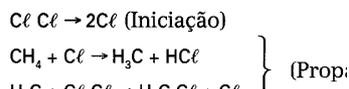
A notação  $\boxed{\text{R}-\text{H}}$  representa um hidrocarboneto que pode ser um alcano, aromático ou ciclano, com 5 ou mais carbonos.

- **Reações de substituição nos alcanos:** os alcanos são hidrocarbonetos saturados e as principais reações de substituição são: halogenação, nitração e sulfonação.

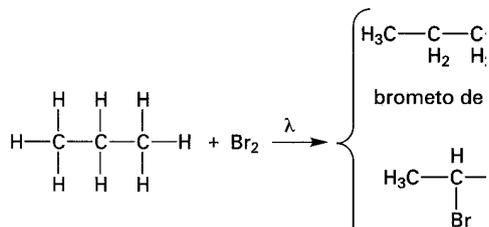
A **halogenação**, como o próprio nome diz, consiste na substituição de pelo menos um átomo de hidrogênio por um átomo halogênio de um haleto ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ). No entanto, as reações laboratoriais mais comuns são a cloração ( $\text{Cl}_2$ ) e a bromação ( $\text{Br}_2$ ). Vejamos, então, um exemplo de cloração:



A halogenação em alcanos se dá pelo mecanismo de radicais livres, veja:



Também há a monobromação do propano, na qual ocorre a seguinte reação:

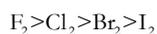


Neste caso, obtemos dois produtos em quantidades diferentes. Este fato decorre da reatividade dos alcanos, que segue uma ordem para a substituição dos hidrogênios ligados aos carbonos, assim temos:



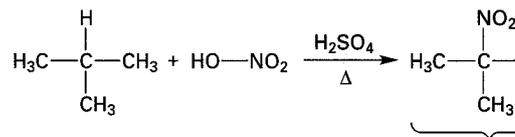
Desta forma, se verificarmos o exemplo anterior, é possível ver que o brometo de isopropila é um produto com maior rendimento, afinal o carbono secundário possui um hidrogênio mais reativo que o do carbono primário. Podemos assim dizer que o produto de maior rendimento é o **produto principal**.

Nos haletos há a seguinte ordem de reatividade:



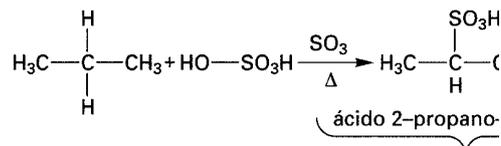
Já a **nitração** ( $\text{HNO}_3$ ) ou ( $\text{HO}-\text{NO}_2$ ) é realizada com ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) na presença de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), concentrado e quente, que é um excelente desidratante.

Exemplo:



No caso da **sulfonação** ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) ou ( $\text{HO}-\text{SO}_3\text{H}$ ), a reação de substituição envolve ácido sulfúrico concentrado ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) e dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ), ambos reagem com aquecimento.

Exemplo:



## EXERCÍCIOS

1. Equacione as reações:

a) Monocloração do etano.

b) Cloração total do metano.

c) Mononitração do propano

d) Mononitração do metil propano

e) Mono-sulfonação do metil-butano

f) Mono-bromação do ciclo pentano.

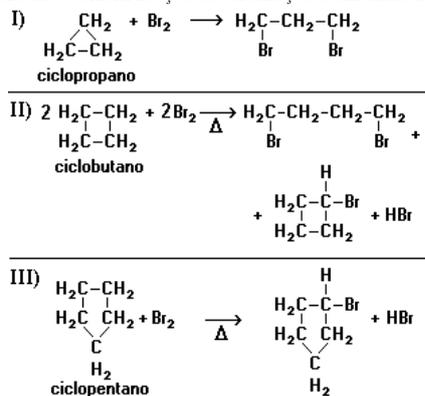
2. (Fuvest-gv) Na primeira etapa da reação de alcanos com cloro ocorre a troca de apenas um átomo de hidrogênio por átomo de cloro. Considerando somente esta etapa, quantos hidrocarbonetos clorados diferentes podem se formar ao reagirem 2-metilpropano e cloro?

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

3. (Ufpr) Considerando a reação de halogenação do metil-butano em presença de luz e cloro, responda:

- Quais as fórmulas dos derivados monoclorados obtidos?
- Dos produtos obtidos, quais os que apresentam isômeros óticos? De nome ao mesmo e justifique sua resposta.

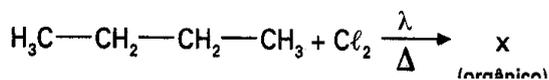
4. (Fuvest) Cicloalcanos sofrem reação de bromação conforme mostrado a seguir:



a) Considerando os produtos formados em I, II e III, o que se pode afirmar a respeito da estabilidade relativa dos anéis com três, quatro e cinco átomos de carbono? Justifique.

b) Dê o nome de um dos compostos orgânicos formados nessas reações.

5. (OSEC) Considere a reação de substituição do butano:



O nome do composto X é:

- a) cloreto de hidrogênio
- b) 1-cloro-butano
- c) 2-cloro-butano
- d) 1,1-di-cloro-butano
- e) 2,2-di-cloro-butano

6. (VUNESP) Substituí-se no n-pentano um átomo de hidrogênio por um átomo de cloro.

a) Escrever as fórmulas estruturais dos compostos possíveis de serem formados nessa substituição.

b) Qual tipo de isomeria ocorre?

7. (FUVEST) Um mistura de 2-metilbutano e cloro é irradiada com luz solar. Há formação de HCl e de uma mistura de compostos de fórmula molecular  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Cl}$ . Escrever as fórmulas estruturais planas.

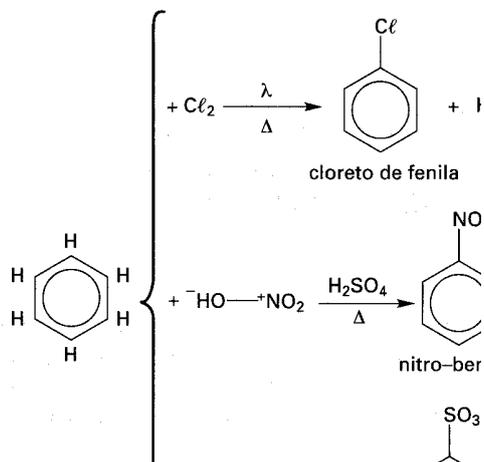
## REAÇÕES DE SUBSTITUIÇÃO EM AROMÁTICOS

Neste caso as reações de substituição são mais fracas e mais importantes que no caso anterior.

Nos aromáticos, podemos notar a presença de ligações  $\pi$  que são mais fracas, o que favorece as reações de adição. Porém, devido à ressonância, essas duplas ligações estão deslocadas, dificultando sua ruptura.

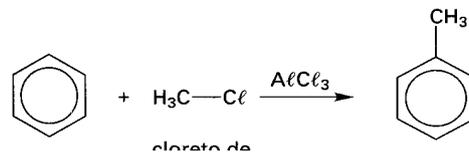
Desta forma, para ter uma reação de adição nessa classe de compostos orgânicos precisamos de condições mais enérgicas, fazendo com que as reações de substituição sejam mais características para esses casos.

Nos aromáticos também há os três casos já vistos nos alcanos, ou seja, halogenação, nitração e sulfonação, como podemos ver nos exemplos a seguir.

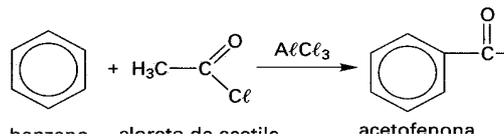


No entanto, há casos especiais de substituição, que são as chamadas reações de alquilação e de acilação em aromáticos, de forma resumida podemos dizer reações de Friedel-Crafts.

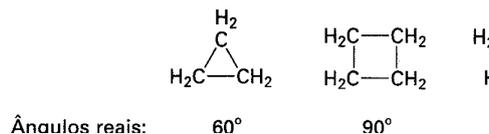
A alquilação de Friedel-Crafts ocorre quando um hidrogênio de um hidrocarboneto aromático é substituído por um radical. Vejamos um exemplo com o radical metil:



Já a acilação de Friedel-Crafts consiste na substituição de um átomo de hidrogênio por uma função. Vejamos o exemplo com a cetona:



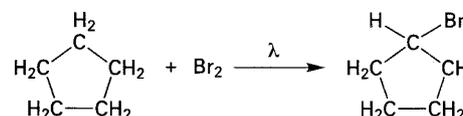
■ Substituição em ciclo-alcanos: vamos considerar os cicloalcanos abaixo para depois explicar.



A partir da figura, podemos observar que a maior diferença entre ângulos reais e teóricos ocorre no ciclo-propano, fazendo com este ciclo seja mais instável que os outros.

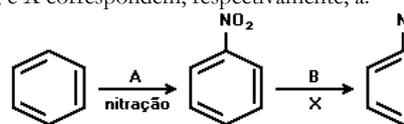
A teoria dos anéis de Baeyer, que explica o aumento da estabilidade do ciclo propano até o ciclo-hexano, surgiu em 1885. A estabilidade é menor no ciclo-propano e maior no ciclo-hexano. Com base nessa teoria, podemos concluir que os ciclos de três e quatro carbonos dão preferência às reações de adição, enquanto, os de cinco ou mais carbonos, dão preferência às reações de substituição.

Veja agora um exemplo com um ciclo-pentano e observe que se tivéssemos um ciclo com mais de cinco carbonos, o processo que aconteceria seria o mesmo.



## EXERCÍCIOS

1. (Fuvest) Considere o esquema simplificado de produção da anilina a partir do benzeno. Nesse esquema, A, B, e X correspondem, respectivamente, a:



- $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2$  e redução.
- $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2$  e redução.
- $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2$  e oxidação.
- $\text{NO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  e hidrólise.
- $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  e hidrólise.

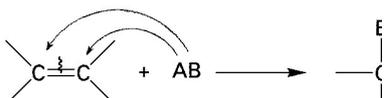
2. (FUVEST) Fenol ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ) é encontrado na urina de pessoas expostas a ambientes poluídos por benzeno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ). Na transformação do benzeno em fenol ocorre:

- Substituição no anel aromático.
- Quebra na cadeia carbônica.
- Rearranjo do anel aromático.
- Formação de cicloalcano.
- Polimerização.

## REAÇÕES DE ADIÇÃO

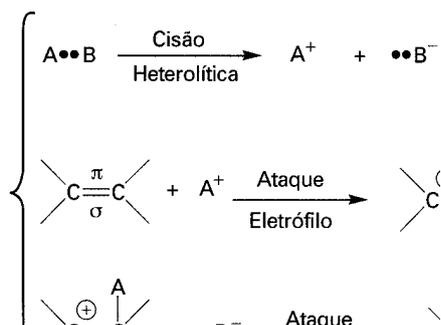
Ocorrem quando um reagente se “adiciona” a uma ligação dupla ou tripla da substância.

Essas reações são caracterizadas pela quebra de ligações entre átomos de carbono. Podem ser representadas, de forma genérica, com a seguinte equação:

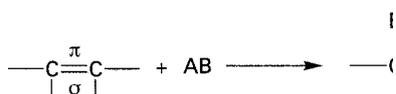


Os hidrocarbonetos que apresentam as reações de adição como características são os alquenos, alquinos e dienos.

- Reações de adição nos alquenos: estes compostos são caracterizados pela presença da dupla ligação, que determina uma região na cadeia com alta densidade eletrônica e, por isso, mais suscetível ao ataque de agentes eletrófilos. Veja na figura a seguir o mecanismo da adição em alquenos:

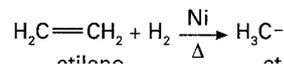


De forma resumida:



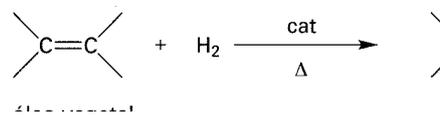
Existem vários tipos de reações de adição nos alquenos, mas falaremos aqui apenas das três principais: hidrogenação catalítica, halogenação e adição de um átomo de hidrogênio ligado a outro átomo qualquer ( $\text{H}-\text{X}$  ou  $\text{HX}$ ).

No caso da hidrogenação catalítica, como o próprio nome diz, se dá através de um catalisador e de aquecimento. Porém, também é conhecida como reação de redução, veja um exemplo dela:



Podemos observar com este exemplo, que a dupla ligação entre carbonos foi quebrada e foram ‘adicionados’ dois átomos de hidrogênio, um em cada carbono.

Uma aplicação industrial importante dessa reação é transformação de óleos vegetais (líquidos, devido a um certo número de insaturações), em gorduras vegetais sólidas, que se dá pela saturação (somente ligações simples) das cadeias. Veja um exemplo dessa aplicação industrial:

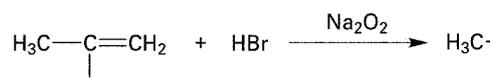


Já a halogenação, como já foi dito, envolve haletos. Porém, neste caso, o produto da halogenação de um alqueno será sempre um dihaleto vicinal. Veja o exemplo:

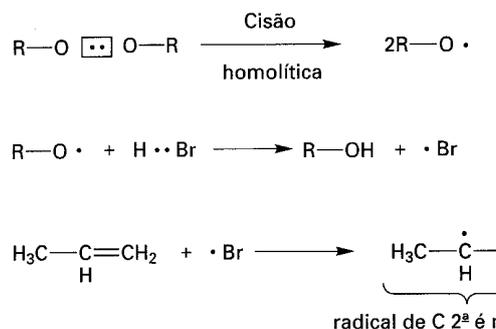


Na adição de HX, o hidrogênio do HX deve ser adicionado ao carbono mais hidrogenado da dupla ligação. Neste tipo de reação, a Regra de Markovnikov é seguida.

Caso a reação ocorra na presença de peróxido, teremos a seguinte reação:



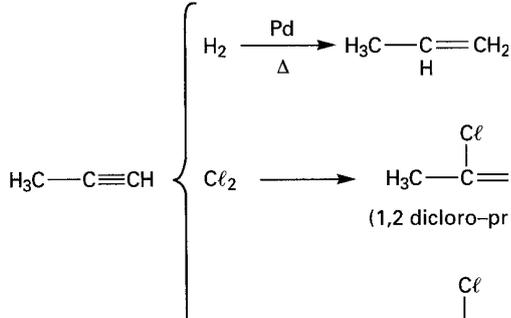
Na presença de peróxido ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ), a reação ocorre por um mecanismo envolvendo radicais livres, prevalecendo, neste caso, a regra de Kharasch, que é inversa à de Markovnikov. A reação que ocorre pelo mecanismo de radicais livres é a seguinte:



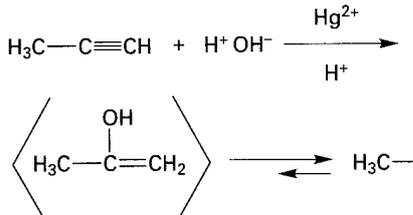
e prossegue em cadeia.

No entanto, no caso dos alquinos, as reações são semelhantes às dos alquenos. Porém, estes compostos são caracterizados pela presença da tripla ligação.

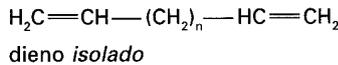
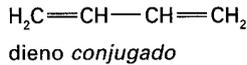
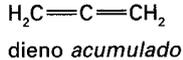
Veja o exemplo e observe que através de um catalisador dois átomos de hidrogênio são “adicionados” ao propino, um em cada carbono da tripla ligação:



Uma das razões mais importantes dos alquinos é a sua hidratação:

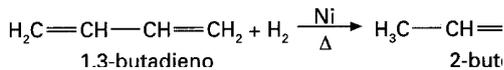


Há, ainda, os dienos, que também se comportam de forma semelhante à dos alquenos, principalmente porque no caso dos dienos temos a presença de duas duplas ligações. Veja a figura:

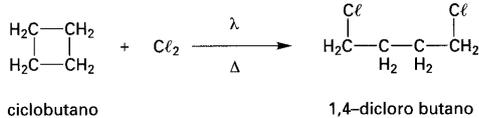
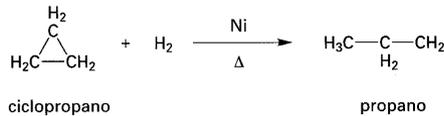


Um caso particular do comportamento dos dienos em reações de adição é o do dieno conjugado, que ocorre devido ao fenômeno da ressonância nestes compostos. Veja:

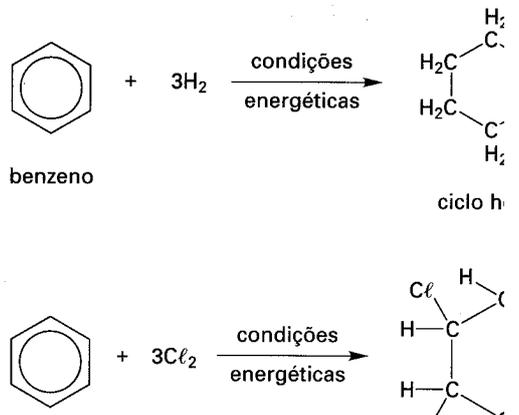
(adição 1,4):



Como já foi dito anteriormente, os ciclo alcanos de 3 e 4 carbonos no ciclo, possuem uma instabilidade maior em suas ligações devido à grande diferença entre os ângulos teóricos e reais, o que faz com que dêem preferência para as reações de adição, em que ocorre a ruptura do ciclo. Veja os exemplos:



Em condições mais enérgicas, no entanto, os aromáticos também terão reações de adição que são dadas da seguinte forma:

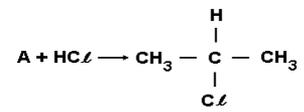


Em 1942, foi descoberto o valor do BHC como inseticida. Atualmente, um dos isômeros ópticos deste inseticida, comercializado com o nome de lindano, é utilizado em grande escala como substituto do DDT no combate a pragas e insetos.

**EXERCÍCIOS**

1. Equacione as reações:
  - a) Cloração do Eteno.
  - b) Cloração total do acetileno.
  - c) Mononitração do propeno
  - d) Mononitração do metil propeno
  - e) Mono-sulfonação do 3-metil-1-buteno
  - f) Bromação do ciclo penteno.
  - g) Monocloração do Benzeno.
  - h) Fluoração do Benzeno

2. (Uel) Na reação, representada abaixo, A pode ser substituído por

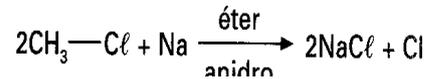


- a) propeno.
- b) propino.
- c) propadieno.
- d) propano.
- e) ciclopropeno.

3. (Fuvest-gv) Explicar se as reações

- a) de combustão
- b) com água de bromo podem ser utilizadas para identificar amostras contidas em frascos diferentes, uma delas de metano (CH4) e outra de etileno (C2H4).

4. (UEL) A equação química abaixo representa um dos processos para a obtenção de:



- a) alcanos
- b) alcenos
- c) alcinos
- d) alcadienos
- e) ciclanos

## Química

5. (FOC) A reação entre HBr e propeno produz:

- 2,2-dibromo-propano
- 1,1-dibromo-propano
- 2-bromo-propano
- 1-bromo-propano
- 1,2-bromo-propano

6. (FUVEST) A hidratação do acetileno produz:

- etileno
- etanol
- acetaldieno
- acetona
- ácido acético

7. (PUC) A reação de 1 mol de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) a 1 mol de propeno irá produzir:

- 1-cloro-propeno
- 1,3-dicloro-propeno
- 1,2-dicloro-propeno
- 2,3-dicloro-propeno
- 1,3-dicloro-propeno

8. (MOGI) Pode-se prever pela regra de Markovnikov que o produto da reação do 2-metil propeno com cloreto de hidrogênio é a substância:

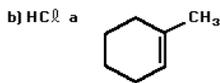
- 2-cloro-2-metil-propano
- 1,1-dicloro-2-metil-propano
- 1-cloro-butano
- 1-cloro-2-metil-propano
- 2-cloro-butano

9. (MED-ABC) A hidratação do propino produz:

- álcool primário
- álcool secundário
- álcool terciário
- um aldeído
- uma cetona

10. (FCChagas) Qual o nome do produto obtido pela adição de 1 mol de bromo ao ciclo-propeno?

11. (Fuvest) Hidrocarbonetos que apresentam dupla ligação podem sofrer reação de adição. Quando a reação é feita com um haleto de hidrogênio, o átomo de halogênio se adiciona ao carbono insaturado que tiver menor número de hidrogênios, conforme observou Markovnikov. Usando esta regra, dê a fórmula e o nome do produto que se forma na adição de:



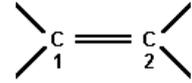
12. (Fuvest) O cianeto de vinila pode ser produzido como mostrado adiante. Analogamente, o ácido acético pode se adicionar ao acetileno, produzindo um composto insaturado. A polimerização deste último produz o polímero poli (acetato de vinila).

- Escreva a fórmula estrutural do produto de adição do ácido acético ao acetileno



- Dê a fórmula estrutural da unidade que se repete na cadeia do poli (acetato de vinila).

13. (Fuvest) O composto A, B e C são alcenos em que os átomos ou grupos de átomos estão ligados aos carbonos 1 e 2, conforme indicado na tabela a seguir.



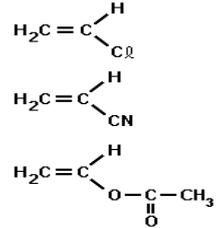
Compostos	Átomos ou grupos de átomos ligados a carbonos	
	1	2
A	H,H	$\text{CH}_3, \text{CH}_3$
B	$\text{CH}_3, \text{H}$	$\text{CH}_3, \text{H}$
C	Br,Br	H,Br

a) A, B e C apresentam isomeria cis-trans? Explique através de fórmulas estruturais.

b) A reação do composto B com HBr leva à formação de isômeros? Justifique.

14. (Fuvest) Os compostos representados a seguir podem ser obtidos por reações de adição de substâncias adequadas a

- metano.
- eteno.
- etino.
- propeno.
- 2-butino.



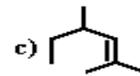
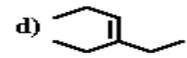
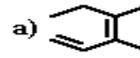
15. (Ufmg) Uma substância apresentou as seguintes características:

I- Descora solução de  $\text{Br}_2$  em  $\text{CCl}_4$ .

II- Absorve apenas um mol de  $\text{H}_2$  quando submetida à reação de hidrogenação catalítica.

III- pode apresentar-se sob duas formas enantioméricas.

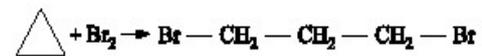
Uma fórmula estrutural possível para essa substância é



16. (FEI) A substituição de um átomo de hidrogênio do propano por um átomo de cloro originará quantos compostos diferentes?

- 1.
- 3.
- 2
- 4.
- 5.

17. (Mackenzie) O tipo de reação que ocorre entre o ciclopropano e o bromo, representada na equação abaixo, é de



- substituição.
- eliminação.
- oxidação.
- polimerização.
- adição.

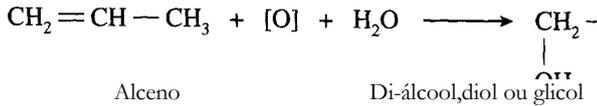
## REAÇÕES DE OXIDAÇÃO

Nas reações de oxidação ocorre a adição de oxigênio na molécula orgânica (ou de eliminação de hidrogênio) e o aumento do Nox dos átomos de carbono envolvidos.

## OXIDAÇÃO DE LIGAÇÕES DUPLAS

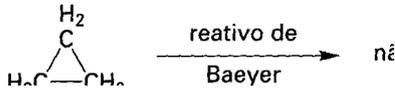
### OXIDAÇÃO BRANDA

A oxidação branda é conseguida usando o agente oxidante  $\text{KMnO}_4$  (reativo de Baeyer) em solução aquosa, neutra ou levemente básica.



O oxigênio representado por  $[\text{O}]$  é fornecido pela decomposição do  $\text{KMnO}_4$ .

Uma utilidade deste tipo de reação é diferenciar um alceno de seu isômero de cadeia, um cicloalcano, que não irá se oxidar.



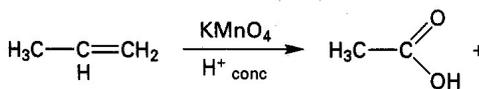
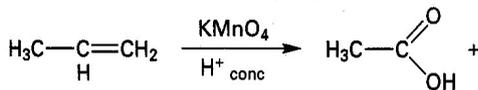
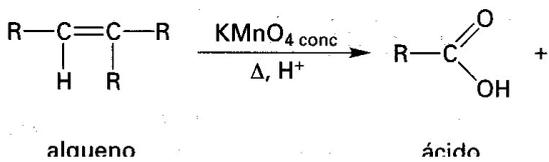
### OXIDAÇÃO ENERGÉTICA

A oxidação energética é conseguida usando oxidantes energéticos como  $\text{KMnO}_4$  (ou  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) em solução aquosa, concentrada, aquecida e ácida.

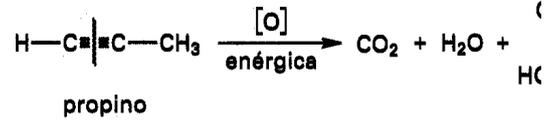
▪ Nos alquenos: o produto final depende do número de hidrogênios ligados ao carbono de ligação. Veja a tabela a seguir:

Nº de Hidrogênios	Produto
- não possui hidrogênio	→ cetona
- um hidrogênio	→ ácido carboxílico
- dois hidrogênios	→ gás carbônico mais água

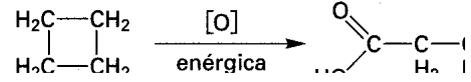
Vejamos alguns exemplos:



- Nos alquinos: (com quebra das três ligações da ligação tripla) se o carbono da ligação tripla não possuir hidrogênio, se converte em carboxila; caso possua, se converte em  $\text{CO}_2$ .

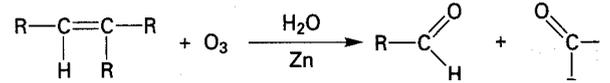


- Nos cicloalcanos: ocorre mais facilmente com os compostos cíclicos de 3 e 4 carbonos, ocorrendo a ruptura do anel.



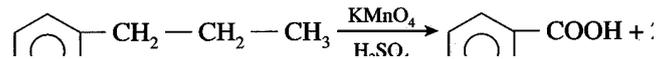
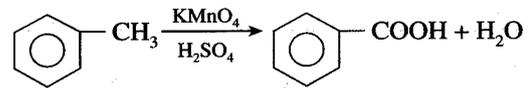
### OZONÓLIZE

A ozonólize é conseguida utilizando, como oxidante, o ozônio na presença de água e zinco em pó.



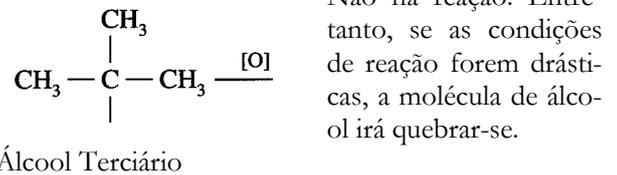
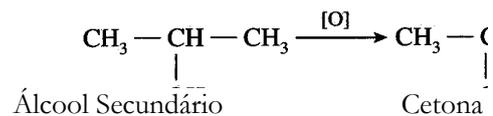
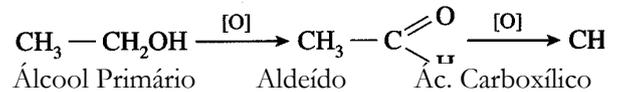
### OXIDAÇÃO DE AROMÁTICOS

O anel benzênico, apesar de possuir ligações duplas, resiste bem à ação de agentes oxidantes. No entanto, estes agentes podem oxidar os radicais ligados ao anel, sempre com formação de uma carboxila ligada ao anel benzênico.



### OXIDAÇÃO DOS ÁLCOIS

Na presença de  $\text{KMnO}_4$  ou  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , em qualquer meio, os álcoois se oxidam da seguinte maneira:



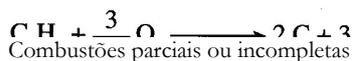
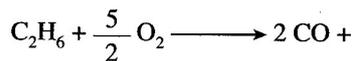
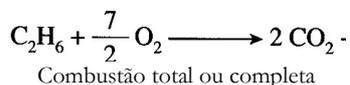
### OXIDAÇÃO EXTREMA: COMBUSTÃO

Em geral, os compostos orgânicos sofrem combustão, isto é, queimam-se ou pegam fogo com facilidade. Essa reação é uma oxidação extrema, onde a cadeia carbônica é rompida e seus átomos transformados em outros compostos:

- o carbono produz C, CO ou  $\text{CO}_2$ ;
- o hidrogênio produz  $\text{H}_2\text{O}$ ;
- o nitrogênio produz NO,  $\text{NO}_2$ ;

Dependendo da quantidade de oxigênio, a combustão pode ser:

## Química



A combustão é uma reação de oxidação-redução, onde o composto orgânico é o redutor, denominado combustível, e o oxigênio é o oxidante, denominado comburente.

Essas reações são importantes pois representam a queima de derivados do petróleo, como gás de cozinha nos fogões, gasolina e gás natural nos automóveis, o óleo diesel nos trens e caminhões. A queima de madeira, álcool e várias outras funções orgânicas também sofrem este processo de combustão.

Não são inflamáveis os compostos orgânicos com pouco ou nenhum hidrogênio e com vários átomos de halogênios (família 7A), por exemplo,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{C}_2\text{Cl}_6$ , etc.

## EXERCÍCIOS

1. (Mackenzie 2003) Aldeídos, ácidos carboxílicos e monóxido de carbono, produzidos na queima do álcool etílico ou gasolina em carros com motores desregulados, são compostos tóxicos e irritantes para as vias respiratórias.

Desses compostos, fazem-se às afirmações:

I - O nome oficial do álcool etílico é etanol.

II - O monóxido de carbono é o maior responsável pelo efeito estufa.

III - O grupo funcional que caracteriza os aldeídos é

IV - Um ácido que pode ser produzido é o etanóico.



Das afirmações feitas, estão corretas:

- I, II, III e IV.
- I e IV, apenas.
- I e II, apenas.
- I, III e IV, apenas.
- II e III, apenas.

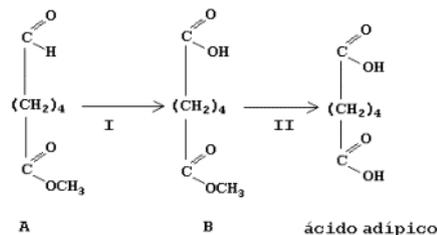
2. (Unicamp) O metanol é uma alternativa como combustível para veículos automotores. Na sua combustão incompleta com oxigênio pode-se formar metanal (aldeído fórmico). Escreva a equação química (balanceada) que representa esta reação.

3. (Fuvest-gv) Explicar se as reações

a) de combustão

b) com água de bromo podem ser utilizadas para identificar amostras contidas em frascos diferentes, uma delas de metano ( $\text{CH}_4$ ) e outra de etileno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ).

4. (FUVEST) O ácido adípico, empregado na fabricação do náilon, pode ser preparado por um processo químico, cujas duas últimas etapas estão representadas abaixo:



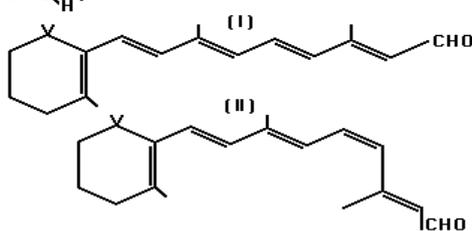
Nas etapas I e II ocorrem, respectivamente,

- oxidação de A e hidrólise de B.
- redução de A e hidrólise de B.
- oxidação de A e redução de B.
- hidrólise de A e oxidação de B.
- redução de A e oxidação de B.

5. (Unesp) Uma das reações químicas responsáveis pela visão humana envolve dois isômeros (I) e (II) da molécula retinal.

Molécula Retinal (representada simplificada por

$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ )



a) Qual o tipo de isomeria que ocorre? Por que essa molécula (retinal) pode apresentar essa isomeria?

b) A molécula de retinal pode reagir formando retinol ou ácido retinóico. Escrever simplificada as equações químicas envolvidas. Dar os nomes das reações.

6. (Unesp) Três frascos, identificados com os números I, II e III, possuem conteúdos diferentes. Cada um deles podem conter uma das seguintes substâncias: ácido acético, acetaldeído ou etanol.

Sabe-se que, em condições adequadas:

- a substância do frasco I reage com substância do frasco II para formar um éster;
  - a substância do frasco II fornece uma solução ácida quando dissolvida em água;
  - a substância do frasco I forma a substância do frasco III por oxidação branda em meio ácido.
- a) Identifique as substâncias contidas nos frascos I, II e III. Justifique sua resposta.

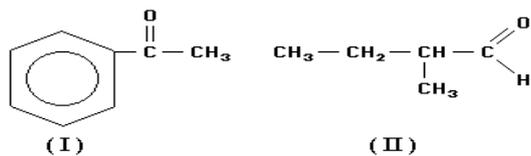
b) Escreva a equação química balanceada e o nome do éster formado, quando as substâncias dos frascos I e II reagirem.

7. (Unicamp) O metanol é uma alternativa como combustível para veículos automotores. Na sua combustão incompleta com oxigênio pode-se formar metanal (aldeído fórmico). Escreva a equação química (balanceada) que representa esta reação.

8. (Fei) A oxidação energética do metil-2-butenol produz:

- propanona e etanal
- etanal e etanóico
- metil 2,3 butanodiol
- propanona e etanóico
- butanona, água e gás carbônico

9 (Ufrj) Com relação aos compostos I e II a seguir, é correto afirmar que;



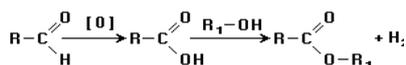
- 01) ambos são compostos carbonílicos.
- 02) O composto I pode ser denominado metil-fenil-cetona.
- 04) Por redução com H<sub>2</sub>, em presença de catalisador adequado, ambos dão origem a álcoois primários.
- 08) Por oxidação do composto II obtém-se o ácido-metil-burítico.
- 16) Na fórmula do composto I, se for substituído o radical fenil pelo radical metil, o composto resultante denomina-se propanona ou acetona.

Soma = ( )

10. (Ita) Qual das opções a seguir contém a afirmação CORRETA?
- a) A oxidação de álcool a aldeído é mais fácil do que a redução de ácido carboxílico a aldeído.
  - b) É tão fácil oxidar álcool a aldeído como reduzir ácido carboxílico a aldeído.
  - c) Tanto ácido carboxílico como aldeído podem ser obtidos a partir da oxidação de álcool terciário.
  - d) Reações entre álcool e ácidos carboxílicos não são catalisadas por ácidos fortes.
  - e) É mais fácil oxidar benzeno do que oxidar ciclohexano.

11. (Uel) Na seqüência de transformações a seguir estão representadas reações de

- a) combustão e hidrólise
- b) oxidação e esterificação
- c) hidratação e saponificação
- d) descarboxilação e hidratação
- e) oxidação e hidrogenação



12. (Ufmg) Gasolina e ar são misturados no carburador e introduzidos no motor de automóveis. Sob a ação de uma descarga elétrica, ocorre uma explosão.

Em relação a essa reação, todas as alternativas estão corretas, EXCETO

- a) É endotérmica.
- b) É rápida.
- c) É uma combustão.
- d) Ocorre com conservação da massa.
- e) Produz novas substâncias químicas.

13. (Unesp) Nos carros movidos a etanol (álcool etílico), a combustão completa de 1 mol de álcool produz:

- a) 1 mol de CO<sub>2</sub> e 6 mols de H<sub>2</sub>.
- b) 2 mols de CO<sub>2</sub> e 3 mols de água.
- c) 2 mols de monóxido de carbono e 3 mols de água.
- d) 3 mols de etanal e 1 mol de metano.
- e) 1 mol de metanol e 3 mols de monóxido de carbono.

14. (Fuvest) Em tempo de seca são comuns queimadas nas florestas. No ar atmosférico que envolve uma queimada, a concentração de oxigênio e a de vapor d'água, respectivamente:

- a) aumenta - diminui.
- b) aumenta - aumenta.
- c) diminui - aumenta.
- d) diminui - diminui.
- e) diminui - não se altera.

15. (Unesp) Indique a afirmação INCORRETA referente à substância química acetileno.

- a) O acetileno é um gás utilizado nos maçaricos de solda.
- b) A fórmula molecular do acetileno é C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>.
- c) O nome oficial do acetileno é etino.
- d) Na combustão total do acetileno, formam-se CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O.
- e) Entre os átomos de carbono do acetileno há uma tripla ligação.

16. (Fei) A oxidação energética do metil-2-buteno produz:

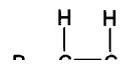
- a) propanona e etanal
- b) etanal e etanóico
- c) metil 2,3 butanodiol
- d) propanona e etanóico
- e) butanona, água e gás carbônico

17. (FESP) A ozonólise do composto C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> seguida de uma hidrólise produz exclusivamente acetona. O composto será:

- a) 2,3-dimetil-2-buteno.
- b) 3-metil-2-penteno.
- c) 2,3-dimetil-1-buteno.
- d) 2-hexano
- e) n.d.a.

18. (JUIZ DE FORA) Dos compostos abaixo, o que, por ozonólise, fornece somente etanal é:

- a) 2-metil-propeno.
- b) 1-buteno.
- c) 2-buteno.
- d) 1-butino.
- e) n.d.a.

19. (UF.SERGIPE) Hidrocarbonetos , ao serem submetidos à oxidação energética com ruptura de cadeia carbônica, produzem:

- a) álcoois.
- b) cetonas.
- c) ácidos.
- d) ésteres.
- e) éteres.

20. (POUSO ALEGRE) Os produtos da oxidação a fundo do 2-metil-2-penteno com permanganato de potássio são:

- a) propanona.
- b) ácido propanóico.
- c) propanona e ácido acético.
- d) propanona e ácido propanóico.
- e) propanal.

21. Complete as seguintes equações:

- a)  $CH_2 = CH_2 \xrightarrow[\text{Sol. alcalina}]{KMnO_4 \text{ dil.}}$
- b)  $CH_2 = C \begin{matrix} | \\ CH_3 \end{matrix} - CH_3 \xrightarrow[H_2SO_4]{KMnO_4 \text{ conc.}}$
- c)  $CH_3 - C \begin{matrix} | \\ CH_3 \end{matrix} = C \begin{matrix} | \\ CH_3 \end{matrix} - CH_3 \xrightarrow{O_3} \dots \xrightarrow{Zn, H_2O}$
- d)  $CH_3 - C \equiv CH \xrightarrow[H_2SO_4]{KMnO_4 \text{ conc.}}$
- e)  $CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3 \xrightarrow[H_2SO_4]{KMnO_4}$

22. (Vunesp) Quais os produtos de oxidação parcial e total (da função álcool) do 1-propanol e do 2-propanol?

- a) Escrever as equações das oxidações utilizando fórmulas estruturais.
- b) Escrever os nomes dos produtos.

23. (E.F.O.Alfenas-MG)

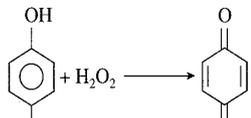
a) Escreva as equações químicas balanceadas da combustão completa do propano.

b) Quantos mols de cada um dos produtos da combustão são produzidos, quando se queima completamente 5 mols de propano?

## Química

24. (VUNESP) A tintura preta para cabelo é obtida através da reação:

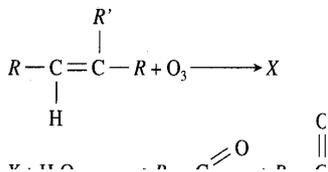
a) Que grupos funcionais estão presentes no reagente e no produto orgânico?



b) Identifique o agente oxidante e o agente redutor da reação.

25. (VUNESP) O ozônio (O<sub>3</sub>) reage com o alceno formando um composto X, que por sua vez reage com água, resultando em dois produtos orgânicos, segundo o esquema.

a) Escreva as fórmulas estruturais dos dois produtos orgânicos finais quando o alceno é 2-metil-buteno.



b) Identifique as fórmulas estruturais dos dois produtos finais da reação.

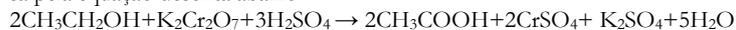
26. (FUVEST) O uísque contém água, etanol e pequenas quantidades de outras substâncias, dentre as quais ácido acético e acetato de etila. Estas duas últimas substâncias teriam se formado, a partir do etanol, respectivamente, por reações de:

- oxidação e hidrólise.
- hidrólise e esterificação.
- esterificação e redução.
- redução e oxidação.
- oxidação e esterificação.

27. (UPE) O alcino que, por oxidação enérgica em meio sulfúrico, origina um único produto, o ácido acético, é:

- propino.
- 1-pentino.
- acetileno.
- 2-butino.
- 1-butino.

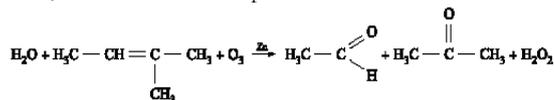
28. (UFRN-2002) Nas operações de policiamento (blitz) em rodovias, o “bafômetro” – tubo contendo uma mistura de dicromato de potássio (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) e sílica umedecida com ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) é usado para medir a quantidade de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) presente no ar exalado por uma pessoa que ingeriu bebida alcoólica. A reação do álcool com os reagentes mencionados é expressa pela equação descrita abaixo:



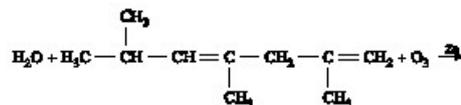
De acordo com a equação, pode-se afirmar que o etanol sofre um processo de:

- oxidação pelo K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.
- oxidação pelo H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- redução pelo K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.
- redução pelo H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

29. (PUCSP-2002) A ozonólise é uma reação de oxidação de alcenos, em que o agente oxidante é o gás ozônio. Essa reação ocorre na presença de água e zinco metálico, como indica o exemplo.



Considere a ozonólise em presença de zinco e água, do dieno representado a seguir:



Assinale a alternativa que apresenta os compostos orgânicos formados durante essa reação.

- Metilpropanal, metanal, propanona e etanal.
- Metilpropanona, metano e 2,4-pentanodiona.
- Metilpropanol, metanol e ácido 2,4-pentanodióico.
- Metilpropanal, ácido metanóico e 2,4-pentanodiol.
- Metilpropanal, metanal e 2,4-pentanodiona.

## ÁLCOOIS

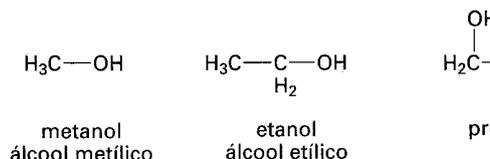
**Álcool:** denominação genérica dos compostos orgânicos resultantes da substituição de um ou mais átomos de hidrogênio dos hidrocarbonetos por um ou mais grupos OH.

## INTRODUÇÃO

Os álcoois são compostos orgânicos que apresentam um ou mais grupos de hidroxila (OH) ligados diretamente a átomos de carbono saturados. Sua fórmula geral pode ser representada por:



Para iniciar este assunto vejamos primeiro alguns álcoois:



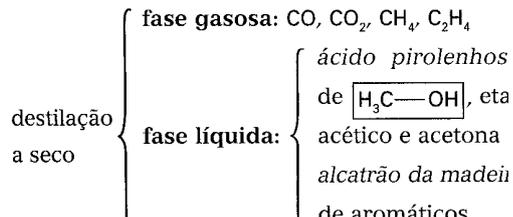
Estes compostos orgânicos são muito utilizados como solventes e como matéria-prima para a obtenção de inúmeros outros compostos orgânicos. No caso do Brasil, em particular, não podemos esquecer a importância do álcool comum como combustível para automóveis.

- **Metanol, álcool metílico ou carbinol (H<sub>3</sub>C-OH):** este álcool é importante na indústria química como solvente de tintas e vernizes, como reagente, como matéria-prima na obtenção de formol e como combustível. Há, inclusive, a possibilidade de sua utilização no lugar do diesel em motores de caminhões e ônibus. Também é bastante utilizado na perfumaria recebendo o nome de essência colonial.

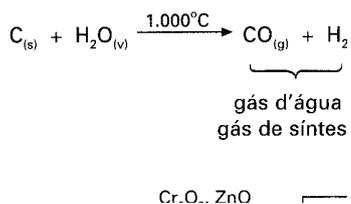
Seu emprego em bebidas é proibido, pois é altamente tóxico (podendo causar cegueira e até a morte), por isso é utilizado na “desnaturação” do álcool etílico industrial. Pode ser obtido através de dois processos principais, a partir de madeira e de carvão e água.

Durante muito tempo, a obtenção do metanol de seu apenas através da madeira e por isso ficou conhecido por álcool da

madeira. Essa destilação, feita em retortas nas quais se evita a entrada de ar e sob o aquecimento em torno de 400°C, fornece quatro frações: gases ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $CO$ ,  $CH_4$  etc.), ácido pirolenhoso (água, ácido acético, metanol, acetona etc.), alcatrão da madeira (derivados fenólicos) e carvão vegetal (empregado como combustível). Veja a figura:



Atualmente, o metanol é produzido em escala industrial, a partir de carvão e água. Veja na figura:

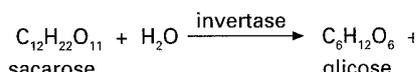


- Etanol, álcool etílico ou metil-carbinol ( $H_3C-CH_2-OH$ ): este álcool é importante tanto na indústria como no uso direto do nosso dia-a-dia, é miscível com água. Popularmente chamado de álcool, é utilizado em hospitais, como combustível em uma simples espiriteira ou até em automóveis. Quando está como anidro (puro, sem água), pode ser adicionado à gasolina; quando hidratado, pode ser usado como carburante, no caso de carros a álcool. Está presente também nas bebidas alcoólicas, na farmacologia e em outras categorias é utilizado na preparação de muitas substâncias (ácido acético, éter, tintas, iodoformio, perfumes etc.).

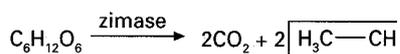
Os povos antigos já preparavam bebidas alcoólicas através da fermentação de sucos. Nesse processo são utilizadas como matérias-primas muitas substâncias, dentre as quais, substâncias açucaradas (melaço de cana, suco de frutas e beterraba), substâncias amiláceas (milho, arroz, trigo e batata) e substâncias celulósicas (madeira e papel).

O etanol pode ser obtido através de vários processos, porém, o principal é a fermentação alcoólica. Este processo se dá através da cana de açúcar (sacarose) e tem duas etapas, ambas envolvendo catalisadores biológicos (enzimas).

A primeira etapa chamasse inversão da sacarose. O nome inversão é dado pois a sacarose extraída da cana é dextrógira, então a glicose produzida é dextrógira (dextrose) e a frutose é levógira (levulose); porém, o poder rotatório específico da frutose é maior que o da glicose e, por isso, a solução final é levógira. Daí a enzima recebe o nome de invertase. Veja uma reação desta primeira etapa:



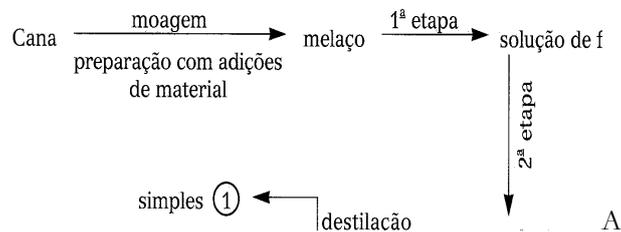
A etapa seguinte chamasse fermentação propriamente dita, onde os monossacarídeos sofrem uma série de decomposições que, globalmente, são representados pela equação:



As enzimas envolvidas nessas etapas são produzidas por um microorganismo chamado Saccharomyces cerevisiae (fermento de padaria, comprado em tabletes nos supermercados).

Pode-se também efetuar a catálise por via artificial; porém, atualmente, o processo biológico apresenta vantagens.

De forma resumida, numa usina produtora de álcool, tal processo desenvolveu-se, com variações, da seguinte maneira:



Destilação simples é feita em alambiques e obtém uma solução diluída em álcool com ésteres, aromatizantes e eventualmente, materiais corantes que dão origem à famosa pinga ou cachaça.

Já a destilação fracionada é feita em uma coluna de fracionamento e obtém-se principalmente a mistura azeotrópica binária (96% álcool, 4% água), que é o álcool mais puro que esta destilação pode originar.

O álcool absoluto, é o álcool puro, quase 100%, que pode ser obtido principalmente por dois processos: o tratamento azeotrópico binário com outra substância, como o benzeno, produzindo um álcool azeotrópico ternário, que arrastará consigo praticamente toda a água; e o tratamento azeotrópico binário com desidratantes, como o  $CaO$  (cal), e posterior destilação.

Há também o álcool comercial, que possui inúmeras aplicações diretas (como já foi dito nesta aula, ele se aplica como desinfetante, combustível doméstico, carburante em motores diversos etc.). No caso das bebidas, para evitar o uso do etanol, adquiriu-se o costume de “desnaturar” o álcool, adicionando-lhe substâncias tóxicas (como o metanol, a piridina e outras) com finalidades tributárias, assim o álcool comercial (desnaturado), por conter aditivos torna-se mais barato que o usado em bebidas, o chamado álcool de cereais.

Todas as bebidas alcoólicas contêm um certo teor de etanol, podendo ser classificadas em dois grupos: bebidas destiladas e bebidas não-destiladas. Veja a tabela:

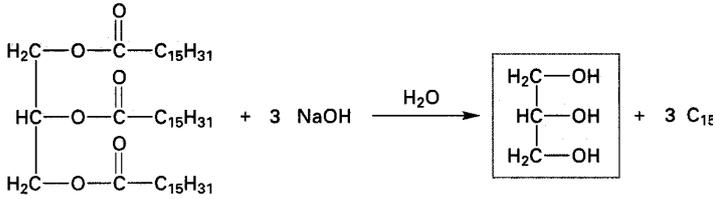
Bebidas	Bebidas não-destiladas	
	Teor alcoólico	Matéria-prima
Cerveja	3 a 5	Cevada, lúpulo, cereais maltados
Vinho	até 12	Uvas
Champanhe	11	Uvas
Bebidas destiladas		
Pinga	38 a 54	Cana-de-açúcar
Uísque	43 a 55	Cereais envelhecidos
Vodca	40 a 50	Batata, trigo
Rum	45	Melaço de cana

Além dos métodos de obtenção citados, o etanol pode ser obtido e preparado a partir de polissacarídeos como o amido, celulose etc. Basicamente ocorrerá o mesmo que acontece com a sacarose: primeiro uma hidrólise para se chegar aos monossacarídeos e, então, a fermentação propriamente dita.

- Propanotriol, glicerol ou glicerina: a glicerina é um agente umectante e por isso tem inúmeras aplicações, como por exemplo: a manufatura do fumo, a produção de cosméticos e loções para pele, tintas, dentífricos, produtos farmacêuticos etc. Também é utilizada na conservação em baixas temperaturas de tecidos vivos, com córneas e células sanguíneas.

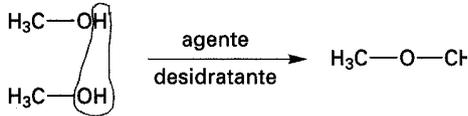
## Química

Um importante processo de preparação do glicerol é reação de saponificação – hidrólise alcalina de óleos e gorduras de origem animal ou vegetal. O equilíbrio éster, água, ácido e álcool é deslocado pela neutralização do ácido pelo hidróxido. Pode-se dizer que a glicerina é um subproduto da fábrica de sabão. Veja a reação:

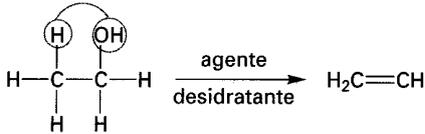


## REAÇÕES ENVOLVENDO ÁLCOOIS

- **Desidratação intermolecular:** nessa reação temos a perda de água, pois um átomo de H e uma hidroxila (OH) são eliminados de duas moléculas de álcoois, formando ésteres. Veja:



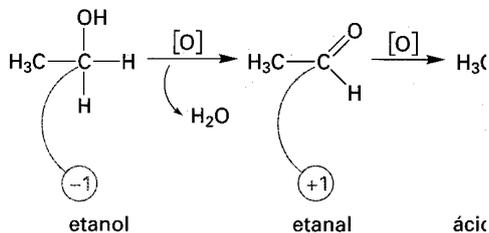
- **Desidratação intramolecular:** nessa reação também temos a perda de água, porém o H e o OH são eliminados de uma mesma molécula, formando alquenos. Exemplo:



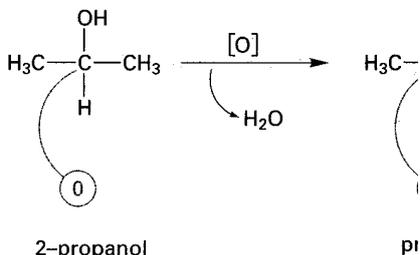
Um agente desidratante muito utilizado nesses dois processos é o ácido sulfúrico concentrado a quente. A uma temperatura de 170°C, temos a formação de alquenos, enquanto a 140°C, os produtos da reação são ésteres.

- **Oxidações:** os agentes mais empregados nessas reações são  $\text{KMnO}_4$  e  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  em meio ácido.

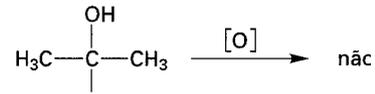
### Oxidação em álcool primário:



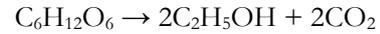
### Oxidação em álcool secundário:



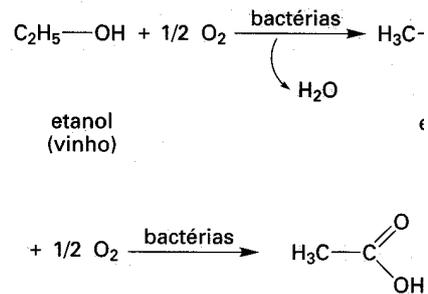
### Oxidação em álcool terciário:



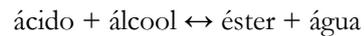
- **Vinho e vinagre:** o vinho é produzido pela fermentação do suco de uva, durante esse processo, os açúcares são transformados em etanol:



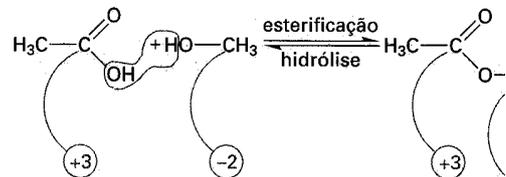
Tanto na preparação quanto na conservação, o vinho está sujeito à ação microbiana e o etanol é oxidado, originando o aldeído acético que, posteriormente, é transformado em ácido acético, mais conhecido como vinagre. Veja essa transformação na figura abaixo:



- **Esterificação:** essa reação é utilizada na preparação dos ésteres. Veja:



É uma reação fácil de ser revertida. O equilíbrio pode ser deslocado para a direita, bastando realizar a reação em meio sulfúrico concentrado. Veja a figura a seguir e note que a reação de esterificação não é uma reação de óxido-redução.



## EXERCÍCIOS

1. (Fuvest) Uma mistura aquosa de dicromato de potássio e ácido sulfúrico oxida os álcoois primários a aldeídos e os álcoois secundários a cetonas.

Por outro lado, tanto os álcoois primários quanto os secundários, tratados apenas com ácido sulfúrico a quente, poderão formar alquenos.

a) Escreva a fórmula estrutural do produto da oxidação do 1-butanol.

b) Escreva as fórmulas estruturais dos possíveis alquenos formados pela desidratação do 2-butanol.

2. (FUVEST) Qual dos compostos abaixo forma um sistema homogêneo quando misturado com igual massa de água?

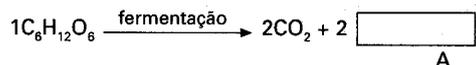
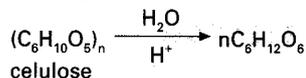
- a) benzeno
- b) celulose
- c) metanol
- d) octano
- e) tetracloreto de carbono

3. (Unesp) O etanol pode ser submetido às seguintes reações:

- I) de desidratação, em presença de ácido sulfúrico.
- II) de oxidação, em presença de dicromato de potássio e ácido sulfúrico.

No total, podem se formar quatro produtos diferentes. Indique as fórmulas estruturais e os nomes oficiais de dois desses produtos.

Complete as reações abaixo.



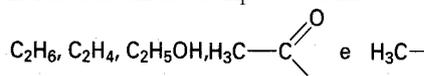
4. (FUVEST) A celulose, quando utilizada na produção do etanol, é submetida sucessivamente às etapas de:

- a) craqueamento e hidrólise
- b) fermentação e oxidação
- c) combustão e polimerização
- d) hidrólise e fermentação
- e) polimerização e sacarificação

5. (FUVEST) A dosagem de etanol no sangue de um indivíduo mostrou o valor de 0,080g por 100mL de sangue. Supondo que o volume total do sangue desse indivíduo seja 6,0L e admitindo que 12% do álcool ingerido encontra-se em seu sangue, quantas doses de bebida alcoólica ele deve ter tomado?

- a) 2 - 1 dose de bebida alcoólica = 20mL
- b) 4 - porcentagem aproximada, em volume, de etanol na bebida = 50%
- d) 6 - densidade do etanol = 0,80g/mL
- e) 7.

6. (FUVEST) Considere o número de mols de água produzidos na combustão completa de um mol de cada um dos compostos abaixo:



Produzem diferentes números de mols de água:

- a) o álcool e o aldeído
- b) o éter e o álcool
- c) o hidrocarboneto saturado e o éter
- d) o hidrocarboneto saturado e o álcool
- e) o hidrocarboneto insaturado e o aldeído

7. Faça a associação seguinte:

- a) Oxidação de álcool primário ( ) éter
- b) Oxidação de álcool secundário ( ) éster
- c) Oxidação de álcool terciário ( ) cetona
- d) Desidratação intermolecular do álcool ( ) não há reação
- e) Desidratação intramolecular de álcool ( ) ácido carboxílico
- f) Ácido + álcool ( ) alqueno

8. (PUC) A oxidação de 2-propanol produz:

- a) propanóico
- b) propanal
- c) propanona
- d) propano
- e) propeno

9. (FUVEST) Automóveis a álcool emitem grande quantidade de aldeído, produzido por:

- a) fragmentação da molécula do álcool
- b) redução do álcool
- c) oxidação parcial do álcool
- d) oxidação completa do álcool
- e) reação do álcool com o nitrogênio do ar

10. (FEI) O nome do produto obtido pela reação do ácido acético e etanol é:

- a) éter etílico
- b) éter metílico
- c) acetato de etila
- d) acetato de metila
- e) formiato de etila

11. (PUC) Um composto X, cuja fórmula é  $C_4H_{10}O$ , é facilmente oxidado, fornecendo um composto de fórmula  $C_4H_8O$ . X pode ser:

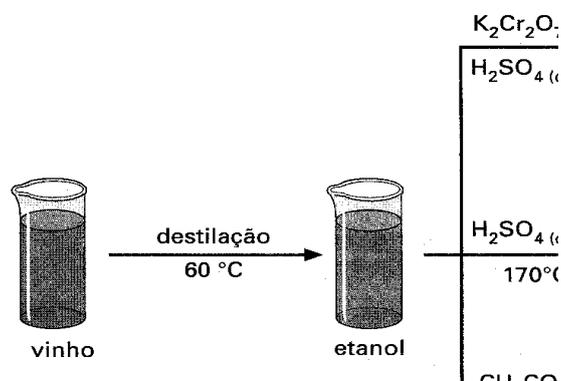
- a) uma cetona
- b) um éter
- c) um álcool secundário
- d) um álcool terciário
- e) um aldeído

12. (FUVEST) O sabor artificial da laranja é conseguido usando o acetato de octila.

a) Equacione a reação de esterificação que permite obter esse composto.

b) Dê o nome dos reagentes empregados.

13. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) Considere o esquema abaixo:



As substâncias indicadas pelos números I, II e III são, respectivamente:

- a) etanoato de etila/ ácido etanóico/ eteno
- b) eteno/ etanoato de etila/ ácido etanóico
- c) ácido etanóico/ eteno/ etanoato de etila
- d) eteno/ ácido etanóico/ etanoato de etila
- e) ácido etanóico/ etanoato de etila/ etano

14. (PUC-MG) Dada a seqüência de reações:



O composto B é o:

- a) propano
- b) propanal
- c) propanona
- d) propanol-1
- e) ácido propanóico

15. (FUVEST) Em condições adequadas, o etanol, quando tratado com ácido clorídrico concentrado, pode sofrer uma reação de substituição, enquanto que, quando tratado com ácido sulfúrico concentrado, pode sofrer uma reação de desidratação intermolecular. Os produtos formados nessas duas reações são, respectivamente:

- a) cloreto de etila e éter di-etílico
- b) cloreto de etila e etileno
- c) 2-cloroetanol e acetato de etila
- d) 1,1-di-cloroetano e éter di-etílico
- e) 1,1-di-cloro etano e etileno

**Química**

16. (Fuvest) Uma mistura aquosa de dicromato de potássio e ácido sulfúrico oxida os álcoois primários a aldeídos e os álcoois secundários a cetonas. Por outro lado, tanto os álcoois primários quanto os secundários, tratados apenas com ácido sulfúrico a quente, poderão formar alcenos.

- a) Escreva a fórmula estrutural do produto da oxidação do 1-butanol.
- b) Escreva as fórmulas estruturais dos possíveis alcenos formados pela desidratação do 2-butanol.

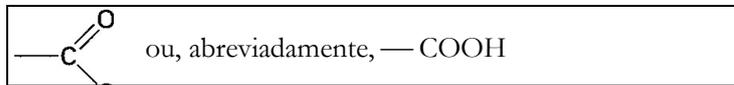
17. (Unesp) O etanol pode ser submetido às seguintes reações:  
 I. de desidratação, em presença de ácido sulfúrico.  
 II. de oxidação, em presença de dicromato de potássio e ácido sulfúrico.  
 No total, podem se formar quatro produtos diferentes. Indique as fórmulas estruturais e os nomes oficiais de dois desses produtos.

18. (Unicamp) Quando vapores de etanol passam sobre argila aquecida, que atua como catalisador, há produção de um hidrocarboneto insaturado gasoso e vapor d'água. Esse hidrocarboneto reage com bromo (Br<sub>2</sub>) dando um único produto. Escreva as equações:  
 a) da reação de formação do hidrocarboneto, indicando o nome deste.  
 b) da reação do hidrocarboneto com o bromo.
19. (Fuvest-gv) A desidratação do álcool etílico dá como produtos:  
 a) éter dietílico e etileno.  
 b) acetona e ácido acético.  
 c) éter dietílico e acetaldéido.  
 d) etano e etileno.  
 e) álcool metílico e acetaldéido.

20. (Unicamp) Quando vapores de etanol passam sobre argila aquecida, que atua como catalisador, há produção de um hidrocarboneto insaturado gasoso e vapor d'água. Esse hidrocarboneto reage com bromo (Br<sub>2</sub>) dando um único produto. Escreva as equações:  
 a) da reação de formação do hidrocarboneto, indicando o nome deste.  
 b) da reação do hidrocarboneto com o bromo.

**REAÇÕES DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS E ÉSTERES**

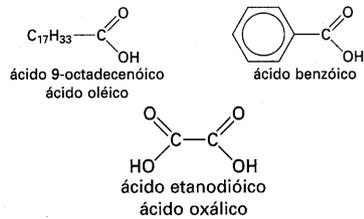
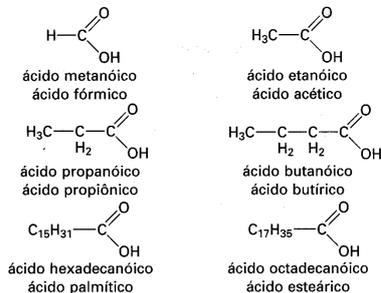
São compostos orgânicos com um ou mais grupos carboxila (carbonila + hidroxila):



Sendo monovalente, a carboxila só pode aparecer nas extremidades das cadeias ou ramificações.

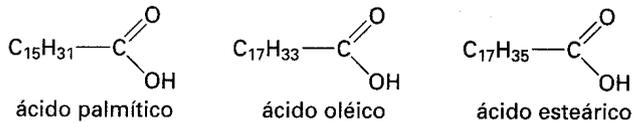
A fórmula geral dos ácidos é R-COOH ou Ar-COOH, tendo-se então ácidos alifáticos ou aromáticos, respectivamente.

Vejamos alguns ácidos carboxílicos importantes:



Ácidos carboxílicos com mais de 11 carbonos e geralmente com número par de carbonos são chamados de ácidos graxos.

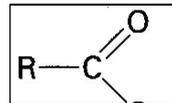
**Exemplos:**



**ÉSTERES**

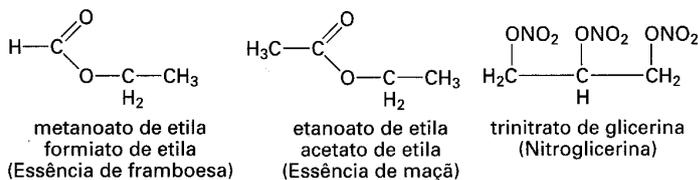
São compostos resultantes da reação de um ácido carboxílico e um álcool, ocorrendo a substituição da hidroxila pelos radicais álcoxi ou fenoxi.

A fórmula geral dos ésteres de ácidos carboxílicos pode ser assim representada:



onde R pode ser alifático ou aromático.

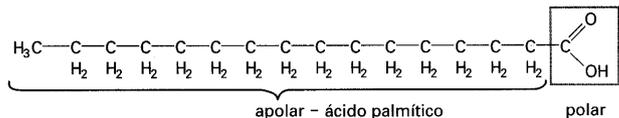
Vejamos alguns ésteres importantes:



Os ésteres alifáticos e de massas moleculares baixas são líquidos, incolores e de cheiro agradável (usados como essências de frutas); à medida que sua massa molecular aumenta, passam a líquidos oleosos (óleos vegetais e animais); ésteres de massa molecular elevada são sólidos (gorduras e ceras).

**EFEITO DETERGENTE**

Ao observarmos a estrutura de um ácido graxo, podemos dividi-lo em uma parte nitidamente apolar (fim de um hidrocarboneto) e outra polar (a carboxila):



Isso confere a estes ácidos uma dualidade, pois o terminal apolar terá afinidade com substâncias apolares (óleos, gorduras etc.) enquanto o terminal polar terá afinidade com substâncias polares (água).

Esta propriedade inibe a aglomeração de moléculas de óleos ou gorduras e facilita a remoção com água.

## ÓLEOS E GORDURAS

São conhecidos com glicerídeos os ésteres de glicerol com ácidos graxos e que pertencem à classe dos lipídios.

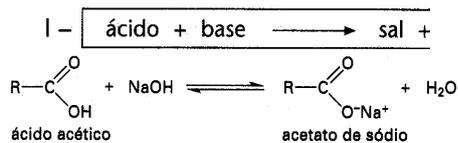
### CONCEITOS E CARACTERÍSTICAS GERAIS DOS LIPÍDIOS

Os lipídios são ésteres elaborados pelos organismos vivos que, por hidrólise, fornecem ácidos graxos ao lado de outros compostos.

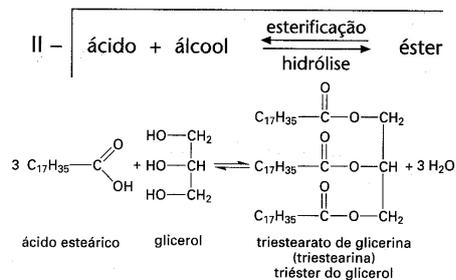
#### Principais características dos lipídios:

- são brancos ou levemente amarelados.
- são untuosos ao tato.
- são pouco consistentes; sendo que alguns são líquidos.
- deixam sobre o papel uma mancha translúcida que não desaparece por aquecimento.
- são insolúveis em água.
- são pouco solúveis no álcool a frio, e bastante solúveis no álcool a quente.
- são solúveis em éter, benzeno, éter de petróleo, clorofórmio e outros orgânicos.
- não são destiláveis por aquecimento, mesmo à baixa pressão.
- decompõe-se por aquecimento.
- os lipídios derivados da glicerina (óleos, gorduras etc.) libertam acroleína (propenal) por aquecimento.

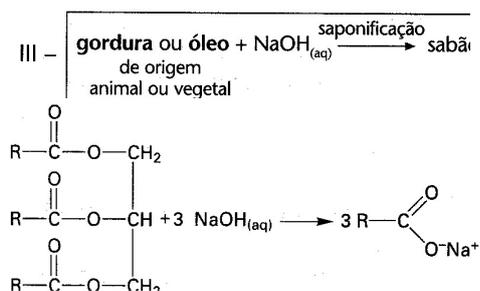
## REAÇÕES



Quando o ácido utilizado for um ácido graxo, o sal produzido na reação é conhecido como sabão.



Quando no triéster do glicerol prevalece cadeia saturada, tem-se uma gordura. Caso prevaleça cadeia insaturada, tem-se um óleo.



A utilização de NaOH irá originar sabão duro; e, quando é utilizado KOH, obtém-se sabão mole.

## EXERCÍCIOS

1. (Unesp) O ácido metilpropiónico reage com 1-butanol, formando água e um produto orgânico.

a) Escreva a equação balanceada da reação utilizando fórmulas estruturais para os compostos orgânicos.

b) Dê o nome do produto orgânico formado na reação e a função a que pertence

2. (FUVEST-SP) O uísque contém água, etanol e pequenas quantidades de outras substâncias, dentre as quais ácido acético e acetato de etila. Essas duas últimas substâncias teriam se formado, a partir do etanol, respectivamente, por reações de

- dois ácidos carboxílicos.
- um aldeído e um álcool.
- uma acetona e um álcool.
- um aldeído e um ácido carboxílico.
- um álcool e um ácido carboxílico.

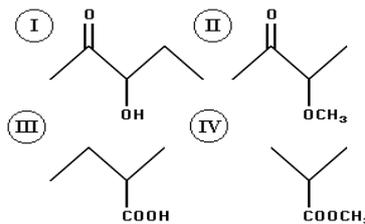
3. (VUNESP) A reação entre um ácido graxo com NaOH dá como produto:

- a parafina.
- a aspirina.
- a nicotina.
- um corante.
- um sabão.

4. (Fuvest) Na reação de saponificação  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{X} + \text{Y}$ , os produtos X e Y são:

- álcool etílico e propionato de sódio.
- ácido acético e propóxido de sódio.
- acetato de sódio e álcool propílico.
- etóxido de sódio e ácido propanóico.
- ácido acético e álcool propílico.

5. (Ufmg) Considere as substâncias com as seguintes fórmulas estruturais. Com relação a essas substâncias, a afirmativa FALSA é



- I e II são isômeros de posição.
- II apresenta grupo metoxila.
- III é mais ácida de todas.
- IV reage com NaOH(aq) produzindo um sal e metanol.
- todas apresentam a ligação C=O.

6. (UFRS) Um composto alimentar rico em triglicerídeos saturados é:

- a gelatina.
- o óleo vegetal.
- a gordura animal.
- a proteína de soja.
- o doce da abóbora.

7. (FGV) Os sabões podem ser obtidos pela reação de

- açúcares com soda cáustica.
- gorduras com soda cáustica.
- álcoois com ácido sulfúrico.
- coque com ácido nítrico.
- glicerina com ácido fosfórico.

## Química

8. (FUVEST-SP) Os sais de sódio de ácidos carboxílicos com elevado número de átomos de carbonos são denominados

- fertilizantes.
- lubrificantes.
- inseticidas.
- plásticos.
- sabões.

9. (UEL) Ácidos carboxílicos reagem com hidróxidos de metais alcalinos produzindo água e

- ésteres.
- éteres.
- anidridos de ácidos.
- sais.
- haletos de acila.

10. (UFPA) A saponificação do acetato de fenila produz:

- etanoato de potássio e fenol.
- benzoato de potássio e etanol.
- acetato de potássio e álcool benzílico.
- metanoato de potássio e fenol.
- acetato de potássio e oxileno.

11. (Fuvest) Na reação de saponificação  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{X} + \text{Y}$ , os produtos X e Y são:

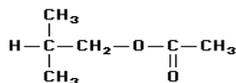
- álcool etílico e propionato de sódio.
- ácido acético e propóxido de sódio.
- acetato de sódio e álcool propílico.
- etóxido de sódio e ácido propanóico.
- ácido acético e álcool propílico.

12. (Unesp) O ácido metilpropionico reage com 1-butanol, formando água e um produto orgânico.

a) Escreva a equação balanceada da reação utilizando fórmulas estruturais para os compostos orgânicos.

b) Dê o nome do produto orgânico formado na reação e a função a que pertence.

13. (Unicamp) O éster responsável pelo aroma do rum tem a seguinte fórmula estrutural:



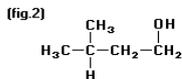
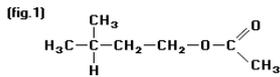
Escreva as fórmulas estruturais do ácido e do álcool a partir dos quais o éster poderia ser formado.

14. (Unesp) Sobre o aromatizante de fórmula estrutural, a seguir (fig.1), são feitas as seguintes afirmações:

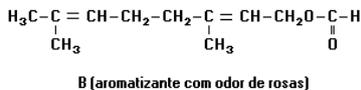
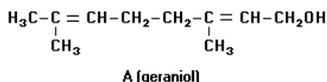
- a substância tem o grupo funcional éter,
- a substância é um éster do ácido etanóico.
- a substância pode ser obtida pela reação entre o ácido etanóico e o álcool de fórmula estrutural (fig.2)

Estão corretas as afirmações:

- I, apenas.
- II, apenas.
- I e III, apenas.
- II e III, apenas.
- I, II e III.



15. (Fuvest) Deseja-se obter a partir do geraniol (estrutura A) o aromatizante que tem o odor de rosas (estrutura B).



Para isto faz-se reagir o geraniol com:

- álcool metílico (metanol).
- aldeído fórmico (metanal).
- ácido fórmico (ácido metanóico).
- formiato de metila (metanoato de metila).
- dióxido de carbono.

16. (Fuvest) O uísque contém água, etanol e pequenas quantidade de outras substâncias, dentre as quais ácido acético e acetato de etila. Estas duas últimas substâncias teriam se formado, a partir do etanol, respectivamente, por reações de:

- oxidação e hidrólise.
- hidrólise e esterificação.
- esterificação e redução.
- redução e oxidação.
- oxidação e esterificação.

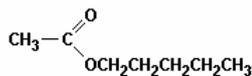
17. (Ita) Aquecendo, juntos, ácido benzóico e etanol podemos esperar a formação de:

- Sal e água.
- Éter e água.
- Éster e água.
- Aldeído e água.
- Cetona e água.

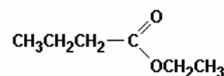
18. (Ufpe) Ao se aquecer ácido butanóico, que possui um cheiro desagradável, com etanol na presença de pequena quantidade de ácido sulfúrico, forma-se uma substância com odor de abacaxi. Esta substância é um:

- éter
- éster
- composto aromático
- anidrido
- aldeído

19. (Ufpi 2001) Os aromas da banana e do abacaxi estão relacionados com as estruturas dos dois ésteres dados a seguir. Escolha a alternativa que apresenta os nomes sistemáticos das duas substâncias orgânicas.



Aroma de banana



Aroma de abacaxi

- Acetilpentanoato e Etilbutanoato
- Etanoato de pentila e Butanoato de etila
- Pentanoato de etila e Etanoato de butila
- Pentanoato de acetila e Etanoato de butanoíla
- Acetato de pentanoíla e Butanoato de acetila

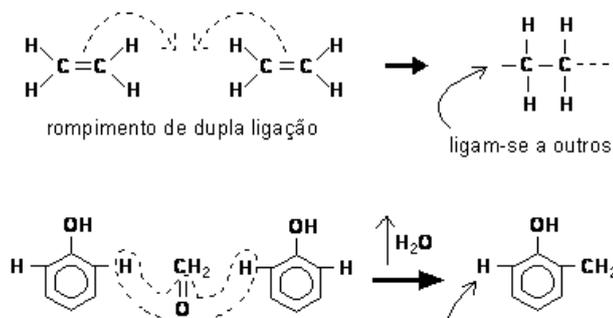
## POLÍMEROS

Polímeros são macromoléculas formadas a partir de moléculas menores, os monômeros. O processo de transformação desses monômeros, formando o polímero, é chamado polimerização. A massa molecular de um polímero varia muito, pois em uma porção de material polimerizado existem moléculas maiores e menores; daí falamos sempre em massa molecular média. Por exemplo: Celulose:  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$  onde n varia de aproximadamente 1500 a 3000

Polietileno:  $(\text{CH}_2\text{CH}_2)_n$  onde n varia de aproximadamente 2000 a 100 000

Na fabricação de um polímero, a substância inicial constitui o monômero e sua repetição 2, 3, ..., n vezes dá origem ao dí-

mero, trímero etc. polímero. Teoricamente a reação de polimerização pode prosseguir infinitamente, dando origem a uma molécula de massa molecular infinita. Porém, fatores práticos, no entanto, limitam a continuação da reação. A ligação entre os monômeros é feita através de pontos reativos, isto é, átomos ou grupos de átomos do monômero, capazes de efetuar uma nova ligação química, seja pelo rompimento de insaturações ou pela eliminação de moléculas simples ( $H_2O$ ,  $NH_3$  etc). Se existirem três ou mais pontos reativos no monômero, o polímero será tridimensional. Veja a figura:



É possível romper a estrutura de um polímero por meio de agentes físicos ou químicos, reduzindo o seu grau de polimerização. A celulose, por exemplo, quando tratada a quente com uma solução ácida, tem sua ponte de oxigênio (ligação -O-) rompida. Quando a despolimerização atinge seu limite máximo, o polímero natural reduz-se ao monômero glicosídico que lhe deu origem.

## CLASSIFICAÇÃO DOS POLÍMEROS

▪ **Ocorrência:** há dois tipos de polímeros, os naturais e os sintéticos. Os naturais são polímeros que já existem normalmente na natureza. Dentre os mais importantes, estão os carboidratos (celulose, amido, glicogênio etc), as proteínas (existentes em todos os seres vivos) e os ácidos nucleicos (existentes no núcleo das células vivas e responsáveis pelas características genéticas dos seres vivos).

No entanto, os sintéticos, são polímeros fabricados pelo homem, a partir de moléculas simples. Dentre eles estão o nylon, o polietileno, o PVC etc. No setor de fibras têxteis, além de falarmos em fibras naturais (algodão, seda, juta etc) e artificiais (nylon, poliéster etc), falamos também em fibras artificiais ou modificadas, como, por exemplo, o rayon. A fabricação do rayon já parte de uma macromolécula, que são as fibras naturais do algodão; a seguir, por meio de várias reações químicas, purifica-se a macromolécula e no final faz-se uma nova fiação. Resultam então, fios e fibras de composição química idêntica à da macromolécula inicial, porém, de muito melhor qualidade e por isso dizemos que constituem o rayon.

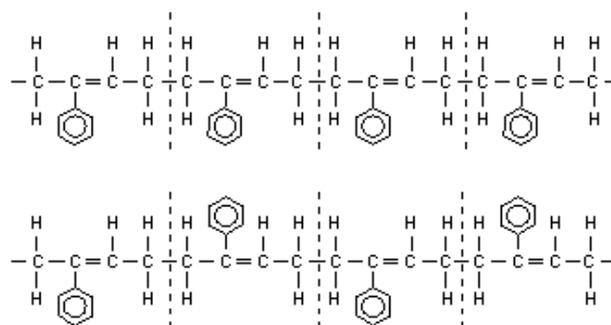
▪ **Natureza da cadeia:** polímero de cadeia homogênea ocorre quando o esqueleto da cadeia é formado apenas por átomos de carbono. Já o polímero de cadeia heterogênea, ocorre quando no esqueleto da cadeia existem átomos diferentes de carbono (heteroátomos).

▪ **- Disposição espacial dos monômeros:** há os polímeros táticos, que ocorrem quando as unidades monoméricas dispõem-se ao longo da cadeia polimérica seguindo determinada ordem. Estes polímeros podem ainda ser divididos em isotáticos e sindiotáticos. Nos isotáticos, os monômeros distribu-

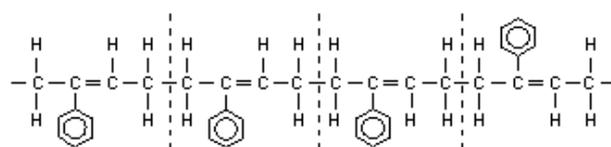
em-se ao longo da cadeia de tal modo que unidades sucessivas, após rotação e translação, podem ser exatamente sobrepostas. Nos sindiotáticos, a rotação e translação de uma unidade monomérica, em relação à seguinte, reproduzem a imagem especular desta última.

Também há os polímeros atáticos, que ocorrem quando as unidades monoméricas dispõem-se ao longo da cadeia polimérica ao caso, ou seja, de maneira desordenada.

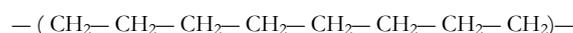
### Polímeros Táticos:



### Polímero Atático:



▪ **Estrutura final do polímero:** quando a macromolécula é um encadeamento linear de átomos, chamamos de polímero linear. Veja o exemplo do polietileno:



Mesmo que a cadeia apresente ramificações, desde que a ramificação não ligue uma cadeia à outra vizinha, o polímero continua sendo considerado linear. Por exemplo, a borracha sintética (neopreno):



Os polímeros lineares dão origem a materiais termoplásticos, ou seja, plásticos que podem ser amolecidos pelo calor quantas vezes quisermos e, ao resfriarem, voltam a apresentar as mesmas propriedades iniciais.

Entretanto, quando a macromolécula se desenvolve em todas as direções, isto é, há ligações entre cadeias adjacentes, através de átomos localizados ao longo da cadeia, chamamos de polímeros tridimensionais. Esses polímeros dão origem a materiais termofixos ou materiais termoendurecentes. No primeiro caso, pelo menos a última fase de produção da macromolécula, deve ser feita simultaneamente com a modelagem do objeto desejado, pois uma vez prontos, esses polímeros não podem ser novamente amolecidos pelo calor (um aquecimento excessivo causará a decomposição até a queima do material mas nunca seu amolecimento) e, conseqüentemente, esses polímeros não podem ser reaproveitados industrialmente na moldagem de novos objetos. Já os polímeros termoendurecentes, quando prontos, só podem ser fundidos uma vez, pois, durante a fusão, as moléculas reagem entre si, aumentando a massa molecular do polímero e este, endurecendo, torna-se insolúvel e infusível.

## AS REAÇÕES DE POLIMERIZAÇÃO

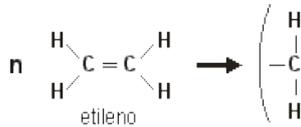
Os polímeros podem também ser classificados pelo tipo de reação que lhe deu origem. Vamos tratar essa classificação separadamente e com mais detalhes, pois é mais importante delas.

### Polímeros de Adição:

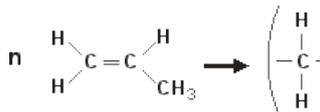
Este tipo de polímero é formado pela adição de moléculas de um só monômero.

▪ **Polímeros vinílicos:** neste tipo de polímero o monômero inicial tem o esqueleto C=C, que lembra o radical vinila. Vejamos a seguir os mais importantes deles:

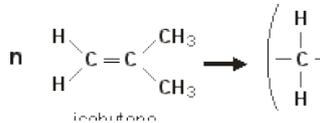
- **Poliétileno:** é obtido a partir do etileno (eteno), possui alta resistência à umidade e ao ataque químico, mas tem baixa resistência mecânica. É um dos polímeros mais usados pela indústria, sendo muito empregado na fabricação de folhas (toalhas, cortinas, invólucros, embalagens etc), recipientes (sacos, garrafas, baldes etc), canos plásticos, brinquedos infantis, no isolamento de fios elétricos etc.



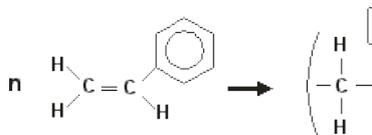
- **Polipropileno:** é obtido a partir do propileno (propeno), sendo mais duro e resistente ao calor, quando comparado com o polietileno. É muito usado na fabricação de artigos moldados e fibras.



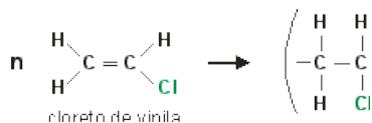
- **Poliisobuteno:** é obtido a partir do isobuteno (isobutileno), constitui um tipo de borracha sintética denominada borracha butílica, muito usada na fabricação de "câmaras de ar" para pneus.



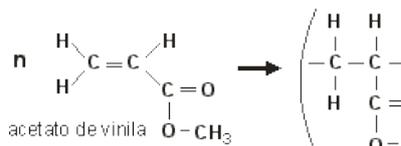
- **Poliestireno:** é obtido a partir do estireno (vinil-benzeno), muito utilizado na fabricação de artigos moldados como pratos, copos, xícaras etc. É bastante transparente, bom isolante elétrico e resistente a ataques químicos, embora amoleça pela ação de hidrocarbonetos. Com a injeção de gases no sistema, a quente, durante a produção do polímero, ele se expande e dá origem ao isopor.



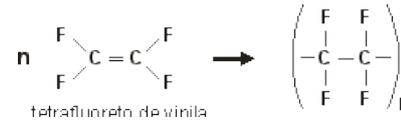
- **Cloreto de Polivinila (PVC):** é obtido a partir do cloreto de vinila, é duro e tem boa resistência térmica e elétrica, a partir dele, são fabricadas caixas, telhas etc. Com plastificantes, o PVC torna-se mais mole, prestando-se então para a fabricação de tubos flexíveis, luvas, sapatos, "couro-plástico" (usado no revestimento de estofados, automóveis etc), fitas de vedação etc.



- **Acetato de Polivinila (PVA):** é obtido a partir do acetato de vinila, muito usado na produção de tintas à base de água, adesivos e de gomas de mascar.

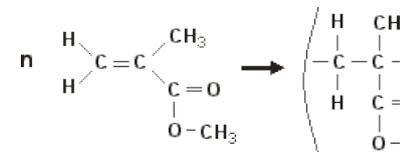


- **Politetrafluoretileno ou Teflon:** obtido a partir do tetrafluoretileno, é o plástico que melhor resiste ao calor e à corrosão por agentes químicos; por isso, apesar de ser caro, ele é muito utilizado em encanamentos, válvulas, registros, painéis domésticas, próteses, isolamentos elétricos, antenas parabólicas, revestimentos para equipamentos químicos etc. A pressão necessária para produzir o teflon é de cerca de 50 000 atmosferas.

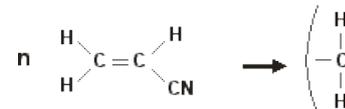


- **Polímeros acrílicos:** são os que o monômero inicial tem o esqueleto do ácido acrílico (H<sub>2</sub>C=C(CH<sub>3</sub>)-COOCH<sub>3</sub>). Vejamos os que são mais importantes:

- **Polimetacrilato:** é obtido a partir do metacrilato de metila (metil-acrilato de metila), é um plástico muito resistente e possui ótimas qualidades óticas e, por isso, é muito usado como "vidro plástico", conhecido como plexiglas ou lucite. É muito empregado na fabricação de lentes para óculos infantis, em frente às telas dos televisores, em parabrisas de aviões, nos "vidros-bolhas" de automóveis etc. Normalmente o plexiglas é transparente, mas pode ser colorido pela adição de outras substâncias.

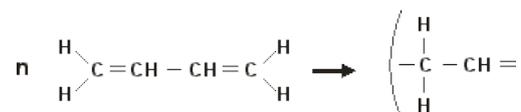


- **Poliacrilonitrila:** É obtido a partir da nitrila do ácido acrílico (acrilonitrila). É usado essencialmente como fibra têxtil - sua fiação com algodão, lã ou seda produz vários tecidos conhecidos comercialmente como orlon, acrilan e dralon, respectivamente, muito empregados especialmente para roupas de inverno.

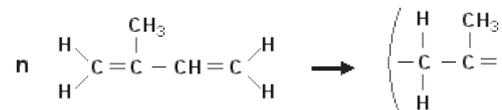


- **Polímeros diênicos:** ocorrem quando o monômero inicial tem o esqueleto de um dieno conjugado, (C=C-C=C). Esses polímeros constituem as borrachas sintéticas, vejamos quais são eles:

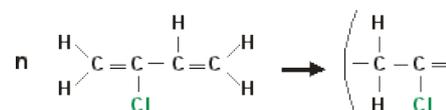
- **Polibutadieno ou Buna:** é obtido a partir do 1,3-butadieno (eritreno), por adições 1,4. Este polímero constitui uma borracha sintética não totalmente satisfatória, e por esse motivo o 1,3-butadieno costuma ser copolimerizado com outras substâncias, como veremos mais adiante.



- **Poliisopreno:** obtido a partir do metil-butadieno-1,3 (isopreno). Este polímero possui a mesma fórmula da borracha natural (látex) e é muito empregado na fabricação de carcaças de pneus.



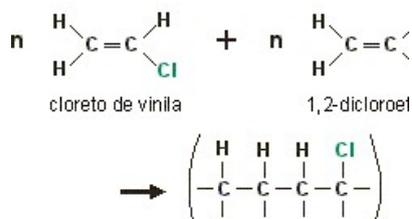
- **Policloropreno ou Neopreno:** obtido a partir do 2-cloro-butadieno-1,3 (cloropreno), é uma borracha sintética de ótima qualidade, resiste muito bem a tensões mecânicas, aos agentes atmosféricos e aos solventes orgânicos. Também é empregado na fabricação de juntas, tubos flexíveis e no revestimento de materiais elétricos.



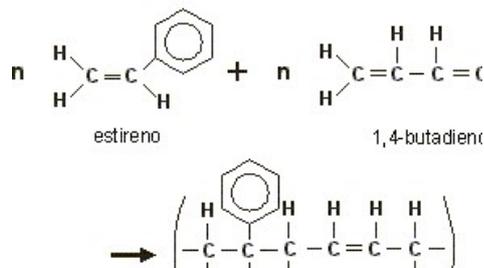
- **Copolímeros:** são formados a partir de dois ou mais monômeros diferentes.

- **Saran:** obtido a partir do cloreto de vinila (cloreto de vinila) e do 1,1-dicloroeteno. É um polímero muito resistente aos agentes atmosféricos e

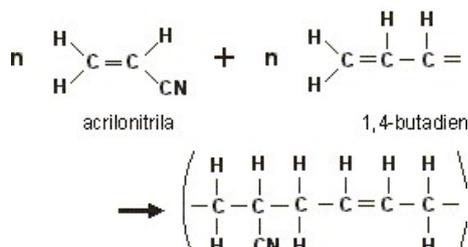
aos solventes orgânicos, sendo empregado na fabricação de tubos plásticos para estofados de automóveis, folhas para envólucros de alimentos etc.



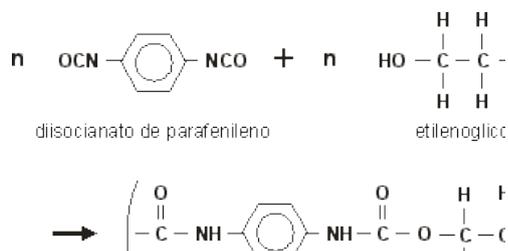
- Buna-S, Borracha GRS ou Borracha SBR: obtido a partir do estireno e do 1,3-butadieno, tendo o sódio metálico como catalisador. Essa borracha é muito resistente ao atrito e, por isso, é muito usada nas "bandas de rodagem" dos pneus.



- Buna-N ou Perbunam: obtido a partir da acrilonitrila e do 1,3-butadieno, é uma borracha muito resistente aos óleos minerais. É muito empregada na fabricação de tubos para conduzir óleos lubrificantes em máquinas, automóveis etc.



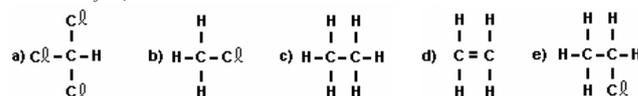
- Poliuretana: obtido a partir do diisocianato de parafenileno e do etilenoglicol (1,2-etanodiol), possui resistência à abrasão e ao calor, utilizado em isolamentos revestimento interno de roupas, aglutinantes de combustível de foguetes e em pranchas de surfe. Quando expandido a quente por meio de injeção de gases, forma uma espuma cuja dureza pode ser controlada conforme o uso que se quiser dar a ela. Veja o mecanismo da síntese da poliuretana e como efetuar essa reação em laboratório:



## EXERCÍCIOS

- (UFU) Plásticos constituem uma classe de materiais que conferem conforto ao homem moderno. Do ponto de vista da química, os plásticos e suas unidades constituintes são, respectivamente:
  - hidrocarbonetos; peptídeos
  - proteínas; aminoácidos
  - macromoléculas; ácidos graxos
  - polímeros; proteínas
  - polímeros; monômeros

- (Fuvest) Qual das moléculas representadas adiante tem estrutura adequada à polimerização, formando macromoléculas?



- (Mackenzie) A fórmula do polietileno é representada na figura adiante. O monômero que origina esse polímero:

- é o eteno.
  - é um alqueno (ou alceno) de cadeia carbônica ramificada.
  - é o metano.
  - é o etino.
  - não pertence à função hidrocarboneto.
- $$\left[ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ -\text{C}-\text{C}- \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \right]_n$$

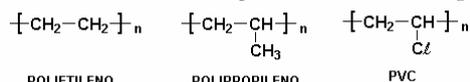
- (Puccamp) "Gás natural, gás liquefeito, gasolina e querosene são algumas das frações resultantes da ...I... do petróleo. Pelo craqueamento de frações pesadas do petróleo obtém-se etileno utilizado em reações de ...II... para a obtenção de plásticos."

Completa-se corretamente a proposição quanto I e II são substituídos, respectivamente, por

- decantação e polimerização.
- filtração e combustão.
- destilação fracionada e polimerização.
- destilação fracionada e pirólise.
- fusão fracionada e fotólise.

- (USP) Certos utensílios de uso hospitalar, feitos com polímeros sintéticos, devem ser destruídos por incineração em temperaturas elevadas. É essencial que o polímero, escolhido para a confecção desses utensílios, produza a menor poluição possível quando os utensílios são incinerados.

Com base neste critério, dentre os polímeros de fórmulas gerais



podem ser empregados na confecção desses utensílios hospitalares

- o polietileno, apenas.
- o polipropileno, apenas.
- o PVC, apenas.
- o polietileno e o polipropileno, apenas.
- o polipropileno e o PVC, apenas.

- A polimerização por adição consiste na reação entre moléculas de uma mesma substância, em cuja estrutura ocorre uma ligação dupla entre dois átomos de carbono, formando-se apenas o polímero. (O polietileno é um exemplo de polímero formado por reação de adição).

Considere as seguintes substâncias:

- 3-bromopropeno-1 (C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>Br)
- tetrafluoroetano (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>F<sub>4</sub>)
- propanol-1 (C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>OH)
- cloroeteno (C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>Cl)

As que poderiam sofrer polimerização por adição são:

- I e II.
- I e III.
- I e IV.
- II e III.
- II e IV.

- Completa-se adequadamente a tabela a seguir se A, B e C forem, respectivamente,

Fórmula do monômero	Nome do polímero	Usos
H <sub>2</sub> C=CH <sub>2</sub>	A	sacos plásticos
B	poli(cloreto de vinila)	capas de chuva
H <sub>2</sub> C=CH-CN	poliacrilonitrila	C

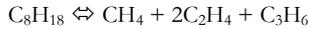
- polietileno, H<sub>3</sub>C-CH<sub>2</sub>Cl e tubulações.
- polietileno, H<sub>2</sub>C=CHCl e roupas.
- poliestireno, H<sub>2</sub>C=CHCl e tomadas elétricas.
- poliestireno, C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-CH=CH<sub>2</sub> e roupas.
- polipropileno, H<sub>3</sub>C-CH<sub>2</sub>Cl e tomadas elétricas.

## Química

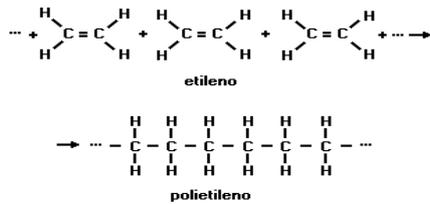
8. (Pucsp) Dentre as alternativas a seguir, é incorreto afirmar que:

- etanol e etóxi-etano apresentam, respectivamente, isomeria funcional e de compensação.
- 2-buteno e propino apresentam, respectivamente, reação de adição e de polimerização.
- fenol e ácido metanóico ionizam em água e são neutralizados por base.
- por oxidação, 1-propanol fornece propanal e 2-propanol fornece propanona.
- no etano o número de oxidação de carbono é +3 e no eteno é +2.

9. O etileno,  $C_2H_4$ , pode ser obtido industrialmente pelo craqueamento de alcanos como é mostrado adiante:



O etileno é usado principalmente na fabricação do polietileno, um polímero dos mais utilizados no mundo. A reação de polimerização pode ser representada como mostra a figura:



Com relação ao exposto, assinale a afirmativa FALSA.

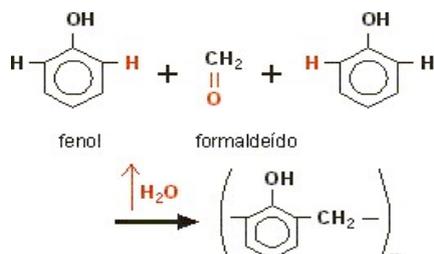
- A polimerização do etileno envolve a formação de ligações simples.
- O craqueamento de alcanos produz hidrocarbonetos de menor massa molar.
- O etileno é o monômero da reação de polimerização.
- O polietileno é um alqueno de massa molar elevada.

10. (Fuvest) O petróleo, por destilação fracionada e craqueamento, fornece compostos de grande utilidade.

- Indique três frações da destilação do petróleo em ordem crescente das suas faixas de temperatura de ebulição, sob mesma pressão. Cite um composto (nome ou fórmula) de cada uma dessas frações.
- No craqueamento pode-se obter  $C_2H_4$ , matéria prima para produção de polietileno. Escreva uma fórmula estrutural que possa representar o polímero.
- O decoloramento de uma solução aquosa de bromo (água de bromo) serve para diferenciar eteno de etano. Explique esse fato, utilizando equações químicas.

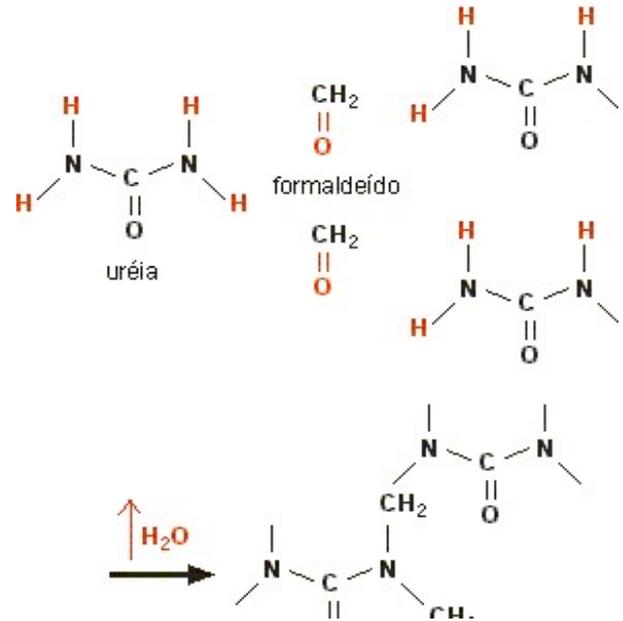
## REAÇÕES DE CONDENSAÇÃO

- Polímeros de Condensação:** são formados a partir de monômeros, iguais ou diferentes, havendo eliminação de moléculas simples ( $H_2O$ ,  $NH_3$  etc).
- Polifenol ou Baquelite:** obtido pela condensação do fenol com o formaldeído (metanal). Num primeiro estágio da reação, forma-se um polímero predominantemente linear, de massa molecular relativamente baixa, conhecido como novolac. É usado na fabricação de tintas, vernizes e colas para madeira. A reação, no entanto, pode prosseguir, dando origem à baquelite, que é um polímero tridimensional, também o mais antigo polímero de uso industrial (1909) e muito utilizado na fabricação de objetos moldados, tais como cabos de painéis, tomadas, plugues etc.

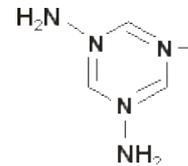


- Polímero uréia-formaldeído:** é um polímero tridimensional obtido a partir da uréia e do formaldeído, quando puro é transparente e foi usado como o primeiro tipo de vidro plástico. No entanto, ele acaba se tornando opaco e rachando

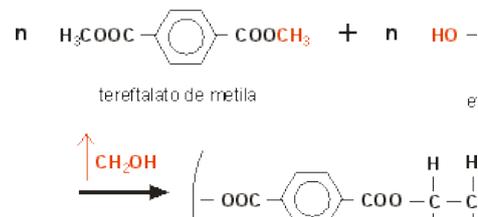
com o tempo, este defeito pode ser evitado pela adição de celulose, mas ele perde sua transparência, sendo então utilizado na fabricação de objetos translúcidos. Esse polímero é também usado em vernizes e resinas, na impregnação de papéis. As resinas fenol-formaldeído e uréia-formaldeído são usadas na fabricação da fórmica.



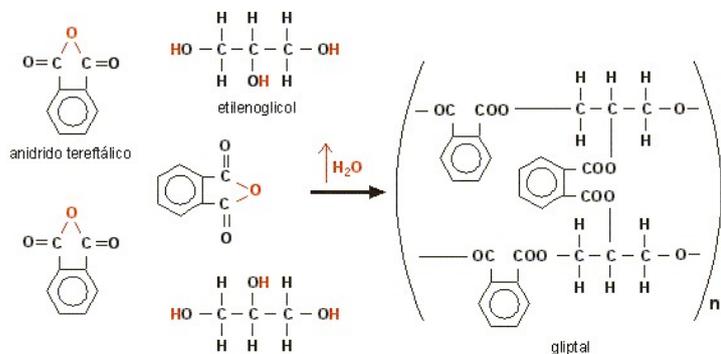
- Polímero melamina-formaldeído ou Melmae:** é de estrutura semelhante à anterior, porém, trocando-se a uréia pela melamina (veja a estrutura abaixo). Foi muito utilizado na fabricação dos discos musicais antigos.



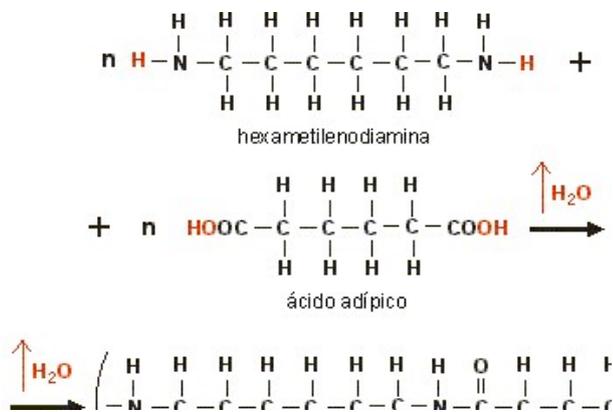
- Poliésteres:** resultam da condensação de poliácidos, ou também seus anidridos e ésteres, com poliálcoois. Um dos poliésteres mais simples e mais importantes é obtido pela reação do éster metílico do ácido tereftálico com etileno-glicol, usado como fibra têxtil e recebe os nomes de terilene ou dacron. Em mistura com outras fibras (algodão, lã, seda etc) constitui o tergal.



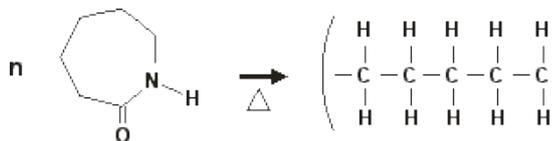
Outro poliéster importante é o gliptal, obtido pela reação entre o anidrido ftálico e a glicerina, muito usado na fabricação de tintas secativas ou não. Os poliésteres também são utilizados na fabricação de linhas de pesca, massas para reparos, laminados, filmes etc.



- **Poliamidas ou Nylons:** são obtidos pela polimerização de diaminas com ácidos dicarboxílicos. Os nylons são plásticos duros e têm grande resistência mecânica, são moldados em forma de engrenagens e outras peças de máquinas, em forma de fios e também utilizados na fabricação de cordas, tecidos, garrafas, linhas de pesca etc. O mais comum é o nylon-66, resultante da reação entre a hexametilenodiamina (1,6-diaminohexano) com o ácido adípico (ácido hexanodióico).



Outro importante é o nylon-6 ou perlon, obtido por aquecimento da caprolactama, e o nylon-10, obtido pela condensação de um aminoácido, o ácido 11-amino undecanóico.



## EXERCÍCIOS

1. A formação de baquelite envolve uma reação de:

- esterificação
- adição
- hidrólise
- polimerização
- oxidação

2. Dentre os polímeros seguintes, qual pode ser extraído de vegetais?

- náilon
- politileno
- baquelite
- celulose
- PVC

3. (FUVEST-SP) Reações de fermentação, saponificação e polimerização dão origem, respectivamente, aos produtos:

- teflon, glicerol e etanol
- teflon, etanol e glicerol
- etanol, teflon e glicerol
- etanol, glicerol e teflon
- glicerol, teflon e etanol

4. (VUNESP) Reações de desidratação de álcoois, oxidação de aldeídos e polimerização de cloreto de vinila dão origem, respectivamente, a:

- alcenos, ácidos carboxílicos e PVC
- alcanos, fenóis e poliamidas
- alcinos, aminas e dióis
- éteres, cetonas e baquelite
- ácidos carboxílicos, álcoois e proteínas

5. (Unesp) O náilon é um polímero obtido pela reação entre ácido hexanodióico e 1,6-diaminohexano. As fórmulas moleculares do ácido dicarboxílico e da diamina são, respectivamente:

- $C_4H_8O_2$  e  $C_4H_6N_4$
- $C_5H_{10}O_3$  e  $C_6H_6N$
- $C_6H_8O_2$  e  $C_6H_8N_2$
- $C_6H_{10}O_4$  e  $C_6H_{16}N_2$
- $C_8H_{12}O_2$  e  $C_6H_{14}N_2$

6. (Ufrj) Os polímeros são moléculas de grande massa molecular e vêm sendo cada vez mais utilizados em substituição a materiais tradicionais como, por exemplo, o vidro, a madeira, o algodão e o aço na fabricação dos mais diferentes produtos.

Os polímeros são obtidos pela combinação de um número muito grande de moléculas relativamente pequenas chamadas monômeros.

Os monômeros de alguns importantes polímeros são apresentados a seguir:

monômero	polímero	utilização
D) $CH_2 = CH - CH_3$	polipropileno	plásticos moldáveis
II) $H_2N - (CH_2)_6 - NH_2$	náilon	fibras têxteis
III) $H_3C - COO - \ominus - COO - CH_3$	dracon	fibras têxteis
IV) $H - C \begin{matrix} O \\ // \\ H \end{matrix}$	baquelita	isolante térmico, fôrmica

a) Identifique a função química de cada um dos monômeros apresentados.

b) Qual dos monômeros acima apresenta maior caráter básico? Justifique sua resposta.

7. Náilon e borracha sintética podem ser citados como exemplos de

- hidratos de carbono.
- proteínas.
- lípidios.
- polímeros.
- enzimas.

8. (Unesp) O Dracon, um polímero utilizado em fitas magnéticas, é sintetizado pela reação entre o ácido 1,4-benzenodióico e o 1,2-etanodiol, com eliminação de água.

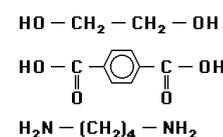
a) Escreva a equação que representa a reação de uma molécula do ácido com uma molécula do diol. Utilize fórmulas estruturais.

b) A que função orgânica pertence o Dracon?

9. (Unesp) Os monômeros de fórmulas estruturais mostradas são utilizados na obtenção de importantes polímeros sintéticos.

Escreva a unidade de repetição dos polímeros formados por reações de condensação (isto é, com eliminação de água) entre:

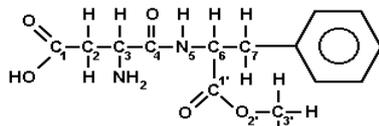
a) ácido dicarboxílico e diol;



b) ácido dicarboxílico e diamina.

## Química

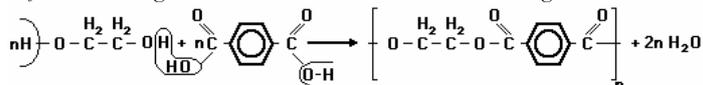
10. (Ufmg) A combinação de dois aminoácidos forma um dipeptídeo, o aspartame, que é um adoçante 150 vezes mais potente que a sacarose.



(Dados: H=1; C=12; N=14; O=16)

- CALCULE a percentagem de carbono e de nitrogênio neste composto.
- ESCREVA os nomes dos grupos funcionais existentes na molécula.
- INDIQUE os átomos de carbono quiral da molécula.
- ESCREVA a equação de uma reação característica de dois dos grupos funcionais existentes na molécula.

11. O polímero dacron, usado na fabricação de tecidos, é obtido pela condensação de etilenoglicol com ácido tereftálico mostrado a seguir:



Na estrutura do polímero caracteriza-se a função

- éster.
  - aldeído.
  - anidrido de ácido.
  - cetona.
  - amina
12. (Unb) O álcool de uso doméstico, utilizado em limpeza de modo geral, é uma mistura contendo etanol e água, comumente comercializado em frascos de polietileno. Examinando o rótulo de um frasco de álcool, lê-se a seguinte informação:
- Álcool refinado, de baixo teor de acidez e de aldeídos.
- Com o auxílio dessas informações, julgue os itens que se seguem.
- A referida acidez pode ser ocasionada pela presença do ácido propanóico, resultante de redução catalítica do etanol.
  - Um dos aldeídos presentes pode ser o acetaldeído (etanal), proveniente da oxidação do etanol.
  - No Brasil, devido ao monopólio, a PETROBRÁS é a principal empresa produtora de etanol, obtido a partir do petróleo.
  - O polietileno é derivado da polimerização do etanol.

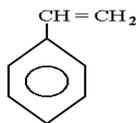
13. (Unesp) Reações de desidratação de álcoois, oxidação de aldeídos e polimerização de cloreto de vinila dão origem, respectivamente, a

- alcenos, ácidos carboxílicos e PVC.
- alcenos, fenóis e poliamidas.
- alcinos, aminas e dióis.
- éteres, cetonas e baquelite.
- ácidos carboxílicos, álcoois e proteínas.

14. (Faap) O isopor, utilizado como isolante térmico, é obtido por injeção de gases ao poliestireno, seguida de aquecimento; os gases se expandem e o plástico "incha", produzindo-se assim o isopor. O poliestireno, por sua vez, é obtido do estireno que apresenta a fórmula abaixo:

Este composto pode ser denominado de:

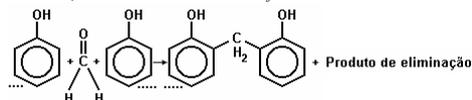
- naftaleno
- metil-benzeno
- tolueno
- antraceno
- vinil-benzeno



15. (Uel) Náilon e borracha sintética podem ser citados como exemplos de

- hidratos de carbono.
- proteínas.
- lipídios.
- polímeros.
- enzimas.

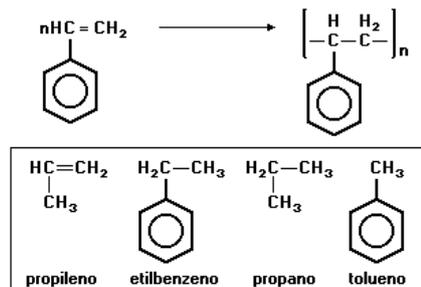
16. (Unicamp) A baquelite ainda é bastante utilizada em utensílios domésticos e materiais elétricos. É polímero de condensação, formado pela reação de fenol com formaldeído, ocorrendo "eliminação" de uma substância composta.



O produto de eliminação, indicado na equação anterior, é

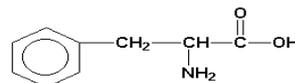
- o etanol.
- o gás carbônico.
- a água.
- o próprio fenol.
- o próprio formaldeído.

17. (Unicamp) O estireno é polimerizado formando o poliestireno (um plástico muito utilizado em embalagens e objetos domésticos), de acordo com a equação:



Dos compostos orgânicos relacionados na figura anterior, qual deles poderia se polimerizar numa reação semelhante? Faça a equação correspondente e dê o nome do polímero formado.

18. (Ufrs 2001) A fenilalanina pode ser responsável pela fenilcetonúria, doença genética que causa o retardamento mental em algumas crianças que não apresentam a enzima fenilalanina-hidroxilase. A fenilalanina é utilizada em adoçantes dietéticos e refrigerantes do tipo "light". Sua fórmula estrutural é representada abaixo



Pode-se concluir que a fenilalanina é um

- glicídio.
- ácido carboxílico.
- aldeído.
- lipídio.
- aminoácido.

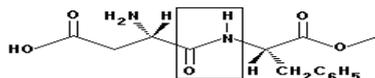
19. (CESGRANRIO) A obtenção de margarina, a partir do óleo vegetal em que se utiliza o hidrogênio gasoso em presença de um catalisador, é uma reação de:

- esterificação
- hidrólise
- desidratação
- redução
- polimerização

20. (FUVEST) A hidrogenação de óleos vegetais produz:

- sabões
- gorduras artificiais
- detergentes
- alcenos
- proteínas

21. (Ufrs 2004) O aspartame, representado adiante, é um adoçante artificial usado em muitos refrigerantes e alimentos de baixa caloria.

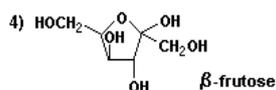
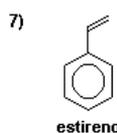
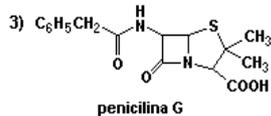
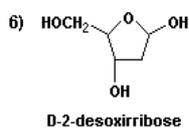
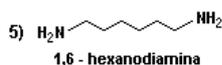
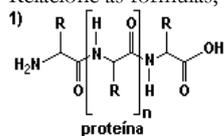


O grupo enquadrado na figura é característico da função orgânica

- a) éster.
- b) amida.
- c) aminoácido.
- d) amina.
- e) carboidrato.

22. (Ufsm 2003) Substâncias formadas de carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio dão origem a inúmeros compostos de importância vital.

Relacione as fórmulas, com os itens a seguir.



- ( ) borracha sintética
- ( ) DNA
- ( ) caseína do leite
- ( ) antibiótico
- ( ) óleo de soja

A seqüência correta é

- a) 5 - 4 - 1 - 3 - 7.
- b) 4 - 7 - 2 - 1 - 5.
- c) 2 - 3 - 6 - 5 - 4.
- d) 7 - 6 - 1 - 3 - 2.
- e) 3 - 1 - 2 - 7 - 6.

23. (Unesp 2001) As margarinas são produzidas industrialmente pela hidrogenação catalítica parcial de triglicerídeos (lipídios) poliinsaturados. As matérias-primas que fornecem o hidrogênio e os triglicerídeos usados no processo são, respectivamente,

- a) gás metano e óleo vegetal.
- b) água e melão de cana.
- c) petróleo e gordura animal.
- d) gás metano e gordura animal.
- e) calcário e óleo vegetal.

24. (Fuvest 89) Reações de fermentação, saponificação e polimerização dão origem respectivamente aos produtos:

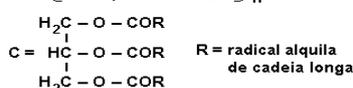
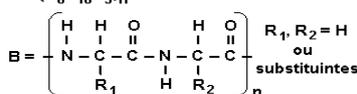
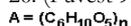
- a) teflon, glicerol e etanol.
- b) teflon, etanol e glicerol.
- c) etanol, teflon e glicerol.
- d) etanol, glicerol e teflon.
- e) glicerol, teflon e etanol.

25. (Fuvest 97) Na tabela a seguir é dada a composição aproximada de alguns constituintes de três alimentos:

Composição (% em massa)			
Alimento	Proteínas	Gorduras	Carboidratos
I	12,5	8,2	1,0
II	3,1	2,5	4,5
III	10,3	1,0	76,3

- Os alimentos I, II e III podem ser, respectivamente,
- a) ovo de galinha, farinha de trigo e leite de vaca.
- b) ovo de galinha, leite de vaca e farinha de trigo.
- c) leite de vaca, ovo de galinha e farinha de trigo.
- d) leite de vaca, farinha de trigo e ovo de galinha.
- e) farinha de trigo, ovo de galinha e leite de vaca.

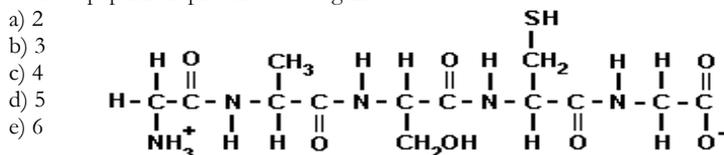
26. (Fuvest 99) Fórmula de alguns constituintes nutricionais:



A, B e C são os constituintes nutricionais principais, respectivamente, dos alimentos:

- a) batata, óleo de cozinha e farinha de trigo.
- b) farinha de trigo, gelatina e manteiga.
- c) farinha de trigo, batata e manteiga.
- d) óleo de cozinha, manteiga e gelatina.
- e) óleo de cozinha, gelatina e batata.

27. (Fuvest 95) A hidrólise de um peptídio rompe a ligação peptídica, originando aminoácidos. Quantos aminoácidos diferentes se formam na hidrólise total do peptídio representado a seguir?



27. (Fuvest 99) Os ácidos graxos podem ser saturados ou insaturados. São representados por uma fórmula geral RCOOH, em que R representa uma cadeia longa de hidrocarboneto (saturado ou insaturado). Dados os ácidos graxos abaixo, com seus respectivos pontos de fusão,

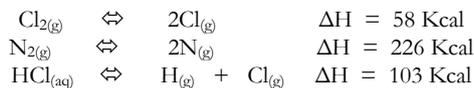
ácido graxo	fórmula	P. F. / °C
linoleico	$\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$	-11
erúcido	$\text{C}_{21}\text{H}_{41}\text{COOH}$	34
palmitico	$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	63

temos à temperatura ambiente 20°C, como ácido insaturado no estado sólido apenas o

- a) linoleico.
- b) erúcido.
- c) palmitico.
- d) linoleico e o erúcido.
- e) erúcido e o palmitico.

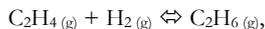
## 21. ENERGIA DE LIGAÇÃO

**Energia de ligação** é a variação de entalpia na “quebra” de 1 mol de determinada ligação química (reação endotérmica), supondo todas as substâncias no estado gasoso. Para se formar uma ligação, libera-se energia, assim, para se calcular o  $\Delta H$  de uma reação, basta somar a energia absorvida na quebra com a energia liberada na formação de uma ligação química. Observe que para resolver exercícios de energia de ligação o procedimento é diferente dos citados anteriormente, aqui devemos pensar na idéia de balanço energético, consideraremos como positivo as energias das ligações quebradas nos reagentes (absorção de energia) e consideraremos como negativas as energias das ligações formadas nos produtos (liberação de energia). Ao fim disto devemos simplesmente somar a energia absorvida com a energia liberada para obtermos nosso resultado.

**Exemplos:**

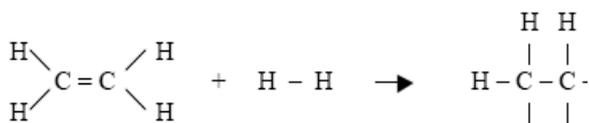
Veja o exercício resolvido abaixo.

Calcule o  $\Delta H$  da reação:



dadas as energias de ligação em kcal

- C = C ... 146,8 kcal/mol
- C - C ... 83,2 kcal/mol
- C - H ... 98,8 kcal/mol
- H - H ... 104,2 kcal/mol



Total de ligações quebradas  $\left\{ \begin{array}{l} 4 \\ 1 \\ 1 \end{array} \right.$

Total de ligações formadas  $\left\{ \begin{array}{l} 6 \\ 1 \\ 1 \end{array} \right.$

$$\Delta H = 4.98,8 + 1.146,8 + 1.104,2 + 6.(-98,8) + 1.(-83,2)$$

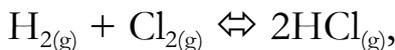
$$\Delta H = -29,8 \text{ kcal}$$

**EXERCÍCIOS**

1. (Fuvest 2000) Com base nos dados da tabela,

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
H - H	436
Cl - Cl	243
H - Cl	432

pode-se estimar que o  $\Delta H$  da reação representada por

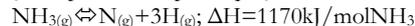


Dado em kJ por mol de  $\text{HCl}_{(g)}$ , é igual a:

- a) - 92,5
- b) - 185
- c) - 247
- d) + 185
- e) + 92,5

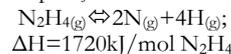
2. (Fuvest 98) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação.

Assim, na reação representada pela equação:



são quebrados 3 mols de ligação N-H, sendo, portanto, a energia de ligação N-H igual a 390 kJ/mol.

Sabendo-se que na decomposição:



são quebrados ligações N-N e N-H, qual o valor, em kJ/mol, da energia de ligação N-N ?

- a) 80
- b) 160
- c) 344
- d) 550
- e) 1330

3. (Fuvest 2005) Os hidrocarbonetos isômeros antraceno e fenantreno diferem em suas entalpias (energias). Esta diferença de entalpia pode ser calculada, medindo-se o calor de combustão total desses compostos em idênticas condições de pressão e temperatura. Para o antraceno, há liberação de 7060 kJ mol<sup>-1</sup> e para o fenantreno, há liberação de 7040 kJ mol<sup>-1</sup>.

Sendo assim, para 10 mols de cada composto, a diferença de entalpia é igual a

- a) 20 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
- b) 20 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
- c) 200 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
- d) 200 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
- e) 2000 kJ, sendo o antraceno o mais energético.

4. (Unesp 2003) Ozonizador é um aparelho vendido no comércio para ser utilizado no tratamento da água. Nesse aparelho é produzido ozônio (O<sub>3</sub>) a partir do oxigênio do ar (O<sub>2</sub>), que mata os microorganismos presentes na água. A reação de obtenção do ozônio a partir do oxigênio pode ser representada pela equação:



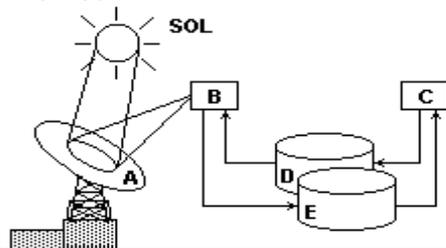
Com base nessa equação, e considerando a transformação de 1000 g de O<sub>2</sub>(g) em O<sub>3</sub>(g), a quantidade de calor envolvida na reação é

- a) 2958,33 kJ e a reação é endotérmica.
- b) 1479,16 kJ e a reação é exotérmica.
- c) 739,58 kJ e a reação é exotérmica.
- d) 369,79 kJ e a reação é endotérmica.
- e) 184,90 kJ e a reação é endotérmica.

5. (Fuvest 2002) Buscando processos que permitam o desenvolvimento sustentável, cientistas imaginaram um procedimento no qual a energia solar seria utilizada para formar substâncias que, ao reagirem, liberariam energia.

Observe a figura adiante:

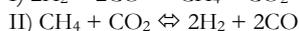
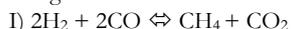
A = REFLETOR PARABÓLICO  
B = REATOR ENDOTÉRMICO  
C = REATOR EXOTÉRMICO  
D e E = RESERVATÓRIOS



Energias médias de ligação:

H - H	$4,4 \times 10^2$ kJ/mol	C $\equiv$ C (CO)	$10,8 \times 10^2$ kJ/mol
C = O (CO <sub>2</sub> )	$8,0 \times 10^2$ kJ/mol	C - H	$4,2 \times 10^2$ kJ/mol

Considere as seguintes reações e as energias médias de ligação indicadas na figura acima:



A associação correta que ilustra a reação que ocorre em B, o conteúdo de D e o conteúdo de E em tal processo são:

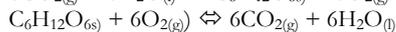
- a) B = I; D = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>; E = CO  
b) B = II; D = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>; E = H<sub>2</sub> + CO  
c) B = I; D = H<sub>2</sub> + CO; E = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>  
d) B = II; D = H<sub>2</sub> + CO; E = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>  
e) B = I; D = CH<sub>4</sub>; E = CO

6. (Fuvest 91) A oxidação de açúcares no corpo humano produz ao redor de 4,0 quilocalorias por grama de açúcar oxidado. A oxidação de um décimo de mol de glicose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) vai produzir aproximadamente:

Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16

- a) 40 kcal  
b) 50 kcal  
c) 60 kcal  
d) 70 kcal  
e) 80 kcal

7. (Fuvest 94) Considere a reação de fotossíntese (ocorrendo em presença de luz e clorofila) e a reação de combustão da glicose representadas a seguir:



Sabendo-se que a energia envolvida na combustão de um mol de glicose é de  $2,8 \times 10^6$  J, ao sintetizar meio mol de glicose, a planta:

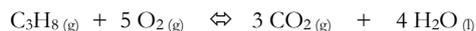
- a) libera  $1,4 \times 10^6$  J.  
b) libera  $2,8 \times 10^6$  J.  
c) absorve  $1,4 \times 10^6$  J.  
d) absorve  $2,8 \times 10^6$  J.  
e) absorve  $5,6 \times 10^6$  J.

## LEI DE HESS

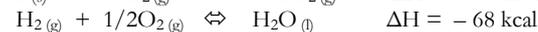
“A variação de entalpia de uma reação química depende apenas dos estados iniciais e final, não importando o caminho da reação”. Assim, somando-se várias equações, somam-se também os respectivos  $\Delta H$ ; invertendo-se a equação, inverte-se também o sinal do  $\Delta H$ ; multiplicando-se uma equação por um número diferente de zero, multiplica-se também o  $\Delta H$  por esse número.

### Exemplo:

Calcule o  $\Delta H$  da reação:



Dadas as equações abaixo:



A grande utilidade da lei de Hess está no fato de existirem muitas reações que não podem ter sua variação de Entalpia medidas diretamente devido a fatores experimentais, por exemplo.

Mas esta variação pode ser calculada a partir de um conjunto de outras reações de maneira indireta, lembrando que a variação de entalpia depende apenas do estado inicial e final dos participantes, não importando se a reação acontece de maneira direta ou em várias etapas.

## EXERCÍCIOS

1. (Unesp) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

I. gás queimando em uma das "bocas" do fogão e II. água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta "boca" do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

- a) I e II são exotérmicos.  
b) I é exotérmico e II é endotérmico.  
c) I é endotérmico e II é exotérmico.  
d) I é isotérmico e II é exotérmico.  
e) I é endotérmico e II é isotérmico.

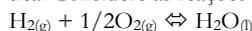
2. (Ufpe) Identifique cada afirmativa como verdadeira ou falsa:

- ( ) A energia interna de um sistema isolado não pode variar.  
( ) Num processo endotérmico calor é transferido para o meio ambiente.  
( ) Processos com variação de entalpia positiva não podem ocorrer.  
( ) Uma transformação líquido  $\rightarrow$  vapor é um processo endotérmico.  
( ) Um processo exotérmico é aquele que ocorre a temperatura constante.

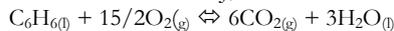
3. (Unitau) Nas pizzarias há cartazes dizendo "Forno à lenha". A reação que ocorre deste forno para assar a pizza é:

- a) explosiva.  
b) exotérmica.  
c) endotérmica.  
d) hidrocópica.  
e) catalisada.

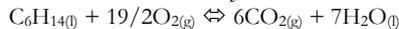
4. (Fuvest 96) Benzeno pode ser obtido a partir de hexano por reforma catalítica. Considere as reações da combustão:



Calor liberado = 286 kJ/mol de combustível



Calor liberado = 3268 kJ/mol de combustível

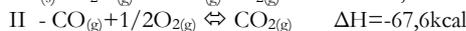
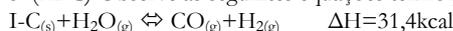


Calor liberado = 4163 kJ/mol de combustível

Pode-se então afirmar que na formação de 1mol de benzeno, a partir do hexano, há:

- a) liberação de 249 kJ.  
b) absorção de 249 kJ.  
c) liberação de 609 kJ.  
d) absorção de 609 kJ.  
e) liberação de 895 kJ.

5. (ABC) Observe as seguintes equações termoquímicas:

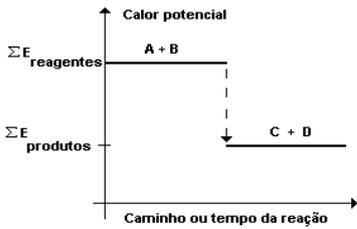


De acordo com a variação de entalpia, podemos afirmar:

- a) I é endotérmica, II e III exotérmicas.  
b) I e III são endotérmicas, II exotérmica.  
c) II e III são endotérmicas, I exotérmica.  
d) I e II são endotérmicas, III exotérmica.  
e) II é endotérmica e I e III exotérmicas.

## Química

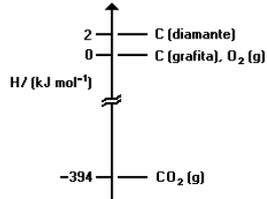
6. (Uepg) Considere a representação gráfica da variação de entalpia abaixo.



Entre os processos que ela pode representar figuram:

- 01) a fusão da água
- 02) a vaporização da água
- 04) a oxidação da gordura
- 08) a combustão da gasolina
- 16) o preparo de uma solução aquosa de NaOH, com aquecimento espontâneo do frasco

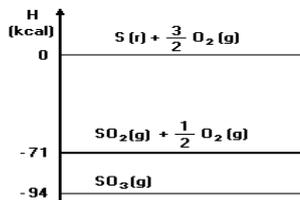
7. (Ufmg) Considere o seguinte diagrama de entalpia, envolvendo o dióxido de carbono e as substâncias elementares diamante, grafita e oxigênio.



Considerando esse diagrama, assinale a afirmativa FALSA.

- a) A transformação do diamante em grafita é exotérmica.
- b) A variação de entalpia na combustão de 1 mol de diamante é igual a  $-392 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- c) A variação de entalpia na obtenção de 1 mol de  $\text{CO}_2 (\text{g})$ , a partir da grafita, é igual a  $-394 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- d) A variação de entalpia na obtenção de 1 mol de diamante, a partir da grafita, é igual a  $2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

8. (Cesgranrio) Observe o gráfico.



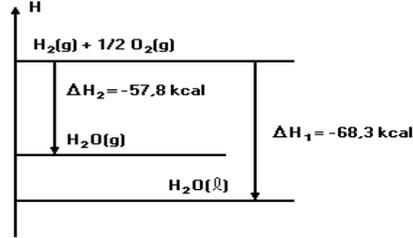
O valor da entalpia de combustão de 1 mol de  $\text{SO}_2(\text{g})$ , em kcal, a  $25^\circ\text{C}$  e

- 1atm, é:
- a) - 71.
- b) - 23.
- c) + 23.
- d) + 71.
- e) + 165.

9. (Uel) Entre as afirmações a seguir, a que descreve melhor a fotossíntese é

- a) "Reação endotérmica, que ocorre entre dióxido de carbono e água."
- b) "Reação endotérmica, que ocorre entre glicose e oxigênio."
- c) "Reação endotérmica, que ocorre entre glicose e dióxido de carbono."
- d) "Reação exotérmica, que ocorre entre água e oxigênio."
- e) "Reação exotérmica, que ocorre entre dióxido de carbono e água."

10. (Mackenzie) Observando o diagrama a seguir, é correto afirmar que:



[Dadas as massas molares (g/mol): H=1 e O=16]

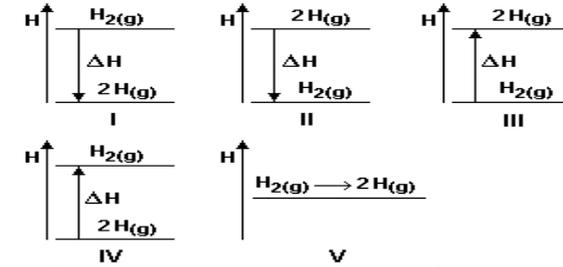
- a) para vaporizar 18g de água são liberados 10,5 kcal.
- b) o calor de reação, na síntese da água líquida, é igual ao da água gasosa.
- c) a entalpia molar de vaporização da água é  $+10,5 \text{ kcal}$ .
- d) a síntese da água gasosa libera mais calor que a da água líquida.
- e) o  $\Delta H$  na síntese de água gasosa é igual a  $-126,1 \text{ kcal/mol}$ .

11. (Uel)



Dado: massa molar do H=1g / mol

Considere os seguintes diagramas da variação de entalpia para a reação acima:



Qual dos diagramas corresponde à reação?

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

## 22. SOLUÇÕES

A água está presente por toda parte e nela podem estar dispersos sais, açúcares, medicamentos, detritos etc. Assim como a água, outros líquidos podem carregar consigo substâncias das mais variadas. Também os sólidos e os gases podem conter diversos materiais. Enfim, misturas e soluções estão sempre presentes em nosso cotidiano. Nesta aula vamos estudar algumas características importantes das soluções e para isso começaremos com alguns conceitos básicos.

Vamos então definir as dispersões, que são sistemas nos quais uma substância está disseminada, sob forma de pequenas partículas, numa segunda substância. A primeira substância chama-se disperso ou fase dispersa e a segunda, dispersante, dispersgente ou fase de dispersão.

A classificação das dispersões é feita de acordo com o tamanho médio das partículas dispersas:

- Soluções verdadeiras (entre 0 e 1 nanometro)
- Soluções coloidais (entre 1 e 100 nm)
- Suspensões (acima de 100 nm)

Lembre-se que solução é toda mistura homogênea de duas ou mais substâncias.

Na solução coloidal, as partículas dispersas são moléculas ou íons comuns, têm diâmetro entre 1 e 100 nm, não se sedimentam sob a ação da gravidade, nem sob a ação dos centrifugadores comuns, mas sob a ação de ultracentrifugadores. Além disso, não ficam retidas em filtros comuns, mas sim em ultrafiltros e não são detectadas ao microscópio comum, mas sim com o auxílio do microscópio eletrônico e do ultramicroscópio.

O nome colóide vem de “cola” (goma-arábica), que é um sistema coloidal muito comum, outros exemplos desse tipo de sistema são: as células vegetais e animais, o sangue, o leite, a manteiga, a maionese, as gomas em geral etc. Através dos exemplos, podemos ver que este tipo de sistema é extremamente importante, tanto na natureza, quanto na indústria.

Já, na suspensão, as partículas dispersas são agregados de moléculas ou de íons, sedimentam-se pela ação da gravidade ou dos centrifugadores comuns e podem ser retidas através de um filtro comum, além de serem detectadas a olho nu ou com o auxílio de microscópios comuns.

## CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES

As soluções sólidas são, normalmente, as ligas metálicas e minerais, onde os átomos estão agregados com ligações mais fortes e as moléculas são maiores. No caso das soluções líquidas, podemos pegar o exemplo da água e do sal misturados e, pelo seu estado físico, fica fácil de concluir que os átomos estão mais dispersos do que os de uma liga metálica, por exemplo; e mais concentrados do que os de uma solução gasosa (ar atmosférico).

Outra classificação das soluções é a condutibilidade de energia elétrica, as que são condutoras, chamadas de eletrolíticas ou iônicas, são formadas por compostos iônicos (metal + ametal) ou metálicos (metal + metal). Já, as soluções formadas por compostos moleculares (covalentes), não conduzem energia e são chamadas de não-eletrolíticas ou moleculares.

Porém, a classificação mais importante é a proporção soluto/ solvente, onde temos a solução diluída, que é caso de colocar pouco açúcar na água, ou seja, teríamos uma água quase

sem açúcar. A solução concentrada, onde colocaríamos uma quantidade maior de açúcar, porém a água não ficaria tão doce quanto pode. A solução não-saturada, onde a quantidade de açúcar colocado chegaria quase ao limite de começar a afundar, neste caso a água ficaria extremamente doce e é capaz de acalmar qualquer pessoa raivosa. No entanto, se a pessoa estiver “soltando fogo pelas ventas”, o ideal seria dar uma solução saturada para ela, onde a quantidade de açúcar seria a máxima, qualquer grão a mais de açúcar que colocássemos ali dentro iria afundar. Vamos supor então, que na hora do desespero para acalmar um ente querido, colocamos muito, mas muito mais açúcar do que a quantidade de água que temos pode dissolver, o açúcar em excesso iria afundar e esta chamamos de solução supersaturada.

## REGRAS DE SOLUBILIDADE

Uma substância apolar tende a se dissolver em um solvente apolar, e uma substância polar tende a se dissolver em um solvente polar, ou seja, “semelhante dissolve semelhante”. Tome a água como base de substância polar e tudo que se dissolver em água será polar, tudo que não se dissolver em água será apolar.

## COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

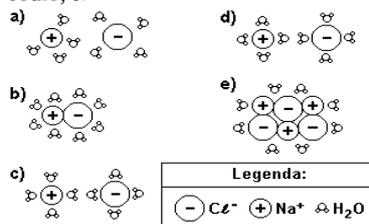
É a quantidade máxima, em grama, de soluto que se dissolve numa quantidade fixa de solvente a uma dada temperatura sem que ocorra formação de precipitado. Quando ocorre formação de precipitado significa que já ultrapassamos o limite estabelecido pelo coeficiente de solubilidade.

Por exemplo, o coeficiente de solubilidade do  $\text{KNO}_3$  em água é 31,6 g de  $\text{KNO}_3$  para 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$  a 20 °C.

- **Solução saturada:** é aquela que não consegue mais dissolver soluto, dada uma temperatura fixa, ou seja, atingiu o coeficiente de solubilidade.
- **Solução insaturada:** é aquela que ainda consegue mais dissolver soluto, dada uma temperatura fixa, ou seja, ainda não atingiu o coeficiente de solubilidade. Nunca apresenta precipitado.
- **Solução supersaturada:** é aquela que ultrapassou o coeficiente de solubilidade, são instáveis. Qualquer movimento pode fazer com que esta volte a ser uma solução saturada com precipitado.

## EXERCÍCIOS

1. (Fuvest) Entre as figuras abaixo, a que melhor representa a distribuição das partículas de soluto e de solvente, numa solução aquosa diluída de cloreto de sódio, é:



2.. (Puc-rio) A solubilização do oxigênio em água é um processo exotérmico. Assim, (i) o que deve acontecer com o teor de oxigênio dissolvido na água, quando a temperatura do dia aumenta? (ii) Por outro lado, supondo uma mesma temperatura e duas cidades diferentes, como Rio de Janeiro (nível do

## Química

mar) e Teresópolis (alto de uma serra), em qual a água teria um maior teor de oxigênio dissolvido?

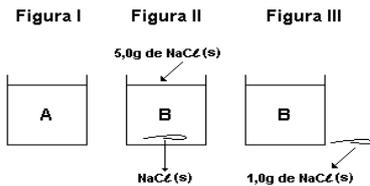
- (i) Aumenta; (ii) Rio de Janeiro
- (i) Diminui; (ii) Rio de Janeiro
- (i) Aumenta; (ii) Igual para ambas as cidades
- (i) Diminui; (ii) Teresópolis
- (i) Aumenta; (ii) Teresópolis

3. (Uel) A 10°C a solubilidade do nitrato de potássio é de 20,0g/100g H<sub>2</sub>O. Uma solução contendo 18,0g de nitrato de potássio em 50,0g de água a 25°C é resfriada a 10°C.

Quantos gramas do sal permanecem dissolvidos na água?

- 1,00
- 5,00
- 9,00
- 10,0
- 18,0

4. (Ufpr) A solubilidade do cloreto de sódio é de 36,0g de cloreto de sódio por 100g de água, a 20°C. Considere a situação descrita e ilustrada a seguir.



**FIGURA I:** Representa uma solução, A, de cloreto de sódio, a 20°C, preparada adicionando-se se certa massa M de sal a 150g de água, agitando-se até que todo o sólido seja dissolvido.

**FIGURA II:** À solução A são adicionados 5,0g de cloreto de sódio sólido. Com auxílio de um bastão de vidro, agita-se bastante todo o seu conteúdo. Deixando-se repousar, observa-se uma fase líquida B em equilíbrio com um resíduo sólido de cloreto de sódio.

**FIGURA III:** O resíduo sólido de cloreto de sódio é separado da fase líquida, constituída da solução B. O sólido é pesado, encontrando-se a massa de 1,0g.

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- B representa uma solução saturada de cloreto de sódio.
- A massa M de cloreto de sódio utilizada para preparar a solução A é igual a 50g.
- 100g de uma solução aquosa saturada de cloreto de sódio contém 36g deste soluto.
- O resíduo sólido pode ser separado da solução B pelo processo descrito a seguir:
  - com um papel de filtro seco, de massa m<sub>1</sub>, filtra-se o conjunto da figura II;
  - o resíduo sólido no papel de filtro é lavado com excesso de água destilada para eliminar a solução B retida no papel;
  - o filtro com o resíduo é secado e pesado, obtendo-se a massa m<sub>2</sub>;
  - a massa do resíduo é determinada pela diferença (m<sub>2</sub>-m<sub>1</sub>).
- A evaporação da fase líquida da figura III resulta em um resíduo sólido de 55g.

5. (Fatec) Soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio a 0,9% em massa. A massa de NaCl em gramas necessária para preparar 2 litros de soro fisiológico é: (Dado: massa específica H<sub>2</sub>O = 1g/mL)

- 0,9.
- 1,8.
- 9.
- 90.
- 18.

6. (Ufmg) A concentração média de íons sódio no soro sanguíneo humano é cerca de 0,345g/100mL.

A alternativa que indica essa concentração, em mol/L, é

- 780
- 7,80
- 3,40
- 0,150
- 0,0150

7. (Fuvest) 160 gramas de uma solução aquosa saturada de sacarose a 30°C são resfriados a 0°C. Quanto do açúcar cristaliza?

Temperatura °C	Solubilidade da sacarose g/100 g de H <sub>2</sub> O
0	180
30	220

- 20 g.
- 40 g.
- 50 g.
- 64 g.
- 90 g.

8. (Fuvest 2000) Propriedades de algumas substâncias:

**Substância: CCl<sub>4</sub>\***

Ponto de fusão (°C): -23,0

Solubilidade (g/100cm<sup>3</sup>) a 25°C em água: zero

Densidade (g/ cm<sup>3</sup>) a 25°C: 1,59

**Substância: iodo**

Ponto de fusão (°C): 113,5

Solubilidade (g/100 cm<sup>3</sup>) a 25°C em água: 0,03

Solubilidade (g/100 cm<sup>3</sup>) a 25°C em CCl<sub>4</sub>: 2,90

Densidade (g/ cm<sup>3</sup>) a 25°C: 4,93

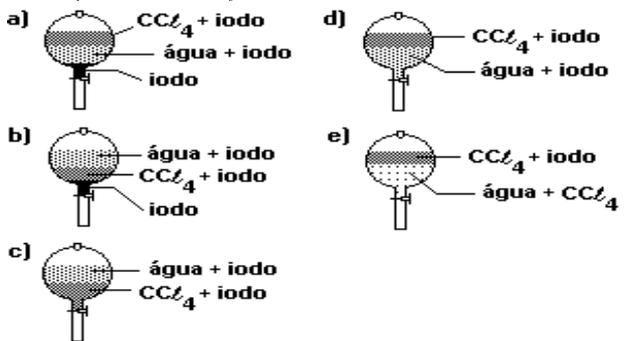
**Substância: água**

Ponto de fusão (°C): 0,0

Solubilidade (g/100 cm<sup>3</sup>) a 25°C em CCl<sub>4</sub>: zero

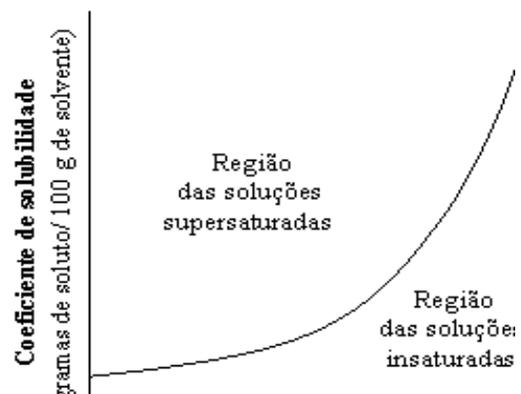
Densidade (g/ cm<sup>3</sup>) a 25°C: 1

A 25°C, 3,00g de iodo, 70cm<sup>3</sup> de água e 50cm<sup>3</sup> de CCl<sub>4</sub> são colocados em um funil de separação. Após agitação e repouso, qual dos esquemas seguir deve representar a situação final?



## CURVAS DE SOLUBILIDADE

**Curvas de solubilidade** são gráficos que indicam como o coeficiente de solubilidade varia com a temperatura.



**Obs:** a solubilidade de gases diminui com o aumento de temperatura (lei de Raul), tome como base a quantidade de oxigênio dissolvido no rio Tiête quando este passa pela cidade de São Paulo e segue para o interior, ou então a quantidade de gás dissolvido num refrigerante deixado aberto sob a mesa que deixa o refrigerante na forma de bolhas à medida que este se aquece.

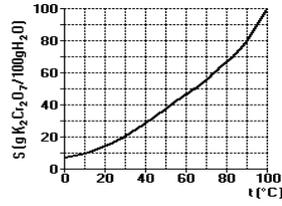
A solubilidade de sólidos, **geralmente**, aumenta com o aumento de temperatura.

**EXERCÍCIOS**

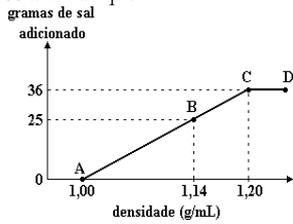
1. (Fuvest 98) O gráfico adiante mostra a solubilidade (S) de  $K_2Cr_2O_7$  sólido em água, em função da temperatura (t). Uma mistura constituída de 30g de  $K_2Cr_2O_7$  e 50g de água, a uma temperatura inicial de  $90^\circ C$ , foi deixada esfriar lentamente e com agitação.

A que temperatura aproximada deve começar a cristalizar o  $K_2Cr_2O_7$ ?

- a)  $25^\circ C$
- b)  $45^\circ C$
- c)  $60^\circ C$
- d)  $70^\circ C$
- e)  $80^\circ C$

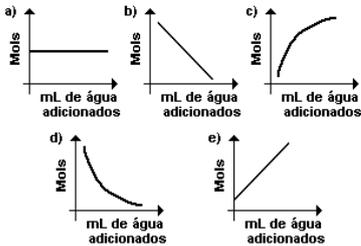


2. (Ufpe) O sal NaCl é adicionado gradualmente a um volume fixo de 100mL de água. Após cada adição se obtém a densidade da solução. Observando o gráfico a seguir podemos afirmar que:



- O ponto D corresponde a uma solução super-saturada.
- O ponto A corresponde ao solvente puro.
- O trecho AC corresponde à região de solução saturada.
- A concentração no ponto C corresponde à solubilidade do sal.
- A concentração da solução no ponto B é igual a 20% em massa.

3. (Ufu) Qual dos gráficos a seguir representa corretamente a variação do número de mols de etanol  $C_2H_5OH$  quando ao mesmo é adicionada, gradualmente, água?



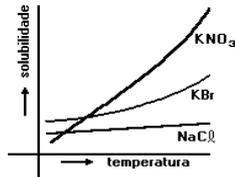
4. (Fuvest 90) O processo de recristalização, usado na purificação de sólidos, consiste no seguinte:

- 1º. Dissolve-se o sólido em água quente, até a saturação.
- 2º. Resfria-se a solução até que o sólido se cristalize.

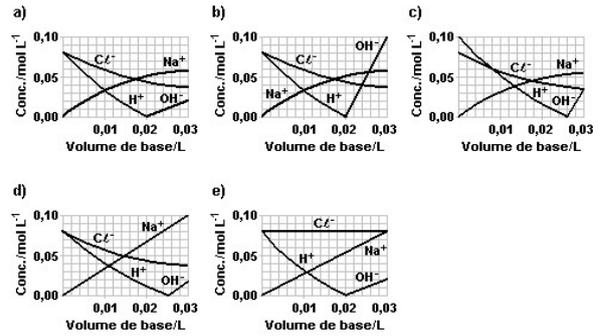
Os gráficos abaixo mostram a variação, com a temperatura, da solubilidade de alguns compostos em água.

O método de purificação descrito acima é mais eficiente e menos eficiente, respectivamente, para:

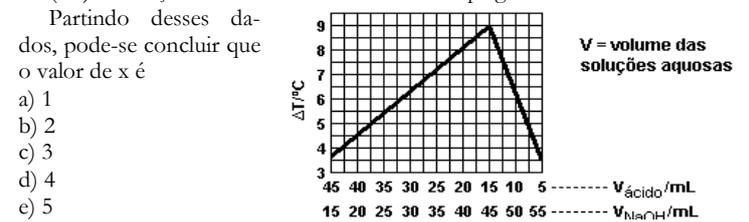
- a) NaCl e  $KNO_3$
- b) KBr e NaCl
- c)  $KNO_3$  e KBr
- d) NaCl e KBr
- e)  $KNO_3$  e NaCl



5. (Fuvest 2005) Uma solução aquosa de NaOH (base forte), de concentração  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ , foi gradualmente adicionada a uma solução aquosa de HCl (ácido forte), de concentração  $0,08 \text{ mol L}^{-1}$ . O gráfico que fornece as concentrações das diferentes espécies, durante essa adição é



6. (Fuvest 2005) Em um experimento, para determinar o número x de grupos carboxílicos na molécula de um ácido carboxílico, volumes de soluções aquosas desse ácido e de hidróxido de sódio, de mesma concentração, em  $\text{mol L}^{-1}$ , à mesma temperatura, foram misturados de tal forma que o volume final fosse sempre 60 mL. Em cada caso, houve liberação de calor. No gráfico abaixo, estão as variações de temperatura ( $\Delta T$ ) em função dos volumes de ácido e base empregados:



Partindo desses dados, pode-se concluir que o valor de x é

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

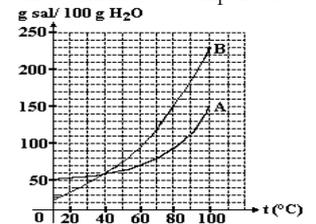
(obs.: Nesse experimento, o calor envolvido na dissociação do ácido e o calor de diluição podem ser considerados desprezíveis.)

7. (Mackenzie) A partir do diagrama, que relaciona a solubilidade de dois sais A e B com a temperatura são feitas as afirmações:

- I. existe uma única temperatura na qual a solubilidade de A é igual à de B.
- II. a  $20^\circ C$ , a solubilidade de A é menor que a de B.
- III. a  $100^\circ C$ , a solubilidade de B é maior que a de A.
- IV. a solubilidade de B mantém-se constante com o aumento da temperatura.
- V. a quantidade de B que satura a solução à temperatura de  $80^\circ C$  é igual a 150g.

Somente são corretas:

- a) I, II e III.
- b) II, III e V.
- c) I, III e V.
- d) II, IV e V.
- e) I, II e IV.

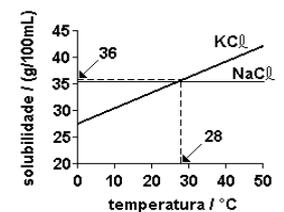


8. (Fuvest 99) NaCl e KCl são sólidos brancos cujas solubilidades em água, a diferentes temperaturas, são dados pelo gráfico a seguir. Para distinguir os sais, os três procedimentos foram sugeridos:

- I. Colocar num recipiente 2,5g de um dos sais e 10,0mL de água e, em outro recipiente, 2,5g do outro sal e 10,0mL de água. Agitar e manter a temperatura de  $10^\circ C$ .
- II. Colocar num recipiente 3,6g de um dos sais e 10,0mL de água e, em outro recipiente 3,6g do outro sal e 10,0mL de água. Agitar e manter a temperatura de  $28^\circ C$ .
- III. Colocar num recipiente 3,8g de um dos sais e 10,0mL de água e, em outro recipiente, 3,8g do outro sal e 10,0mL de água. Agitar e manter a temperatura de  $45^\circ C$ .

Pode-se distinguir esses dois sais somente

- a) do procedimento I.
- b) do procedimento II.
- c) do procedimento III.
- d) dos procedimentos I e II.
- e) dos procedimentos I e III.



## CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Vamos estudar de forma mais profunda o exemplo da água com açúcar, utilizado no item anterior. Chama-se concentração de uma solução, toda e qualquer maneira de expressar a proporção existente entre as quantidades de soluto (açúcar) e de solvente (água), ou entre as quantidades de soluto (açúcar) e de solução (água com açúcar). Usaremos o seguinte padrão para indicar se nos referimos ao soluto, solvente ou a solução: índice 1, para as quantidades relativas ao soluto; índice 2, para as quantidades relativas ao solvente; e sem índice, ao que se referir à própria solução (esse padrão é geral).

Dentre as definições mais comuns temos a concentração comum ou concentração (C), que é o quociente entre a massa do soluto em gramas e o volume da solução em litros (unidade: g/L).

$$C = \frac{m(g)}{V(L)} = g / L$$

A molaridade (M) ou concentração molar, é o quociente entre a quantidade de mols do soluto e o volume da solução em litros (unidade: mol/L).

$$M = \frac{n_1}{V}$$

Mas, sabemos que:  $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$ , então, podemos ter também:

$$M = \frac{m_1}{M_1 V} = mol / L$$

**Obs:** Por convenção usaremos o índice 1 para indicar o soluto, o índice 2 para indicar o solvente e a ausência de índice para indicar a solução.

- **Concentração comum (C):** indica a massa de soluto presente em cada litro de solução.

$$\boxed{C = \frac{m_1}{V}} \quad [C]$$

- **Molaridade:** indica a quantidade de mols de soluto presente em cada litro de solução.

$$\boxed{M = \frac{n_1}{V}} \quad [M] = mol$$

## EXERCÍCIOS

1. (Unesp 94) O limite máximo de concentração de íon  $Hg^{2+}$  admitido para seres humanos é de 6 miligramas por litro de sangue. O limite máximo, expresso em mols de  $Hg^{2+}$  por litro de sangue, é igual a (Massa molar de  $Hg=200g/mol$ ):

- $3 \times 10^{-5}$ .
- $6 \times 10^{-3}$ .
- $3 \times 10^{-2}$ .
- 6.
- 200.

2. (Fuvest 2001) Considere duas latas do mesmo refrigerante, uma na versão "diet" e outra na versão comum. Ambas contêm o mesmo volume de líquido (300mL) e têm a mesma massa quando vazias. A composição do refrigerante é a mesma em ambas, exceto por uma diferença: a versão comum contém certa quantidade de açúcar, enquanto a versão "diet" não contém açúcar (apenas massa desprezível de um adoçante artificial). Pesando-se duas latas fechadas do refrigerante, foram obtidos os seguintes resultados:

amostra	massa (g)
lata com refrigerante comum	331,2
lata com refrigerante "diet"	316,2

Por esses dados, pode-se concluir que a concentração, em g/L, de açúcar no refrigerante comum é de, aproximadamente,

- 0,020
- 0,050
- 1,1
- 20
- 50

3. (Uerj) A hidroponia é uma técnica de cultivo de vegetais fora do solo. Os nutrientes são fornecidos através de uma solução contendo vários sais de fácil assimilação pelo vegetal.

Para o preparo de 100L de solução nutritiva, contendo  $0,007 mol \cdot L^{-1}$  de nitrato de cálcio, a massa necessária deste sal, em gramas, é aproximadamente de:

(Dados: N = 14, O = 16, Ca = 40)

- 72
- 102
- 115
- 164

4. (Ufmg) Dissolveu-se 1,0 grama de permanganato de potássio em água suficiente para formar 1,0 litro de solução.

Sabendo-se que 1 mL contém cerca de 20 gotas, a massa de permanganato de potássio em uma gota de solução é

- $5,0 \times 10^{-3}$  g.
- $1,0 \times 10^{-3}$  g.
- $5,0 \times 10^{-4}$  g.
- $5,0 \times 10^{-5}$  g.
- $2,0 \times 10^{-5}$  g.

5. (Fuvest 90) A seguir é apresentada a concentração, em mg/kg, de alguns íons na água do mar:

**Íon** ->  $Mg^{2+}$ ,  $(SO_4)^{2-}$ ,  $Na^+$ ,  $Cl^-$ .

**Concentração** -> 1350, 2700, 10500, 19000.

Dentre esses íons, os que estão em menor e maior concentração molar são, respectivamente:

- $Cl^-$  e  $Mg^{2+}$ .
- $(SO_4)^{2-}$  e  $Na^+$ .
- $Mg^{2+}$  e  $Na^+$ .
- $Mg^{2+}$  e  $Cl^-$ .
- $(SO_4)^{2-}$  e  $Cl^-$ .

(Massas atômicas: O = 16; Na = 23; Mg = 24; S = 32; Cl = 35,5)

6. (Unesp 93) A massa de cloreto de crômio (III) hexaidratado, necessária para se preparar 1 litro de uma solução que contém 20mg de  $Cr^{3+}$  por mililitro, é igual a:

- 0,02 g.
- 20 g.
- 52 g.
- 102,5 g.
- 266,5 g.

(Massas molares, em g/mol: Cr=52; cloreto de crômio hexaidratado=266,5).

7. (Unesp 2000) Sabendo-se que a massa molar do lítio é  $7,0g/mol$ , a massa de lítio contida em 250mL de uma solução aquosa de concentração  $0,160 mol/L$  de carbonato de lítio é:

- 0,560 g.
- 0,400 g.
- 0,280 g.
- 0,160 g.
- 0,080 g.

8. (Fuvest 2004) Com a finalidade de determinar a fórmula de certo carbonato de um metal Me, seis amostras, cada uma de 0,0100 mol desse carbonato, foram tratadas, separadamente, com volumes diferentes de ácido clorídrico de concentração 0,500 mol/L. Mediu-se o volume de gás carbônico produzido em cada experiência, à mesma pressão e temperatura.

V(HCl)/mL	30	60	90	120	150	180
V(CO <sub>2</sub> )/mL	186	372	558	744	744	744

O volume molar do gás carbônico, nas condições da experiência, é igual a 24,8 L/mol

Então, a fórmula do carbonato deve ser:

- Me<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- MeCO<sub>3</sub>
- Me<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>
- Me(CO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- Me<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>5</sub>

9. (Unitau) A razão entre o número de mols do soluto e a massa do solvente é chamada de:

- molaridade.
- molalidade.
- título percentual.
- molaridade ou molalidade, dependendo do soluto usado.
- fração molar.

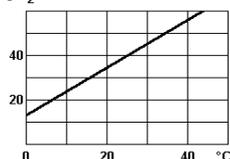
10. (Cesgranrio) A concentração do cloreto de sódio na água do mar é, em média, de 2,95 g/l. Assim sendo, a concentração molar deste sal na água do mar é aproximadamente de:

Dados: Na = 23; Cl = 35,5

- 0,050
- 0,295
- 2,950
- 5.000
- 5,850

11. (Fuvest) A curva de solubilidade do KNO<sub>3</sub> em função da temperatura é dada a seguir. Se a 20°C misturarmos 50g de KNO<sub>3</sub> com 100g de água, quando for atingido o equilíbrio teremos

g/100g H<sub>2</sub>O



- um sistema homogêneo.
- um sistema heterogêneo.
- apenas uma solução insaturada.
- apenas uma solução saturada.
- uma solução supersaturada.

12. (Fatec) Fenol, C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH, conhecido como ácido fênico é usado como desinfetante e na manufatura de plásticos.

Dissolvendo-se 0,752g desse composto em água suficiente para 500ml, obtém-se solução cuja concentração expressa em mol/L é:

- 0,008
- 1,504
- 0,016
- 1,6
- 3,2

Massas molares: H=1g/mol, C=12g/mol, O=16g/mol

13. (Mackenzie) A concentração em g/L, da solução obtida ao se dissolverem 4g de cloreto de sódio em 50cm<sup>3</sup> de água é:

- 200 g/L
- 20 g/L
- 0,08 g/L
- 12,5 g/L
- 80 g/L

## TÍTULO E MOLALIDADE

Uma outra forma de calcular a concentração é através do título em massa (T) ou título, que é o quociente entre a massa do soluto e a massa total da solução. O título não tem unidade (é um número puro) e varia de zero a um (0 < T < 1).

$$T = \frac{m_1}{m} \quad \text{ou} \quad T = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Vamos supor que a massa total da solução seja 100g (m = 100) temos, na fórmula anterior:

$$T = \frac{m_1}{100} \rightarrow m_1 = 100T$$

Desse modo, m<sub>1</sub> está indicando a massa do soluto em 100g de solução e pode ser chamado de título percentual (m<sub>1</sub> = T%), donde:

$$T\% = 100T, \quad \text{sendo que} \quad 0 < T\% < 100\%$$

(T% também pode ser chamado de porcentagem em massa do soluto.)

Vejamos agora, a relação entre a concentração e o título:

$$\left. \begin{array}{l} C = \frac{m_1}{V} \\ T = \frac{m_1}{m} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{C}{T} = \frac{\frac{m_1}{V}}{\frac{m_1}{m}} = \frac{m}{V} = d,$$

donde d representa a densidade da solução

$\left( d = \frac{m}{V} = \frac{\text{Massa da Solução}}{\text{Volume da Solução}} \right)$ . Portanto, temos:

$$\frac{C}{T} = d \quad \text{ou} \quad C = dT$$

Além de todas essas formas, já vistas, de calcular a concentração, ainda há mais algumas, dentre elas está a fração molar (x), que é o quociente entre a quantidade de mols do soluto e a quantidade total de mols da solução. Assim como no título em massa, a fração molar também não possui unidade e varia entre zero e um (0 < x < 1).

Matematicamente, temos (lembre-se que o número de mols é dado por n):

- para o soluto:  $x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$ ;
- para o solvente temos um definição análoga, donde:  $x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$ .

Essa definição pode ser generalizada para uma solução com um número i de componentes; a fração molar do primeiro componente será:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_i} \quad \text{ou} \quad x_1 = \frac{n_1}{\sum n}$$

A molalidade (W) é o quociente entre a quantidade de mols do soluto e a massa do solvente (em quilos). Como a massa m<sub>2</sub> do solvente normalmente é dada em gramas, devemos transformá-la em quilos (m<sub>2</sub>/1000). Desta forma temos:

## Química

$$W = \frac{n_1}{\frac{m_2}{1000}} = \frac{1000n_1}{m_2}, \text{ ou seja, } W = \frac{1000m_1}{m_2M_1}$$

Tipos de porcentagem de concentração:

- % em massa:

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 100$$

- % em volume:

$$\frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} \times 100$$

(esta é apenas usada quando soluto e solvente são ambos líquidos ou ambos gasosos)

- **Título:** é a relação entre a massa do soluto e a massa da solução. Não se esqueça que é uma relação de massa para massa que também é conhecida como porcentagem em massa, lembre-se do soro fisiológico.

$$\tau = \frac{m_1}{m} \quad m = m$$

- **Fração molar:** é a relação entre o número de mols do soluto (ou de solvente) e o número de mols da solução.

$$X_1 = \frac{n_1}{n} \quad \text{ou} \quad X_2 = \frac{n_1}{n} :$$

## O FENÔMENO DE SATURAÇÃO DA SOLUÇÃO

Adicionando-se gradativamente sal de cozinha à água verifica-se que num dado momento o sal pára de se dissolver e começa a precipitar. No caso específico do NaCl, isso ocorre quando há, aproximadamente, 360g de sal por litro de água, a partir desse momento, dizemos que a solução está saturada. O ponto de saturação é definido pelo coeficiente ou grau de solubilidade, que é a quantidade de uma substância (em geral, em gramas) necessária para saturar uma quantidade padrão (em geral, 100 g, 1000 g ou 1 litro) de solvente, em determinadas condições físicas de temperatura e pressão. É importante frisar que o ponto de saturação depende do soluto, do solvente e das condições físicas.

## EXERCÍCIOS

1. (Uel) Em 200g de solução alcoólica de fenolftaleína contendo 8,0% em massa de soluto, quantos mols de álcool há na solução?  
Dado: massa molar do etanol = 46g/mol  
a) 8,0  
b) 4,0  
c) 3,0  
d) 2,5  
e) 2,0

2. (Fuvest 2002) Quando o composto LiOH é dissolvido em água, forma-se uma solução aquosa que contém os íons  $\text{Li}^{+1}(\text{aq})$  e  $\text{OH}^{-1}(\text{aq})$ . Em um experimento, certo volume de solução aquosa de LiOH, à temperatura ambiente, foi adicionado a um béquer de massa 30,0g, resultando na massa total de 50,0g. E-

vaporando a solução ATÉ A SECURA, a massa final (béquer + resíduo) resultou igual a 31,0g. Nessa temperatura, a solubilidade do LiOH em água é cerca de 11g por 100g de solução. Assim sendo, pode-se afirmar que, na solução da experiência descrita, a porcentagem, em massa, de LiOH era de

- a) 5,0%, sendo a solução insaturada.
- b) 5,0%, sendo a solução saturada.
- c) 11%, sendo a solução insaturada.
- d) 11%, sendo a solução saturada.
- e) 20%, sendo a solução supersaturada.

3. (Uel) Em 200g de solução alcoólica de fenolftaleína contendo 8,0% em massa de soluto, a massa de fenolftaleína, em gramas, contida na solução é igual a

- a) 16,0
- b) 8,00
- c) 5,00
- d) 4,00
- e) 2,00

4. (Unaerp) Um dos problemas comuns em piscinas é o nível elevado de sólidos dissolvidos na água, causando irritação aos olhos e podendo formar incrustações dando uma aparência embaçada à água. A solução para esse problema é supercloração, adicionando-se 50mg/L de cloro à piscina, para oxidar esse material. Para realizar este tratamento na piscina a seguir, usando hipoclorito de cálcio,  $\text{Ca}(\text{OCl})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  que tem 65% de cloro ativo, a massa a ser adicionada, deverá ser de aproximadamente:



(Dados: Ca = 40, Cl = 35,5, O = 16, H = 1)

- a) 870 g.
- b) 770 g.
- c) 90 g.
- d) 500 g.
- e) 100 g.

5. (Unesp 2003) Os frascos utilizados no acondicionamento de soluções de ácido clorídrico comercial, também conhecido como ácido muriático, apresentam as seguintes informações em seus rótulos: solução 20% m/m (massa percentual); densidade = 1,10 g/mL; massa molar = 36,50 g/mol. Com base nessas informações, a concentração da solução comercial desse ácido será

- a) 7 mol/L.
- b) 6 mol/L.
- c) 5 mol/L.
- d) 4 mol/L.
- e) 3 mol/L.

6. (Unesp 2003) Um funcionário de uma empresa de limpeza dispunha de dois produtos para o trabalho "pesado": soluções concentradas de ácido muriático e de soda cáustica. Não conseguindo remover uma "crosta" de sujeira usando estas soluções separadamente, ele preparou uma mistura, usando volumes iguais das mesmas. Sabendo que ácido muriático e soda cáustica são os nomes comerciais, respectivamente, do ácido clorídrico e do hidróxido de sódio, o funcionário terá sucesso em sua última tentativa de remover a sujeira?

- a) Não, pois na mistura as concentrações de ambos os produtos foram reduzidas à metade.
- b) Não, pois ácido muriático e soda cáustica não são adequados para remover sujeira.
- c) Não, pois a mistura resultante é apenas uma solução de cloreto de sódio, podendo ainda conter ácido muriático ou soda cáustica excedente.
- d) Sim, pois estarão sendo utilizadas as propriedades de ambos os produtos ao mesmo tempo.
- e) Sim, desde que as concentrações molares de ambos os produtos sejam idênticas.

7. (Unesp 96) Na preparação de 500mL de uma solução aquosa de  $H_2SO_4$ , de concentração 3 mol/L, a partir de uma solução de concentração 15mol/L do ácido, deve-se diluir o seguinte volume da solução concentrada:

- 10 mL
- 100 mL
- 150 mL
- 300 mL
- 450 mL

8. (Unesp 2001) O etanotiol ( $CH_3CH_2-SH$ ) é uma substância tóxica e tem um odor tão forte que uma pessoa pode detectar 0,016mol disperso em  $5,0 \times 10^{10}$  gramas de ar.

Sabendo-se que a densidade do ar é 1,25g/L e supondo distribuição uniforme do etanotiol no ar, a quantidade limite, em mol/L, que uma pessoa pode detectar é:

- $1,6 \times 10^{-2}$ .
- $2,0 \times 10^{-11}$ .
- $2,5 \times 10^{-11}$ .
- $4,0 \times 10^{-13}$ .
- $1,0 \times 10^{-23}$ .

## DILUIÇÃO E TITULAÇÃO

Diluição é uma operação em que se acrescenta solvente à solução e a quantidade de soluto permanece constante.

Titulação é uma operação de laboratório através da qual se determina a concentração de uma solução A, medindo-se o volume de uma solução B de concentração conhecida, que reage completamente com um volume conhecido da solução A.

## DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES;

Diluir uma solução significa adicionar a ela mais solvente, não alterando a massa do soluto, assim:

$$\begin{aligned} m_i &= m_f \\ C_i \cdot V_i &= C_f \cdot V_f \end{aligned}$$

## MISTURA DE SOLUÇÕES

Em uma mistura de soluções de mesmo soluto, a quantidade de soluto na solução final é a soma das quantidades dos solutos nas soluções iniciais. Considerando uma mistura de duas soluções, A e B, temos:

$$\begin{aligned} m_{1A} + m_{1B} &= m_f \\ C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B &= C_f \cdot V_f \end{aligned}$$

## EXERCÍCIOS

1. (Unesp 93) Pipetaram-se 10mL de uma solução aquosa de NaOH de concentração 1,0mol/L. Em seguida, adicionou-se água suficiente para atingir o volume final de 500mL.

A concentração da solução resultante, em mol/L, é:

- $5,0 \times 10^{-3}$
- $2,0 \times 10^{-2}$
- $5,0 \times 10^{-2}$
- 0,10
- 0,20

2. (Fuvest 95) O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia ( $NH_3$ ) é de 9,5g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5,00mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico de concentração 0,100mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra, foram gastos 25,00mL do ácido.

(Dados: H = 1, N = 14 e Cl = 35,5)

Com base nas informações fornecidas acima:

qual a concentração da solução, calculada com os dados da titulação? A concentração indicada no rótulo é correta?

- |    |            |     |
|----|------------|-----|
| a) | 0,12 mol/L | sim |
| b) | 0,25 mol/L | não |
| c) | 0,25 mol/L | sim |
| d) | 0,50 mol/L | não |
| e) | 0,50 mol/L | Sim |

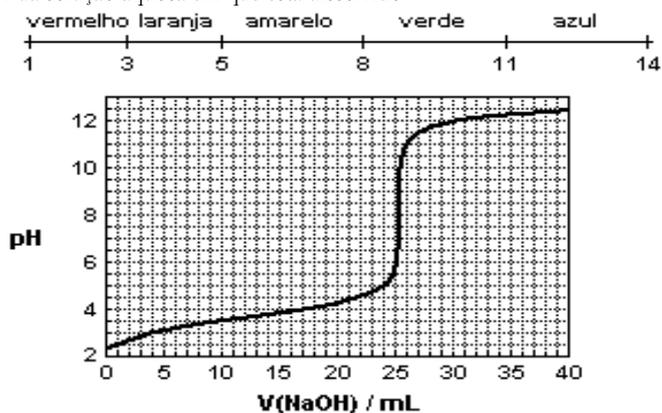
3. (Fuvest 2003) Uma enfermeira precisa preparar 0,50 L de soro que contenha  $1,5 \times 10^{-2}$  mol de KCl e  $1,8 \times 10^{-2}$  mol de NaCl, dissolvidos em uma solução aquosa de glicose. Ela tem à sua disposição soluções aquosas de KCl e NaCl de concentrações, respectivamente, 0,15 g/mL e  $0,60 \times 10^{-2}$  g/mL. Para isso, terá que utilizar x mL da solução de KCl e y mL da solução de NaCl e completar o volume, até 0,50 L, com a solução aquosa de glicose. Os valores de x e y devem ser, respectivamente,

Dados: massa molar (g/mol): KCl=75; NaCl=59

- 2,5 e  $0,60 \times 10^2$
- 7,5 e  $1,2 \times 10^2$
- 7,5 e  $1,8 \times 10^2$
- 15 e  $1,2 \times 10^2$
- 15 e  $1,8 \times 10^2$

## Química

4. (Fuvest) Um indicador universal apresenta as seguintes cores em função do pH da solução aquosa em que está dissolvido:



A 25,0 mL de uma solução de ácido fórmico ( $\text{HCOOH}$ ), de concentração 0,100 mol/L, contendo indicador universal, foi acrescentada, aos poucos, solução de hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ), de concentração 0,100 mol/L. O gráfico mostra o pH da solução resultante no decorrer dessa adição. Em certo momento, durante a adição, as concentrações de  $\text{HCOOH}$  e de  $\text{HCOO}^-$  se igualaram. Nesse instante, a cor da solução era:

- a) vermelha
- b) laranja
- c) amarela
- d) verde
- e) azul

5. (Cesgranrio) Para preparar 1,2 litros de solução 0,4M de  $\text{HCl}$ , a partir do ácido concentrado (16M), o volume de água, em litros, a ser utilizado será de:

- a) 0,03.
- b) 0,47.
- c) 0,74.
- d) 1,03.
- e) 1,17.

6. (Mackenzie) 100 mL de solução (I) aquosa de  $\text{NaOH}$  (II) de concentração 2,0 g/L (III) foi diluída (IV) até completar 250 mL (V).

Assinale a alternativa que traduz INCORRETAMENTE os termos enumerados na afirmação anterior.

- a) (I) é mistura homogênea
- b) (II) é fórmula de uma base
- c) (III) é têm-se 2,0 g de soluto em 1 litro de solução
- d) (IV) é adicionou-se soluto, de forma que a concentração da solução aumentou
- e) (V) é adicionaram-se 150 mL de solvente, sem alterar a quantidade de soluto

7. (Unesp) Na preparação de 500mL de uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentração 3 mol/L, a partir de uma solução de concentração 15mol/L do ácido, deve-se diluir o seguinte volume da solução concentrada:

- a) 10 mL
- b) 100 mL
- c) 150 mL
- d) 300 mL
- e) 450 mL

## 23. CINÉTICA QUÍMICA

Você já deve ter reparado que os objetos metálicos deixados expostos ao ar livre sofrem transformações que alteram suas características como cor, textura, dureza, etc.

Podemos citar um exemplo prático de nosso dia a dia, imagine a seguinte situação:

Um pedaço de prego (feito de aço) e um pedaço de palha de aço (bombril ou assolan, por exemplo) de mesma massa ambos deixados ao ar livre numa época úmida do ano.

Podemos prever que os dois objetos irão enferrujar-se, mas qual deles irá enferrujar mais rapidamente? Por que ocorre esta variação no tempo da reação de enferrujamento (oxidação)?

Estas respostas fazem parte do estudo da velocidade das reações químicas, conhecida como **cinética química**.

O estudo da cinética nos ajuda a compreender por que algumas reações são rápidas e outras são lentas, veja alguns exemplos de tempo de reações:

- Microsegundos para a explosão de uma bomba de nitroglicerina.
- Minutos ou horas para a queima (combustão) de uma vela.
- Dias para o enferrujamento (oxidação) do ferro.
- Meses para o apodrecimento da madeira.
- Séculos para a decomposição de alguns tipos de plásticos.
- Milhares de anos para a formação do petróleo.

Vamos imaginar uma reação genérica:



Nesta transformação A e B são os nossos reagentes, quando colocados em contato serão consumidos para produzir C e D (Produtos da reação).

Podemos verificar a velocidade da reação observando quanto tempo demora a que A e B são consumidos, ou o tempo com que C e D são formados.

Esta reação será rápida quando os produtos se formarem rapidamente e será lenta quando os produtos se formarem lentamente.

Observe que podemos expressar a velocidade de uma reação química em termos do consumo de reagentes ou formação dos produtos, estas variações de quantidades serão representadas pelo termo  $\Delta$  quantidade nas expressões de cinética.

Veja a expressão a seguir geral de cinética a seguir:

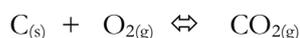
$$V_m = \frac{\Delta \text{ quantidade}}{\Delta \text{ tempo}}$$

Esta expressão representa a divisão entre a variação da quantidade de uma substância (em mols, em gramas, em litros, etc) e a variação de tempo (em minutos, em segundos, etc).

### Exemplo:

Na queima do carvão, são consumidos 2 mols de  $O_2$  no primeiro 0,5 minuto de reação. Qual é a velocidade média de consumo de  $O_2$  nesse tempo de reação?

### Reação:

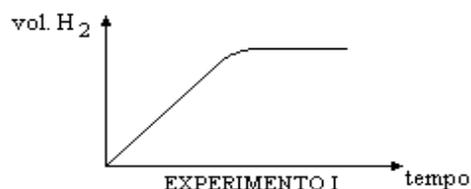


$$V_m = \frac{\Delta \text{ quantidade}}{\Delta \text{ tempo}} = \frac{2 \text{ mols}}{0,5 \text{ min}} = 4$$

## EXERCÍCIOS

1. (Fuvest) Para estudar a velocidade da reação que ocorre entre magnésio e ácido clorídrico, foram feitos dois experimentos a  $15^\circ C$  utilizando a mesma quantidade de magnésio e o mesmo volume de ácido. Os dois experimentos diferiram apenas na concentração do ácido utilizado. O volume de hidrogênio que foi produzido em cada um dos experimentos em diferentes tempos foram medidos em condições de pressão e temperatura ambiente. Os dados obtidos foram:

Experimento	Tempo / min.	0	1	2	3	4	5	6	7
I	(vol. $H_2$ ) / $cm^3$	0	18	33	48	60	63	63	63
II	(vol. $H_2$ ) / $cm^3$	0	28	49	60	62	63	63	63



a) Em qual dos experimentos a velocidade da reação foi maior? Justifique com base nos dados experimentais.

b) A curva obtida para o experimento I ( $15^\circ C$ ) está no gráfico acima. Neste mesmo gráfico, represente a curva que seria obtida se o experimento I fosse realizado a uma temperatura mais alta. Explique.

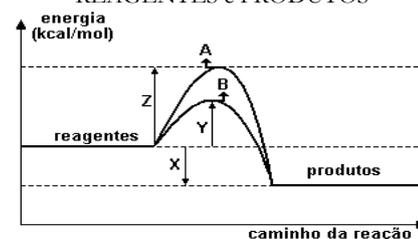
2. (Mackenzie) I - Z representa a energia de ativação na presença de catalisador.

II - Y representa a energia de ativação na presença de catalisador.

III - X representa a variação de entalpia.

IV - A velocidade de formação dos produtos é menor no caminho B.

As afirmações anteriores referem-se ao diagrama energético dos caminhos A e B da reação



Somente são corretas:

- a) I e III.
- b) II e III.
- c) II e IV.
- d) III e IV.
- e) I e IV.

3. (Puccamp) No laboratório, o hidrogênio pode ser preparado pela reação de zinco com solução de ácido clorídrico. Observe as condições especificadas nas experiências a seguir.

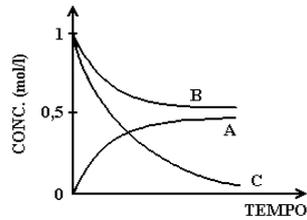
A velocidade da reação é maior em

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

	Temperatura ( $^\circ C$ )	Zinco	Concentração do ácido em mol/L
Experiência I	25	granulado	1,0
Experiência II	25	granulado	0,5
Experiência III	30	em pó	1,0
Experiência IV	30	em pó	0,5
Experiência V	30	em raspas	1,0

## Química

4. (Ufpe) O gráfico a seguir representa a variação de concentração das espécies A, B e C com o tempo:



Qual das alternativas a seguir contém a equação química que melhor descreve a reação representada pelo gráfico?

- $2A + B \rightleftharpoons C$
- $A \rightleftharpoons 2B + C$
- $B + 2C \rightleftharpoons A$
- $2B + C \rightleftharpoons A$
- $B + C \rightleftharpoons A$

5. (Ufu) A figura a seguir representa uma reação química na presença e na ausência de um catalisador.



$\Delta H_1$  - energia de ativação com catalisador

$\Delta H_2$  - energia de ativação sem catalisador

$\Delta H_3$  - entalpia de reação

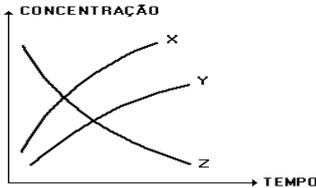
Analisando a figura podemos concluir que

- na ausência do catalisador observaremos a liberação de calor, pois  $\Delta H_1 > \Delta H_3$
- trata-se de um catalisador de efeito negativo, pois provoca um  $\Delta H_1 < \Delta H_2$ , assim, diminui a entalpia da reação.
- trata-se de um catalisador de efeito positivo, pois facilitou a reação química diminuindo a energia de ativação.
- independente da presença do catalisador, trata-se de representação de uma reação química endotérmica, pois tanto  $\Delta H_3 < \Delta H_1$  como  $\Delta H_3 < \Delta H_2$

6. (Cesgranrio) O gráfico a seguir representa a variação das concentrações das substâncias X, Y e Z durante a reação em que elas tomam parte.

A equação que representa a reação é:

- $X + Z \rightleftharpoons Y$
- $X + Y \rightleftharpoons Z$
- $X \rightleftharpoons Y + Z$
- $Y \rightleftharpoons X + Z$
- $Z \rightleftharpoons X + Y$



## TEORIA DAS COLISÕES E ENERGIA DE ATIVAÇÃO

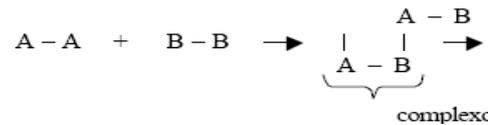
Para que uma reação química ocorra devem ser satisfeitas algumas condições mínimas:

- Afinidade Química:** deve haver afinidade química entre os materiais, lembrando que existem substâncias muito reativas como o Oxigênio e outras pouco reativas como os gases nobres. Por exemplo, a maioria dos metais quando deixados expostos ao ar acabam enegrecendo devido à reação que sofrem com oxigênio levando a formação de óxidos metálicos. São reações de óxido-redução que ocorrem o tempo inteiro ao nosso redor, isto não ocorreria se os mesmos metais fossem deixados em contato com atmosfera de argônio.
- Contato entre os reagentes:** para que as substâncias possam interagir é necessário que suas partículas se choquem. A colisão entre as partículas de ser **efetiva** para resultar em reação. Colisão efetiva é toda colisão entre partículas que possui

energia suficiente e direção adequada. O número de colisões efetivas é muito pequeno comparado ao número total de colisões que ocorrem entre as moléculas dos reagentes. Assim a maioria das colisões entre as partículas acaba não dando origem a produtos devido ao fato de não satisfazerem as condições apontadas acima. Esta situação pode ser melhorada com o aumento da temperatura, pois ocorreria o favorecimento das colisões devido ao aumento da energia média das moléculas e conseqüentemente do número dos choques. A direção com que as partículas se chocam deve ocorrer com uma certa direção preferencial para que se forme o intermediário chamado de complexo ativado.

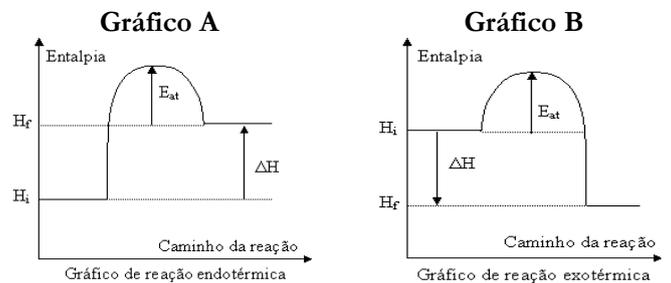
- Energia de ativação** é a energia mínima necessária para a formação do complexo ativado. Em outras palavras pode ser entendido como uma barreira energética que deve ser vencida para que a reação ocorra. Lembrando que complexo ativado é o nome da partícula que se forma no momento do choque efetivo entre as partículas.
- Complexo ativado** é um intermediário que se forma na etapa lenta da reação química no caso de uma reação em etapas, ou na etapa única no caso de reações elementares. A formação do complexo ativado só pode ser observada experimentalmente, não sendo possível sua visualização em condições normais pois o tempo de vida do complexo ativado é da ordem de femtosegundos ( $10^{-15}$  segundos).

Uma representação da formação de um complexo ativado pode ser observada a seguir:



Os gráficos abaixo representam reações mostrando o caminho de reagentes indo a produtos, vencendo a barreira da energia de ativação, chegando no ponto mais alto a formação do complexo ativado e depois indo a produtos.

Quanto maior a energia necessária para a formação do complexo ativado (energia de ativação), mais lenta será a reação, o contrário também é válido, quanto menor a energia necessária para a formação do complexo ativado (energia de ativação), mais rápida será a reação química. Observe os gráficos a seguir:



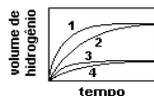
- Observe que a energia total envolvida na reação  $\Delta H$  depende apenas da situação inicial e final ( $H_f$  e  $H_i$ )
- Energia de ativação é medida em relação à reação direta, ou seja em relação aos reagentes.
- Na reação endotérmica (gráfico A) o sistema ganha energia (absorve calor), a energia dos produtos é maior que a energia dos reagentes.

- Na reação exotérmica (gráfico B) o sistema perde energia (libera calor), a energia dos produtos é menor que a energia dos reagentes.

### EXERCÍCIOS

1. (Fuvest) Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25°C e 1atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado. O gráfico mostra os resultados.

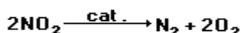
As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos.



Experimento	Material	Temperatura/°C	Volume da solução de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /mL
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80

- a) 1-D; 2-C; 3-A; 4-B
- b) 1-D; 2-C; 3-B; 4-A
- c) 1-B; 2-A; 3-C; 4-D
- d) 1-C; 2-D; 3-A; 4-B
- e) 1-C; 2-D; 3-B; 4-A

2. (Puccamp) Para diminuir a poluição atmosférica, muitos carros utilizam conversores catalíticos que são dispositivos como "colméias" contendo catalisadores apropriados e por onde fluem os gases produzidos na combustão. Ocorrem reações complexas com transformações de substâncias tóxicas em não-tóxicas, como:



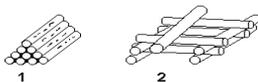
Das seguintes afirmações acerca dessas reações:

- I. são todas de catálise heterogênea.
- II. os catalisadores são consumidos nas reações.
- III. os catalisadores aumentam a superfície de contato entre os reagentes.
- IV. baixas temperaturas provavelmente aumentam a eficácia dos conversores catalíticos.

Pode-se afirmar que SOMENTE

- a) I está correta
- b) II está correta
- c) III está correta
- d) I e III estão corretas
- e) II e IV estão corretas

4. (Puccamp) Considere as duas fogueiras representadas a seguir, feitas, lado a lado, com o mesmo tipo e quantidade de lenha.



A rapidez da combustão da lenha será

- a) maior na fogueira 1, pois a superfície de contato com o ar é maior.
- b) maior na fogueira 1, pois a lenha está mais compactada, o que evita a vaporização de componentes voláteis.
- c) igual nas duas fogueiras, uma vez que a quantidade de lenha é a mesma e estão no mesmo ambiente.
- d) maior na fogueira 2, pois a lenha está menos compactada, o que permite maior retenção de calor pela madeira.
- e) maior na fogueira 2, pois a superfície de contato com o ar é maior.

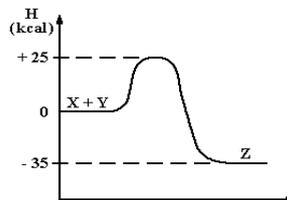
5. (Fatec) A obtenção de CO, gasoso, em laboratório, pode ser feita pela reação entre carbonato de cálcio (sólido) e solução aquosa de ácido clorídrico. Considere os conjuntos de condições experimentais descritas na tabela abaixo.

Utilizando-se uma certa massa de carbonato e excesso de ácido, obtém-se CO, mais rapidamente quando se utiliza o conjunto de condições experimentais descritos em:

Condição experimental	I	II	III	IV	V
Temperatura °C	20	20	40	40	40
Concentração de ácido (mol L <sup>-1</sup> )	4,0	6,0	6,0	4,0	6,0
Tipo de amostra de carbonato	grãos	pó	pó	grãos	grãos

- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) IV.
- e) V.

6. (Cesgranrio) Dado o diagrama de entalpia para a reação X+Y ⇌ Z a seguir, a energia de ativação para a reação inversa Z ⇌ X+Y é:



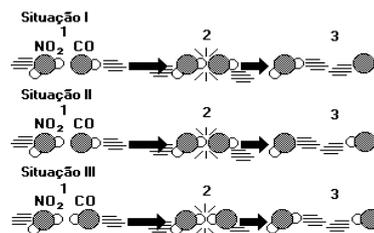
- a) 60 kcal.
- b) 35 kcal.
- c) 25 kcal.
- d) 10 kcal.
- e) 0 kcal.

7. (Ufmg) A elevação de temperatura aumenta a velocidade das reações químicas porque aumenta os fatores apresentados nas alternativas, EXCETO:

- a) A energia cinética média das moléculas.
- b) A energia de ativação.
- c) A frequência das colisões efetivas.
- d) O número de colisões por segundo entre as moléculas.
- e) A velocidade média das moléculas.

8-As figuras a seguir representam as colisões entre as moléculas reagentes de uma mesma reação em três situações.

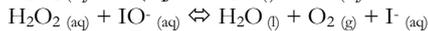
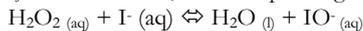
Pode-se afirmar que



- a) na situação I, as moléculas reagentes apresentam energia maior que a energia de ativação, mas a geometria da colisão não favorece a formação dos produtos.
- b) na situação II, ocorreu uma colisão com geometria favorável e energia suficiente para formar os produtos.
- c) na situação III, as moléculas reagentes foram completamente transformadas em produtos.
- d) nas situações I e III, ocorreram reações químicas, pois as colisões foram eficazes.
- e) nas situações I, II e III, ocorreu a formação do complexo ativado, produzindo novas substâncias.

## Química

9. (Ufu 2005) Acredita-se que a decomposição do peróxido de hidrogênio, na presença de íons iodeto, acontece pelo seguinte mecanismo em etapas:



Na proposta de mecanismo,  $\text{I}^- (\text{aq})$  é:

- um produto da reação global.
- um reagente da reação global.
- o complexo ativado do mecanismo.
- um catalisador.
- inibidor

10-Numere a 2ª coluna de acordo com a 1ª.

1. Catalisador

2. Veneno

3. Catálise homogênea

4. Catálise heterogênea

5. Autocatálise

( ) Aumenta a velocidade da reação, sem alterar as concentrações de produtos e reagentes.

( ) um dos produtos da reação age como catalisador da própria reação

( ) todos os participantes da reação constituem uma só fase

( ) há diminuição ou anulação do efeito catalisador

( ) uma substância sólida catalisa a reação entre dois gases ou líquidos

A seqüência correta é

a) 1 - 4 - 2 - 3 - 5.

b) 1 - 5 - 3 - 1 - 2.

c) 3 - 4 - 2 - 1 - 5.

d) 4 - 2 - 3 - 1 - 5.

e) 4 - 2 - 1 - 3 - 5.

## FATORES QUE INFLUEM NA VELOCIDADE DAS REAÇÕES

São diversos os fatores que podem influenciar a a velocidade de uma reação química tornando-a mais rápida ou mais lenta.

Entre lês destacam-se: natureza dos reagentes, superfície de contato, luz, eletricidade, pressão, temperatura, concentração, catalisadores e inibidores.

### Natureza dos reagentes:

Quando uma reação química ocorre, as ligações químicas dos reagentes devem ser quebradas, para possibilitar a formação de novas ligações que vão originar as substâncias dos produtos.

Assim, quanto maior for o número de ligações a serem rompidas nos reagentes e quanto mais fortes forem essas ligações, mais lenta será a reação. Isto explica o fato de o gás nitrogênio que é o principal constituinte da atmosfera ser tão pouco reativo em temperatura ambiente.

### Temperatura

Quando maior a temperatura, maior a energia cinética das partículas e desta maneira maior será a velocidade das partículas reagentes o que faz com que o número de choques entre partículas com energia e direção adequadas.(choques efetivos) aumente, aumentando assim velocidade da reação. Podemos esquematizar este raciocínio da seguinte maneira:

↑T ↑E. cinética ↑Vel. partículas ↑Nº choques ↑ Vel. da reação

### Regra de vant` Hoff

Um aumento de temperatura da ordem de 10°C faz com que a velocidade de reação se torne de duas a três vezes maior.

### Superfície de contato

A superfície de contato pode ser entendida como sendo a área externa de um reagente realmente exposta para a reação com os demais reagentes. Como a velocidade de uma reação química depende fundamentalmente do número de colisões efetivas entre os reagentes, quanto maior a superfície de contato entre os reagentes maior será a velocidade da reação, pois os reagentes podem interagir mais entre si. Isto ocorre quando comparamos a velocidade de oxidação (enferrujamento) de metais em diferentes formas como prego, palha de aço ou pulverizado.

### Estado físico dos reagentes:

O estado físico dos participantes pode ser entendido como uma extensão do tema superfície de contato, afinal o volume dos gases numa reação é maior que o volume dos sólidos e líquidos.

Assim sendo, uma reação química envolvendo gases acontece mais rapidamente que reações envolvendo os líquidos e esta, mais rapidamente que reações envolvendo os sólidos. Em nosso dia a dia é comum pulverizarmos os sólidos com a finalidade de aumentar a superfície de contato exposta entre os reagentes, aumentando assim a velocidade da reação. Isto ocorre ao dissolvermos comprimidos efervescentes em água e comparamos a velocidade da reação evidenciada pela formação de bolhas, com a velocidade da mesma reação usando dissolvmos em água a mesma substância na forma de pó.

### Concentração dos reagentes:

Quanto maior o número de partículas existentes por unidade de volume, ou seja, quanto maior a concentração, maior será a chance de que ocorram choques entre elas (que ocorram mais choques efetivos entre elas).

Quanto mais choques efetivos maior será a velocidade da reação!

Veja o esquema a seguir:

↑[] ↑Nº de partículas ↑Nº choques efetivos ↑ vel. da reação

### Pressão:

Só influencia os sistemas químicos onde pelo menos um dos participantes é gasoso, pois os gases podem ter seu volume grandemente alterado pela alteração da pressão. Quando um gás é pressionado ocorre diminuição do volume, o que leva as partículas a terem menos espaço para circular aumentando assim o número de choques e, conseqüentemente, a velocidade da reação.

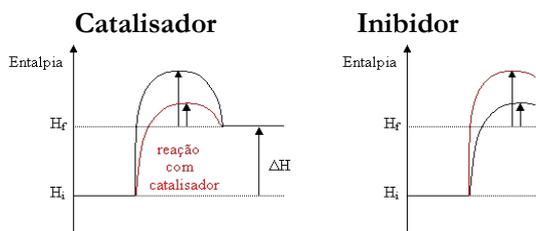
↑P ↓ volume ↑ [] ↑Nº choques efetivos ↑ vel. da reação

### Catalisador:

Catalisador é a substância que aumenta a velocidade de uma reação sem ser consumido durante o processo. Lembre-se que o catalisador é regenerado ao final da reação. O inibidor é a substância que diminui a velocidade de uma reação (forma um complexo ativado de maior energia, ou seja, aumenta a energia de ativação).

Uma reação que ocorre em presença de catalisador acontece num tempo menor do que aconteceria sem o catalisador não

estivesse presente. Apesar do catalisador acelerar a reação ele não causa aumento do rendimento da reação, ou seja, as quantidades de produtos formadas não são maiores em presença de catalisador. Vale lembrar que isto ocorre pois o catalisador diminui ao mesmo tempo a energia de ativação da reação direta e inversa.

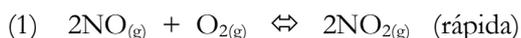


**Catálise:** é o aumento de velocidade da reação, provocado pelo catalisador. Dizemos que uma reação está sendo catalisada quando ela está ocorrendo mais rapidamente devido à presença de um catalisador.

### Exemplo:



Com a adição de NO (catalisador), a reação se torna mais rápida, pois passa a ocorrer por um caminho alternativo (reação em etapas diferentes) que leva à formação do mesmo produto final.



Observe que a adição de um catalisador ao sistema não alterou o produto final obtido, somente o tempo de reação sofreu alteração. Além disso o catalisador foi regenerado ao final do processo podendo ser reutilizado.

Somando as equações 1 e 2 acima obtemos:



Os catalisadores são extremamente importantes em nossa vida, sua existência possibilita a produção de fertilizantes (NPK,  $\text{NH}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) em grande escala para utilização na agricultura de alimentos. Sem estes fertilizantes a produção de alimentos não acompanharia a curva de crescimento populacional, causando um cenário catastrófico para a vida na Terra.

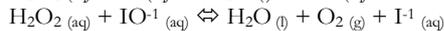
Dos fatores aqui citados os mais comuns de serem abordados nos exames vestibulares são:

- Temperatura
- Superfície de contato
- Concentração
- Catalisador

## EXERCÍCIOS

1. (Ufmg) A elevação de temperatura aumenta a velocidade das reações químicas porque aumenta os fatores apresentados nas alternativas, EXCETO:
  - a) A energia cinética média das moléculas.
  - b) A energia de ativação.
  - c) A frequência das colisões efetivas.
  - d) O número de colisões por segundo entre as moléculas.
  - e) A velocidade média das moléculas.

2. (Ufu 2005) Acredita-se que a decomposição do peróxido de hidrogênio, na presença de íons iodeto, acontece pelo seguinte mecanismo em etapas:



Na proposta de mecanismo,  $\text{I}^{-1}_{(aq)}$  é:

- a) um produto da reação global.
- b) um reagente da reação global.
- c) o complexo ativado do mecanismo.
- d) um catalisador.
- e) inibidor

## LEI DE AÇÃO DAS MASSAS E ETAPA LENTA

### Lei de velocidade de reações químicas

“A velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes, elevadas a expoentes que são determinados experimentalmente”.

### Reação Elementar

Quando uma reação química ocorre em apenas uma etapa, dizemos que a reação é elementar.

Numa reação elementar, os expoentes a que devem ser elevadas as concentrações em mol dos reagentes são os próprios coeficientes dos reagentes na equação balanceada.

Ou seja, as potências dos reagentes coincidem com os coeficientes dos reagentes que estão representadas na equação química.

Supondo que a reação a seguir seja elementar:



onde as letras minúsculas representam os coeficientes e as maiúsculas, representam as substâncias. A velocidade da reação química é dada por:

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

Onde as variáveis da equação possuem o seguinte significado:

$k$  = constante cinética, é determinada experimentalmente.

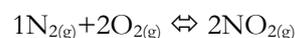
$a$  = ordem de reação do reagente A.

$b$  = ordem de reação do reagente B.

$a + b$  = ordem global da reação.

$[ ]$  = concentração molar dos participantes.

Veja a reação elementar a seguir:



Que possui a seguinte equação de velocidade:

$$V = k \cdot [\text{N}_2]^1 \cdot [\text{O}_2]^2$$

## Química

Esta equação de velocidade deve ser lida da seguinte maneira:

A reação química entre o gás nitrogênio  $N_{2(g)}$  e o gás oxigênio  $O_{2(g)}$  é proporcional ao produto de uma constante  $k$  (que depende apenas da temperatura) pela concentração em mol do gás nitrogênio  $[N_2]$  elevada a primeira potência (1), multiplicada pela concentração em mol do gás oxigênio  $[O_2]$  elevada a segunda potência (2).

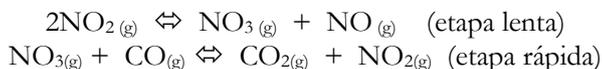
### Reação não Elementar

Para reações que ocorrem em mais de uma etapa, a velocidade da reação é dada pela etapa química mais lenta. Como já vimos a etapa lenta é a etapa de formação do complexo ativado e pode ser observada graficamente pela etapa de maior energia de ativação.

Veja a reação representada abaixo:



Na realidade esta reação ocorre em duas etapas, isto é determinado experimentalmente. A partir das equações representativas de cada etapa podemos escrever as equações abaixo:



Quando uma reação ocorre em mais de uma etapa, a equação de velocidade será determinada pela etapa lenta, pois ela é quem determina a velocidade de uma reação.

$$V = k.[NO_2]^2$$

Quando a reação ocorre em mais de uma etapa, sua equação de velocidade também pode ser obtida a partir de dados experimentais.

São realizados experimentos onde as concentrações dos participantes da reação são alteradas e verifica-se qual o efeito desta alteração na velocidade de reação.

Se variarmos a concentração de um reagente e ocorrer alteração na velocidade de reação significa que esta substância participa da etapa lenta de reação e deverá aparecer na equação de velocidade.

Agora, se variarmos a concentração de uma determinada substância e a velocidade de reação não sofrer alteração significa que a substância não participa da etapa lenta da reação, e, portanto não deve aparecer na equação de velocidade (expoente zero).

Lembre-se que as substâncias que não aparecem na etapa lenta participam da reação química só que em outras etapas, as etapas rápidas.

Como a velocidade de reação é determinada pela etapa lenta elas ficam de fora da equação de velocidade.

Quando a reação ocorre em apenas uma etapa podemos tirar a equação de velocidade direto da equação química.

Em outros casos usamos métodos experimentais ou quando temos o mecanismo de reação, que são o conjunto de todas as etapas de reação, tiramos a equação de velocidade dos reagentes da etapa lenta.

### Ordem de reação em relação a um reagente

A ordem da reação em relação a um reagente indica a dependência existente entre a concentração em mols desse reagente e a velocidade da reação global.

Ou seja, é o expoente de cada participante na equação global de velocidade.

Se um determinado participante da reação, não participa da etapa lenta, este terá expoente zero.

### Ordem de reação global

É a soma de todos os expoentes que aparecem na expressão de velocidade da reação.

**Observação final:** Reagentes sólidos não participam da expressão de velocidade.

## EXERCÍCIOS

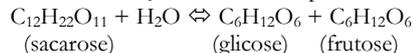
1. (UEL) No estudo cinético de uma reação representada por  $2A_{(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2AB_{(g)}$  Colocou-se os seguintes dados:

Concentração inicial de A (mol/L)	Concentração inicial de B <sub>2</sub> (mol/L)	Velocidade inicial (mol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup> )
0,10	0,10	2,53 × 10 <sup>-6</sup>
0,10	0,20	5,06 × 10 <sup>-6</sup>
0,20	0,10	10,01 × 10 <sup>-6</sup>

A velocidade da reação pode ser expressa pela reação

- a)  $v = k \cdot 2.[A]$   
b)  $v = k \cdot [B]^2$   
c)  $v = k \cdot [A].[B]$   
d)  $v = k \cdot [A]^2.[B]$   
e)  $V = k.[A].[B]^2$

2. (UFRN) Foram obtidos os seguintes dados experimentais para a velocidade de hidrólise da sacarose em solução diluída, a temperatura constante.

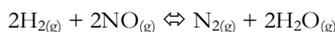


Experimento	Concentração de sacarose (mol.L <sup>-1</sup> )	Velocidade (mol.L <sup>-1</sup> .min <sup>-1</sup> )
I	0,10	1,01 × 10 <sup>-4</sup>
II	0,20	2,02 × 10 <sup>-4</sup>
III	0,30	3,03 × 10 <sup>-4</sup>
IV	0,40	4,04 × 10 <sup>-4</sup>

Com base nos dados anteriores, determine o(a)

- a) molecularidade da reação.  
b) equação da velocidade.  
c) ordem da reação.  
d) valor da constante de velocidade.

3. (Unirio) Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:



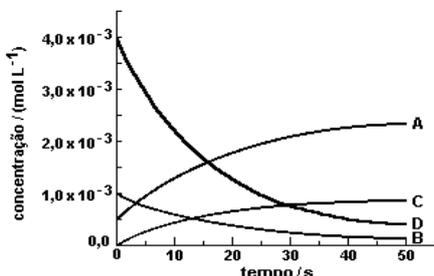
Com os resultados das velocidades iniciais obtidos, montou-se a seguinte tabela:

EXPER.	[H <sub>2</sub> ]	[NO]	v(mol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup> )
1	0,10	0,10	0,10
2	0,20	0,10	0,20
3	0,10	0,20	0,40
4	0,30	0,10	0,30
5	0,10	0,30	0,90

Baseando-se na tabela anterior, podemos afirmar que a lei de velocidade para a reação é:

- a)  $V = K \cdot [\text{H}_2]$
- b)  $V = K \cdot [\text{NO}]$
- c)  $V = K \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]$
- d)  $V = K \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{NO}]$
- e)  $V = K \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$

4. (Ufpr) No gráfico abaixo, estão representadas as concentrações, ao longo do tempo, de quatro substâncias - A, B, C e D - que participam de uma reação hipotética.



A partir destas informações, é correto afirmar:

- 01) As substâncias A e B são reagentes da reação.
- 02) A velocidade de produção de C é menor que a velocidade de produção de A.
- 04) Transcorridos 50 s do início da reação, a concentração de C é maior que a concentração de B.
- 08) Nenhum produto se encontra presente no início da reação.
- 16) A mistura das substâncias A e D resulta na produção de B.
- 32) As substâncias A, B e D estão presentes no início da reação.

5. (Mackenzie) Na equação:  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons x\text{C} + y\text{D}$

Após atingir o equilíbrio químico, podemos concluir a constante de equilíbrio.

$$K_c = \frac{[\text{C}]^x \cdot [\text{D}]^y}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

A respeito da qual é correto afirmar que:

- a) quanto maior for o valor de K<sub>c</sub>, menor será o rendimento da reação direta.
- b) K<sub>c</sub> independe da temperatura.
- c) se as velocidades das reações direta e inversa forem iguais, então K<sub>c</sub> = 0.
- d) K<sub>c</sub> depende das molaridades iniciais dos reagentes.
- e) quanto maior for o valor de K<sub>c</sub>, maior será a concentração dos produtos.

6. (Ufsm) Considerando a reação:



Que ocorre em uma única etapa e que, numa dada temperatura, apresenta a lei experimental de velocidade dada por  $v = K[\text{NO}_2] \cdot [\text{CO}]$ , é correto afirmar que essa reação é de:

- a) 3º ordem e molecularidade 2.
- b) 2º ordem e molecularidade 3.
- c) 3º ordem e molecularidade 3.
- d) 2º ordem e molecularidade 2.
- e) 5º ordem e molecularidade 5.

7. (Pucrs) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

A equação química que pode ser representada por essa expressão é

- a)  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- b)  $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$
- c)  $\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- d)  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$
- e)  $\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$

8. (Fuvest) O estudo cinético, em fase gasosa, da reação representada por  $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{NO}$

Mostrou que a velocidade da reação não depende da concentração de CO, mas depende da concentração de NO<sub>2</sub> elevada ao quadrado. Esse resultado permite afirmar que

- a) o CO atua como catalisador.
- b) o CO é desnecessário para a conversão de NO, em NO.
- c) o NO, atua como catalisador.
- d) a reação deve ocorrer em mais de uma etapa.
- e) a velocidade da reação dobra se a concentração inicial de NO, for duplicada.

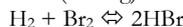
9. (Unesp) Há dois sistemas gasosos em equilíbrio, cujas constantes de equilíbrio são dadas pelas expressões (I) e (II) a seguir:

$$\text{(I)} \quad \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{C}_2\text{H}_2]^2}{[\text{HC}_2\text{H}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]} \quad \text{(II)} \quad \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}$$

Nessas condições:

- a) Escreva a equação química para cada um dos sistemas em equilíbrio.
- b) Qual será o efeito do aumento de pressão sobre cada um dos sistemas? Justifique.

10A. (Pucmg) A seguir estão representadas as etapas da reação:



- I.  $\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br} \bullet + \text{Br} \bullet$  (etapa rápida)
- II.  $\text{H}_2 + \text{Br} \bullet \rightarrow \text{HBr} + \text{H} \bullet$  (etapa lenta)
- III.  $\text{H} \bullet + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{Br} \bullet$  (etapa rápida)
- IV.  $\text{Br} \bullet + \text{Br} \bullet \rightarrow \text{Br}_2$  (etapa rápida)
- V.  $\text{H} \bullet + \text{H} \bullet \rightarrow \text{H}_2$  (etapa rápida)

A velocidade da reação é determinada pela etapa:

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

10B. (Pucmg) Considere a seguinte reação química:  $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ , em que a velocidade da reação obedece à equação:

$$V = K [\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]^2$$

Triplmando a concentração mol/L de gás nitrogênio e duplicando a concentração mol/L de gás oxigênio e mantendo as demais condições constantes, nota-se que a velocidade da reação:

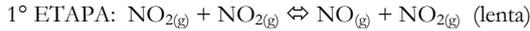
- a) permanece constante.
- b) triplica.
- c) aumenta seis vezes.
- d) aumenta nove vezes.
- e) aumenta doze vezes.

## Química

11. (Pucmg) A reação:



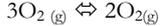
Ocorre em duas etapas:



A lei de velocidade para a reação é:

- $V = K [\text{NO}_2]^2$
- $V = K [\text{NO}_2]^2 [\text{CO}]$
- $V = K [\text{NO}_2] [\text{CO}]$
- $V = K [\text{NO}_2] [\text{CO}]$
- $V = K [\text{CO}_2]^2 [\text{NO}]$

12. (Pucrs) Considere a reação elementar representada pela equação



Ao triplicarmos a concentração do oxigênio, a velocidade da reação, em relação à velocidade inicial, torna-se

- duas vezes menor.
- três vezes maior.
- oito vezes menor.
- nove vezes maior.
- vinte e sete vezes maior.

13. (Pucsp) Os dados a seguir referem-se a cinética da reação entre o monóxido de nitrogênio (NO) e o oxigênio (O<sub>2</sub>), produzindo o dióxido de nitrogênio (NO<sub>2</sub>).

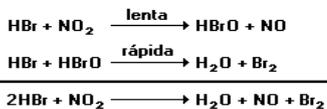
[NO] (mol/L)	[O <sub>2</sub> ] (mol/L)	velocidade da reação (mol/L.s)	temperatura (°C)
0,020	0,010	$1,0 \times 10^{-4}$	400
0,040	0,010	$4,0 \times 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$4,0 \times 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$16,0 \times 10^{-4}$	???

Analisando a tabela é correto afirmar que

- a expressão da velocidade da reação é  $v = k[\text{NO}][\text{O}_2]$ .
- a temperatura no último experimento é maior que 400°C.
- a velocidade da reação independe da concentração O<sub>2</sub>.
- o valor da constante de velocidade (k) a 400°C é 1L/mol.
- o valor da constante de velocidade (k) é o mesmo em todos os experimentos.

14. (Uece) Assinale a alternativa correta:

- reação não-elementar é aquela ocorre por meio de duas ou mais etapas elementares.
- $2\text{NO} + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$  é um exemplo de reação elementar porque ocorre por meio de três colisões entre duas moléculas de NO e uma de H<sub>2</sub>
- no processo:

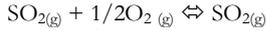


a expressão da velocidade da reação global é dada por:

$$V = K [\text{HBr}] [\text{HBrO}]$$

- se a velocidade de uma reação é dada por:  $V = K[\text{NO}_2] \cdot [\text{CO}]$  sua provável reação será:  $\text{NO} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{CO}$

15. (Ufpi) O trióxido de enxofre SO<sub>3</sub>, matéria-prima para fabricação do ácido sulfúrico-H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é preparado através da oxidação de enxofre, em presença de catalisador, conforme a reação a seguir:



Considerando a reação simples e elementar, marque a opção correta:

- a reação é de primeira ordem em relação ao SO<sub>2</sub>.
- aumentando a temperatura, diminui a velocidade de formação do SO<sub>3</sub>.
- a reação é de terceira ordem em relação aos reagentes.
- aumentando a temperatura, diminui a energia cinética média das moléculas.
- a velocidade de desaparecimento do SO<sub>2</sub> é a metade da velocidade de desaparecimento do O<sub>2</sub>.

16. (Ufsm) Considerando a reação



Que ocorre em uma única etapa e que, numa dada temperatura, apresenta a lei experimental de velocidade dada por  $v = K[\text{NO}_2] \cdot [\text{CO}]$ , é correto afirmar que essa reação é de.

- 3º ordem e molecularidade 2.
- 2º ordem e molecularidade 3.
- 3º ordem e molecularidade 3.
- 2º ordem e molecularidade 2.
- 5º ordem e molecularidade 5.

17. (Mackenzie) Na equação



Após atingir o equilíbrio químico, podemos concluir a constante de equilíbrio.

$$K_c = \frac{[\text{C}]^x \cdot [\text{D}]^y}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

A respeito da qual é correto afirmar que:

- quanto maior for o valor de K<sub>c</sub>, menor será o rendimento da reação direta.
- K<sub>c</sub> independe da temperatura.
- se as velocidades das reações direta e inversa forem iguais, então K<sub>c</sub> = 0.
- K<sub>c</sub> depende das molaridades iniciais dos reagentes.
- quanto maior for o valor de K<sub>c</sub>, maior será a concentração dos produtos.

18. (Pucrs) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

A equação química que pode ser representada por essa expressão é

- $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$
- $\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$

19. (Pucmg) Considere a seguinte reação química:  $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ , em que a velocidade da reação obedece à equação:

$$V = K [\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]^2$$

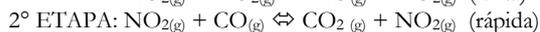
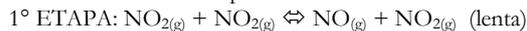
Triplmando a concentração mol/L de gás nitrogênio e duplicando a concentração mol/L de gás oxigênio e mantendo as demais condições constantes, nota-se que a velocidade da reação:

- permanece constante.
- triplica.
- aumenta seis vezes.
- aumenta nove vezes.
- aumenta doze vezes.

20. (Pucmg) A reação:



Ocorre em duas etapas:



A lei de velocidade para a reação é:

- $V = K [\text{NO}_2]^2$
- $V = K [\text{NO}_2]^2 [\text{CO}]$
- $V = K [\text{NO}_2] [\text{CO}]$
- $V = K [\text{NO}_2] [\text{CO}]$
- $V = K [\text{CO}_2]^2 [\text{NO}]$

21. (Pucrs) Considere a reação elementar representada pela equação



Ao triplicarmos a concentração do oxigênio, a velocidade da reação, em relação à velocidade inicial, torna-se

- duas vezes menor.
- três vezes maior.
- oito vezes menor.
- nove vezes maior.
- vinte e sete vezes maior.

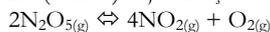
22. (Ufpi) O trióxido de enxofre  $\text{SO}_3$ , matéria-prima para fabricação do ácido sulfúrico- $\text{H}_2\text{SO}_4$  é preparado através da oxidação de enxofre, em presença de catalisador, conforme a reação a seguir:



Considerando a reação simples e elementar, marque a opção correta:

- a reação é de primeira ordem em relação ao  $\text{SO}_2$ .
- aumentando a temperatura, diminui a velocidade de formação do  $\text{SO}_3$ .
- a reação é de terceira ordem em relação aos reagentes.
- aumentando a temperatura, diminui a energia cinética média das moléculas.
- a velocidade de desaparecimento do  $\text{SO}_2$  é a metade da velocidade de desaparecimento do  $\text{O}_2$ .

23. (Unitau) Seja a reação de decomposição:



Podemos afirmar que:

- a velocidade da reação pode ser calculada pela expressão  $v=k[\text{N}_2\text{O}_5]^2$ .
- a velocidade da reação pode ser calculada na forma:  $v=k[\text{NO}_2]^4[\text{O}_2] \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^2$ .
- a ordem global da reação é 5.
- é uma reação endotérmica, por causa do  $\text{O}_2$ .
- é uma reação exotérmica, por causa do  $\text{NO}_2$ .

## 24. EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

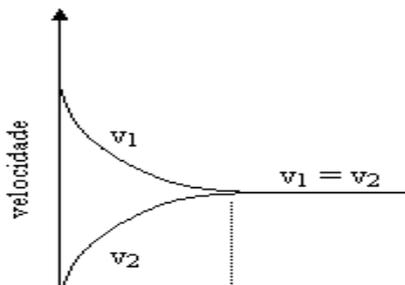
### GRÁFICOS DE EQUILÍBRIO

▪ **Reação reversível:** é uma reação química que ocorre simultaneamente nos dois sentidos, o **sentido direto** convencional da esquerda para a direita e o **sentido inverso** da direita para a esquerda. A reversibilidade da reação pode ser observada pela utilização da seta dupla na representação da equação química. Observe o exemplo a seguir:



▪ **Equilíbrio químico:** as duas reações (direta e inversa) ocorrem ao mesmo tempo, com o passar do tempo o sistema entra em equilíbrio químico, esta situação é caracterizada quando as velocidades das reações direta e inversa se igualam. O equilíbrio químico é uma situação dinâmica onde as reações ocorrem simultaneamente, sem igualdade de concentrações mas com igualdade de velocidades. Estas observações podem ser observadas a partir dos gráficos a seguir:

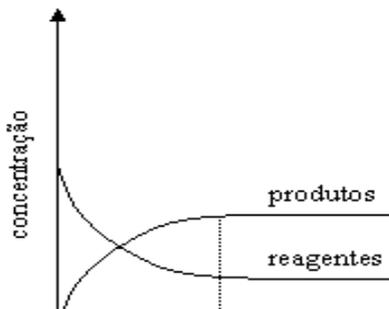
**Gráfico de velocidade em função das concentrações.**



A observação deste gráfico nos permite as seguintes conclusões:

- No início a velocidade da reação direta é máxima e a velocidade da reação inversa é mínima ( $v_2 = 0$ ).
- Com o passar do tempo, a velocidade da reação direta vai diminuindo pois vai ocorrendo o consumo dos reagentes.
- A velocidade da reação inversa vai aumentando pois vai ocorrendo a formação de produtos.
- Esta relação de consumo/formação vai acontecendo com alteração das velocidades direta/inversa até o momento em que as velocidades das reações se igualam, a partir deste momento às velocidades para de variar  $V_1 = V_2$  e o processo consumo/formação continua ocorrendo sem que as concentrações se alterem.
- Todo consumo que ocorre num sentido é regenerado por uma formação da reação inversa.
- O instante  $t$  representa o tempo a partir do qual o sistema atinge o equilíbrio químico.

**Gráfico de concentração em função do tempo.**



A observação deste gráfico nos permite as seguintes conclusões:

- A concentrações dos reagentes de uma reação química diminuem com o passar do tempo, isto pode ser observado pelo perfil da curva que representa os reagentes até o instante em que se atinge o equilíbrio químico.
- A concentração dos produtos de uma reação química aumenta com o passar do tempo, isto pode ser observado pelo perfil da curva que representa a elevação da concentração dos produtos até o instante em que se atinge o equilíbrio químico.
- As quantidades de reagentes e produtos não são necessariamente iguais no equilíbrio químico.
- Após o instante em que se atinge o equilíbrio químico às concentrações não se alteram, mas as velocidades de reação direta e inversa são obrigatoriamente iguais.
- No equilíbrio químico a reação continua acontecendo, mas de maneira compensativa.

Observe o seguinte Sistema Químico



em equilíbrio, temos a seguinte relação:

$$v_1 = v_2$$

$$K_1 \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b = K_2 \cdot [\text{C}]^c$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{E}]}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

$$K_c$$

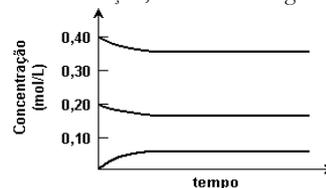
A constante  $K_c$  é denominada de constante de equilíbrio em termos de concentrações. Esta constante não varia se a concentração dos reagentes ou produtos for alterada, se a pressão do sistema em equilíbrio for alterada, ou pela adição de um catalisador ao sistema. Apesar disto o valor de  $K_c$  pode ser alterado com a temperatura do equilíbrio químico.

O valor de  $K_c$  indica o rendimento da reação, quanto maior o valor de  $K_c$ , maior o rendimento da reação, ou seja, maior a quantidade de produtos obtidos na reação.

### EXERCÍCIOS

1. (Fuvest 2003) Em uma experiência, aqueceu-se, a uma determinada temperatura, uma mistura de 0,40 mol de dióxido de enxofre e 0,20 mol de oxigênio, contidos em um recipiente de 1L e na presença de um catalisador. A equação química, representando a reação reversível que ocorre entre esses dois reagentes gasosos, é  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

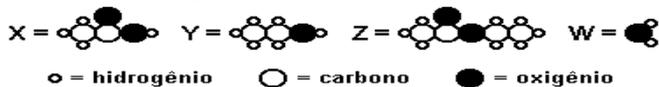
As concentrações dos reagentes e do produto foram determinadas em vários tempos, após o início da reação, obtendo-se o gráfico:



2. Em uma nova experiência, 0,40 mol de trióxido de enxofre, contido em um recipiente de 1L, foi aquecido à mesma temperatura da experiência anterior e na presença do mesmo catalisador. Acompanhando-se a reação ao longo do tempo, deve-se ter, ao atingir o equilíbrio, uma concentração de SO<sub>3</sub> de aproximadamente

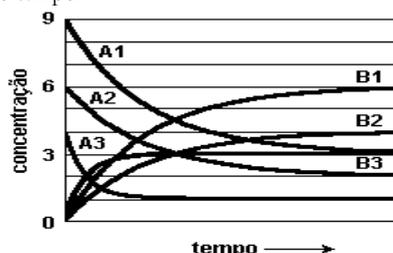
- a) 0,05 mol/L
- b) 0,18 mol/L
- c) 0,20 mol/L
- d) 0,35 mol/L
- e) 0,40 mol/L

3. (Fuvest 2004) A reação de esterificação do ácido etanóico com etanol apresenta constante de equilíbrio igual a 4, à temperatura ambiente. Adiante estão indicadas cinco situações, dentre as quais apenas uma é compatível com a reação, considerando-se que a composição final é a de equilíbrio. Qual alternativa representa, nessa temperatura, a reação de esterificação citada?



	Composição inicial em mols				Composição final em mols			
	X	Y	Z	W	X	Y	Z	W
a)	6	6	0	0	2	2	4	4
b)	6	5	0	0	4	3	2	2
c)	4	5	0	0	2	3	2	2
d)	3	3	1	0	1	1	3	2
e)	0	0	6	6	3	3	3	3

4. (Fuvest 2004) A transformação de um composto A em um composto B, até se atingir o equilíbrio (A ⇌ B), foi estudada em três experimentos. De um experimento para o outro, variou-se a concentração inicial do reagente A ou a temperatura ou ambas. Registraram-se as concentrações de reagente e produto em função do tempo.



Com esses dados, afirma-se:

- I. Os experimentos 1 e 2 foram realizados à mesma temperatura, pois as constantes de equilíbrio correspondentes são iguais.
- II. O experimento 3 foi realizado numa temperatura mais elevada que o experimento 1, pois no experimento 3 o equilíbrio foi atingido em um tempo menor.
- III. A reação é endotérmica no sentido da formação do produto B.

Dessas afirmações,

- a) todas são corretas.
- b) apenas I e III são corretas.
- c) apenas II e III são corretas.
- d) apenas I é correta.
- e) apenas II é correta.

### K<sub>p</sub> EM TERMOS DE PRESSÃO.

Para podermos estabelecer quantitativamente se um equilíbrio químico possui esta ou aquela tendência, devemos estabelecer o valor matemático de sua constante de equilíbrio.

A constante K pode ser calculada em termos de concentração em quantidade de mols, K<sub>c</sub>, ou em termos de pressão parcial K<sub>p</sub>, conforme a fase de agregação das substâncias participantes do equilíbrio.

#### Constante em termos de pressão parcial.

A definição da constante de equilíbrio, K, em termos de pressão parcial, K<sub>p</sub>, é análoga à definição de K<sub>c</sub>. Dada a reação genérica, reversível, na qual todas as substâncias participantes encontram-se na fase gasosa, temos:



De modo análogo ao cálculo de K<sub>c</sub>, calcula-se K<sub>p</sub>, que é denominada de constante de equilíbrio em termos de pressões parciais:

$$K_p = \frac{pC^c \cdot p^d}{nA^a \cdot n^b}$$

Relação entre K<sub>c</sub> e K<sub>p</sub>:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

onde R é a constante universal dos gases, T é a temperatura e Δn é a variação do número de mols [(c+d) – (a+b)], sendo a, b, c e d os coeficientes das substâncias que participam efetivamente da expressão de K<sub>p</sub>.

Em relação às constantes de equilíbrio em termos de concentração K<sub>c</sub> e em termos de pressões parciais K<sub>p</sub> devemos observar:

- Só devem fazer parte da expressão de K<sub>c</sub> as concentrações em mol/L das substâncias que podem sofrer variações, como é o caso das substâncias em solução (na fase líquida) ou de substâncias em fase gasosa.
- Na expressão de K<sub>p</sub> entram apenas as substâncias que se encontram na fase gasosa, pois a pressão parcial de sólidos e líquidos é desprezível.
- A constante de equilíbrio é característica de cada reação e também da temperatura, ou seja, o valor de K<sub>c</sub> ou K<sub>p</sub>, para uma mesma reação só irá variar se a temperatura variar.

#### Como trabalhar com o valor de K<sub>c</sub> ou com o valor de K<sub>p</sub>

Para se ter uma visão mais ampla do fenômeno, é sempre uma boa idéia construir uma tabela relacionando os dados fornecidos pelo problema com os coeficientes das substâncias na equação balanceada. Veja o exemplo a seguir:

Na reação de 1 mol de HCl com 1 mol de NaOH, o equilíbrio é atingido com K<sub>c</sub> = 4. Quais são as quantidades em mols das substâncias presentes no equilíbrio?

	HCl + NaOH → NaCl		
quantidade inicial de mols	1 mol	1 mol	0
quantidade que reagiu	x	x	x
quantidade no equilíbrio	1-x	1-x	x
	1-x	1-x	x

$$K_c = \frac{x \cdot x}{(1-x) \cdot (1-x)} = \frac{x^2}{(1-x)^2}$$

Resolvendo a equação de 2º grau chega-se a:

$$x = 0,666 \text{ mol}$$

Assim, no equilíbrio, tem-se 0,666 mol de cada substância.

## EXERCÍCIOS

1. (Cesgranrio) Assinale, entre as opções abaixo, a razão  $K_p/K_c$  relativas à reação:

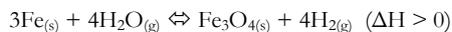


- a) 1  
b) 2  
c) RT  
d)  $(RT)^2$   
e)  $(RT)^3$

2. (Fatec) Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:

- a) xícara de café bem quente.  
b) garrafa de água mineral gasosa fechada.  
c) chama uniforme de bico de Bunsen.  
d) porção de água fervendo em temperatura constante.  
e) tigela contendo feijão cozido.

3; (Fei) Um dos processos industriais de obtenção do gás hidrogênio é representado a seguir:



A 300°C, coloca-se 5 moles de Fe e 10 moles de vapor d'água. Ao se atingir o equilíbrio, observa-se a presença de 6 moles de vapor d'água. A constante de equilíbrio  $K_c$ , para a temperatura dada, vale aproximadamente:

- a) 0,20  
b) 1,00  
c) 2,00  
d) 6,50  
e) 3,05

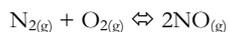
4. (Fei) A decomposição em fase gasosa, a 250°C, representada pela equação  $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$  apresenta uma constante de equilíbrio  $K_c = 0,04$ . A respeito da reação foram levantados os seguintes dados de concentrações molares no equilíbrio:

$$[\text{PCl}_5] = 1,5 \text{ mol/L}, [\text{Cl}_2] = 0,3 \text{ mol/L}$$

A concentração molar de  $\text{PCl}_3$  no equilíbrio é:

- a) 125 mol/L  
b) 37,2 mol/L  
c) 1,2 mol/L  
d) 0,3 mol/L  
e) 0,2 mol/L

5. (Fuvest) A altas temperaturas,  $\text{N}_2$  reage com  $\text{O}_2$  produzindo  $\text{NO}_2$  um poluente atmosférico:



À temperatura de 2000 kelvins, a constante do equilíbrio acima é igual a  $4,0 \times 10^{-4}$ . Nesta temperatura, se as concentrações de equilíbrio de  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  forem, respectivamente,  $4,0 \times 10^{-3}$  e  $1,0 \times 10^{-3}$  mol/L, qual será a de  $\text{NO}$ ?

- a)  $1,6 \times 10^{-9}$  mol/L.  
b)  $4,0 \times 10^{-9}$  mol/L.  
c)  $1,0 \times 10^{-5}$  mol/L.  
d)  $4,0 \times 10^{-5}$  mol/L.  
e)  $1,6 \times 10^{-4}$  mol/L.

6. (Fuvest)  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$  gases poluentes do ar, encontram-se em equilíbrio, como indicado:



Em uma experiência, nas condições ambientes, introduziu-se 1,50mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  em um reator de 2,0 litros. Estabelecido o equilíbrio, a concentração de  $\text{NO}_2$  foi de 0,060mol/L. Qual o valor da constante  $K_c$ , em termos de concentração, desse equilíbrio?

- a)  $2,4 \times 10^{-3}$   
b)  $4,8 \times 10^{-3}$   
c)  $5,0 \times 10^{-3}$   
d)  $5,2 \times 10^{-3}$   
e)  $8,3 \times 10^{-2}$

7. (Fuvest) Um recipiente fechado de 1 litro contendo inicialmente, à temperatura ambiente, 1 mol de  $\text{I}_2$  e 1 mol de  $\text{H}_2$  é aquecido a 300°C. Com isto estabelece-se o equilíbrio



Cuja constante é igual a  $1,0 \times 10^2$ . Qual a concentração, em mol/L, de cada uma das espécies  $\text{H}_2(g)$ ,  $\text{I}_2(g)$  e  $\text{HI}(g)$ , nessas condições?

- a) 0, 0, 2  
b) 1, 1, 10  
c) 1/6, 1/6, 5/3  
d) 1/6, 1/6, 5/6  
e) 1/11, 1/11, 10/11

8. (Ita) Num recipiente de volume constante igual a 1,00 litro, inicialmente evacuado, foi introduzido 1,00mol de pentacloreto de fósforo gasoso e puro. O recipiente foi mantido a 250°C e no equilíbrio final foi verificada a existência de 0,47 mols de gás cloro. Qual das opções a seguir contém o valor aproximado da constante ( $K_c$ ) do equilíbrio estabelecido dentro do cilindro e representado pela seguinte equação química:

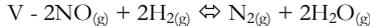
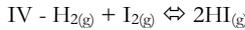
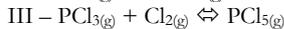
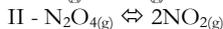
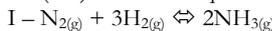


- a) 0,179.  
b) 0,22.  
c) 0,42.  
d) 2,38.  
e) 4,52.

9. (Mackenzie) Um recipiente fechado, contendo 3mols de substância A e 4mols de B, é aquecido a uma temperatura T. Estabelecido o equilíbrio  $1\text{A}(g) + 1\text{B}(g) \rightleftharpoons 1\text{C}(g) + 1\text{D}(g)$ , resta ainda a metade do número de mols de B. A constante de equilíbrio ( $K_c$ ), nessa temperatura, é igual a:

- a) 5  
b) 1  
c) 2  
d) 3  
e) 4

10. (Uel) Dentre os equilíbrios químicos



Aquele com  $K_p = K_c$  é

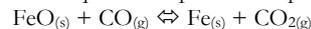
- a) I  
b) II  
c) III  
d) IV  
e) V

Observações:

$K_p$  = constante de equilíbrio em termos de pressões parciais.

$K_c$  = constante de equilíbrio em termos de concentração

11. (Uel) A constante  $K_c$  do equilíbrio representado por



a 1000°C é igual a 0,4.

Logo, a proporção entre o número de moléculas de CO e  $\text{CO}_2$  no equilíbrio a essa temperatura, é

- a) 1 de CO para 1 de  $\text{CO}_2$   
b) 1 de CO para 4 de  $\text{CO}_2$   
c) 2 de CO para 5 de  $\text{CO}_2$   
d) 4 de CO para 1 de  $\text{CO}_2$   
e) 5 de CO para 2 de  $\text{CO}_2$

12. (Ufal) Num sistema em EQUILÍBRIO QUÍMICO, em temperatura constante:

- ( ) Coexistem reagentes e produtos.  
( ) Há sempre uma única fase envolvida, ou seja, é sempre homogêneo.  
( ) Existe uma relação constante, apropriadamente calculada, entre as concentrações de reagentes e de produtos.  
( ) Ocorrem reações químicas opostas, simultâneas, e com mesma rapidez.  
( ) Há troca de matéria e energia com o ambiente.

13. (Ufsm) O valor da constante de equilíbrio para reação



Quando 3 mols/L de  $\text{NH}_3$  produzem 2 mols/L de  $\text{N}_2$  e 3 mols/L de  $\text{H}_2$  é, em mol/L,

- 6.
- 3.
- 2.
- 0,303.
- 0,104.

14. (Pucsp) Os dados a seguir referem-se à cinética da reação entre o monóxido de nitrogênio ( $\text{NO}$ ) e o oxigênio ( $\text{O}_2$ ), produzindo o dióxido de nitrogênio ( $\text{NO}_2$ ).

[NO] (mol/L)	[O <sub>2</sub> ] (mol/L)	velocidade da reação (mol/L.s)	temperatura (°C)
0,020	0,010	$1,0 \times 10^{-4}$	400
0,040	0,010	$4,0 \times 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$4,0 \times 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$16,0 \times 10^{-4}$	???

Analisando a tabela é correto afirmar que

- a expressão da velocidade da reação é  $v=k[\text{NO}][\text{O}_2]$ .
- a temperatura no último experimento é maior que 400°C.
- a velocidade da reação independe da concentração  $\text{O}_2$ .
- o valor da constante de velocidade (k) a 400°C é 1L/mol.
- o valor da constante de velocidade (k) é o mesmo em todos os experimentos.

## DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Quando um sistema em reação atinge o equilíbrio químico, ele tende a permanecer dessa maneira indefinidamente, desde que não seja perturbado por algum fator externo.

Os principais fatores externos capazes de perturbar o equilíbrio de um sistema são:

Concentração das substâncias participantes da reação, pressão e temperatura.

Le Chatellier, estudando o comportamento de sistemas em equilíbrio químico quando sujeitos a variação de um desses fatores, chegou a seguinte conclusão experimental:

Quando se provoca uma perturbação sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca no sentido que tende a anular essa perturbação, procurando se ajustar a um novo equilíbrio.

Este princípio é conhecido como princípio de Le Chatellier ou usualmente como fuga ante a força.

### Pressão:

Sabemos que o efeito da pressão sobre uma reação só é considerável quando substâncias na fase gasosa participam da reação e que, de um modo geral, um aumento da pressão sempre desloca um equilíbrio químico no sentido de menor volume.

O contrário também é válido, pois a diminuição da pressão de um sistema em equilíbrio acaba favorecendo a reação que ocorre com expansão de volume.

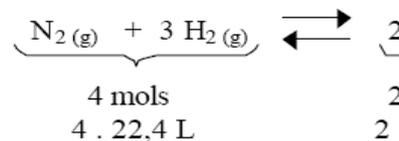
Ou seja:

↑P desloca a reação no sentido de ↓ volume.

↓P desloca a reação no sentido de ↑ volume.

### Exemplo:

Considere a reação que ocorre nas CNTP:



Um aumento de pressão desloca o equilíbrio no sentido da reação direta (para a direita).

### Temperatura:

Sabemos que um aumento de temperatura implica um aumento da energia cinética as substâncias reagentes e, e portanto, um aumento do número de choques efetivos, o que leva a uma maior velocidade da reação.

Assim, numa reação reversível, o aumento de temperatura aumenta de um modo geral as velocidades das reações direta e inversa.

Existe, no entanto, dois fatores que devem ser levados em consideração:

- As reações endotérmicas ocorrem com absorção de energia enquanto as reações exotérmicas ocorrem com liberação de energia.
- Uma variação na temperatura provoca uma variação na energia total envolvida na reação.

Desse modo podemos concluir:

Um aumento da temperatura aumenta a energia total envolvida na reação e favorece a reação endotérmica.

Podemos imaginar que a elevação da energia devido a elevação da temperatura facilita as duas reações (endo e exo) mas favorece muito mais a reação endotérmica do que a exotérmica.

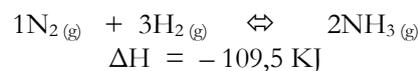
↑Temperatura ↑ reação endotérmica

Vamos pensar no que acontece a um sistema químico em equilíbrio quando ocorre a diminuição da temperatura (resfriamento).

Uma diminuição da temperatura diminui a energia total envolvida na reação e favorece a reação a reação exotérmica.

↑Temperatura ↑ reação exotérmica

### Exemplo

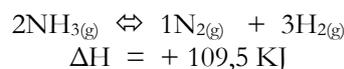


Que também pode ser representada assim:



Afinal na reação exotérmica a energia liberada é um produto da reação, por isto é representada do lado direito.

Um aumento na temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação inversa (para a esquerda), pois a reação inversa é endotérmica.



- Concentração dos reagentes ou produtos:** de acordo com o princípio de Le Chatellier a adição de uma substância desloca o equilíbrio no sentido que irá consumi-la. A retirada de uma substância desloca o equilíbrio no sentido que irá refazê-la. As reações direta e inversa sempre estarão ocorrendo

## Química

ao mesmo tempo, no entanto uma delas está ocorrendo com maior intensidade (velocidade) do que a outra de tal maneira que o equilíbrio será deslocado no sentido da reação mais favorecida.

### Exemplo:



A adição de  $\text{N}_2$  desloca o equilíbrio no sentido da reação direta (sentido convencional). A adição de  $\text{NH}_3$  desloca o equilíbrio no sentido da reação inversa (sentido não convencional).

É importante observar que a quantidade de substâncias (reagentes e produtos) que permanece reagindo no equilíbrio não se encontra em proporção estequiométrica, ou seja, na proporção indicada pelos coeficientes de cada substância na equação balanceada.

Após a perturbação, o sistema retorna a um estado de equilíbrio, de modo a manter constante a razão entre as concentrações de produtos e reagentes, isto é, como a temperatura não mudou,  $K_c$  permanece o mesmo.

Ou seja, não devemos esquecer que o valor de  $K_c$  não se altera com a variação da concentração dos participantes.

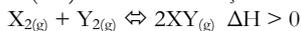
O valor de  $K_c$  será alterado apenas quando ocorrer variação da temperatura.

■

■ **Catalisador:** O uso de catalisador não desloca equilíbrio químico, apenas diminui o tempo necessário para atingi-lo. Lembre-se que um catalisador aumenta a velocidade de uma reação pela diminuição da energia de ativação, mas acontece que esta diminuição favorece a velocidade da reação direta e indireta não alterando as concentrações dos participantes. Pois o incremento numa das velocidades é compensado por um incremento de mesma proporção na velocidade contrária.

## EXERCÍCIOS

1. (Uel) Considere a reação



que contém, em equilíbrio químico,

$$[\text{X}_2] = 0,22 \text{ mol/L}$$

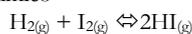
$$[\text{Y}_2] = 0,22 \text{ mol/L}$$

$$[\text{XY}] = 1,56 \text{ mol/L}$$

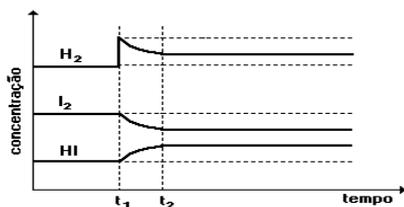
O equilíbrio pode ser deslocado no sentido da formação de  $\text{XY}_{(g)}$  pela:

- introdução de um catalisador.
- elevação da temperatura.
- diminuição da pressão.
- elevação da pressão.
- remoção de  $\text{X}_{2(g)}$ .

2. (Cesgranrio) O gráfico a seguir refere-se ao sistema químico

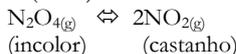


Ao qual se aplica o princípio de Le Chatelier. Analise o gráfico e assinale a opção CORRETA.



- A adição de  $\text{I}_{2(g)}$  em  $t_1$  aumentou a concentração de  $\text{HI}_{(g)}$ .
- A adição de  $\text{H}_{2(g)}$  em  $t_2$  aumentou a concentração de  $\text{I}_{2(g)}$ .
- A adição de  $\text{H}_{2(g)}$  em  $t_2$  levou o sistema ao equilíbrio.
- A adição de  $\text{H}_{2(g)}$  em  $t_1$  aumentou a concentração de  $\text{HI}_{(g)}$ .
- A adição de  $\text{HI}_{(g)}$  em  $t_2$  alterou o equilíbrio do sistema.

3. (Fatec) Para o sistema em equilíbrio



São dados os valores de  $K_c$  a diferentes temperaturas

	0 °C	50 °C	100 °C
$K_c$	$3,8 \times 10^{-4}$	$2,0 \times 10^{-2}$	0,36

Sobre esse equilíbrio é correto afirmar que

- a formação de  $\text{NO}_2$  é processo exotérmico.
- a cor castanha do  $\text{NO}_2$  se intensifica pelo aumento de pressão.
- a cor do  $\text{NO}_2$  se enfraquece pela elevação da temperatura.
- os valores de  $K_c$  informam que a concentração de  $\text{N}_2\text{O}_4$  é maior a 0°C.
- quando 0,2 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  se transformam são produzidos 0,2 mol de  $\text{NO}_2$ .

4. (Fei) O metanol, apesar de tóxico, é muito importante em laboratórios, indústrias e também como combustível. Pode ser sintetizado a partir de monóxido de carbono e gás hidrogênio através da reação de equação:



O rendimento na produção de álcool é favorecido:

- a baixas pressões
- a altas temperaturas
- pelo aumento da concentração de  $\text{H}_{2(g)}$
- pela adição de catalisador
- pela diminuição da concentração de  $\text{CO}_{(g)}$

5. (Ita) As opções a seguir se referem a equilíbrios químicos que foram estabelecidos dentro de cilindros providos de êmbolo. Se o volume interno em cada cilindro for reduzido à metade, a temperatura permanecendo constante, em qual das opções a seguir o ponto de equilíbrio será alterado?

- $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$
- $\text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- $\text{PbS}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_{2(g)}$
- $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3\text{CO}_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{CO}_{2(g)}$

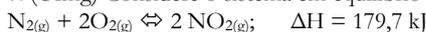
6. (Mackenzie) Uma reação química em equilíbrio tem a constante de equilíbrio dada pela expressão:

$$[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^3 / [\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$$

Pela adição de monóxido de carbono, o equilíbrio desloca-se, provocando:

- um aumento na concentração de  $\text{H}_2$ .
- uma diminuição na concentração de  $\text{CH}_4$ .
- um aumento na concentração de  $\text{CH}_4$ .
- um aumento nas concentrações de  $\text{CH}_4$  e  $\text{H}_2$ .
- diminuição na quantidade de água.

7. (Ufmg) Considere o sistema em equilíbrio descrito pela equação:



Em relação a esse sistema, todas as alternativas estão corretas, EXCETO:

- A diminuição da pressão favorece a formação de dióxido de nitrogênio.
- A formação de oxigênio é simultânea à de dióxido de nitrogênio.
- A reação é lenta à temperatura ambiente.
- A retirada do dióxido de nitrogênio formado favorece sua produção.
- O aumento da velocidade de uma das reações altera as concentrações de equilíbrio.

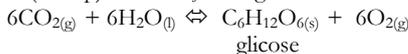
8. (Ufv) A síntese da amônia ( $\text{NH}_3$ ) pode ser representada pela equação



Para o deslocamento do equilíbrio no sentido da formação de amônia ( $\text{NH}_3$ ), deve-se:

- aumentar a temperatura.
- diminuir a pressão.
- aumentar a concentração de  $\text{NH}_3$ .
- aumentar as concentrações de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$ .
- aumentar o volume do recipiente.

9. (Unesp) A formação de glicose envolve o equilíbrio:



À temperatura constante, a remoção de O<sub>2(g)</sub> provoca.

- aumento da massa de glicose.
- redução da velocidade da reação direta e aumento da velocidade da reação inversa.
- aumento no valor da constante de equilíbrio da reação.
- redução do consumo de CO<sub>2</sub> e aumento do consumo de H<sub>2</sub>O.
- aumento da energia de ativação da reação.

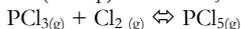
10. (Unirio) A seguir é apresentada uma reação química em equilíbrio:



Com o objetivo de deslocar esse equilíbrio no sentido da formação de dióxido de nitrogênio, deve-se:

- diminuir a pressão e a temperatura.
- aumentar a pressão e a temperatura.
- aumentar a pressão e diminuir a temperatura.
- aumentar a pressão e diminuir as concentrações de NO e O<sub>2</sub>.
- aumentar a temperatura e as concentrações de NO e O<sub>2</sub>.

11. (Unesp) Para a reação em equilíbrio:



Dizer qual é o efeito de cada um dos seguintes fatores sobre o equilíbrio inicial.

a) adição de PCl<sub>3(g)</sub>;

b) remoção de Cl<sub>2(g)</sub>;

c) adição de catalisador;

d) diminuição do volume do recipiente.

(Justificar respostas)

12. (Unesp) Há dois sistemas gasosos em equilíbrio, cujas constantes de equilíbrio são dadas pelas expressões (I) e (II) a seguir:

$$\frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]} \quad \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}$$

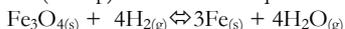
(I) (II)

Nessas condições:

a) Escreva a equação química para cada um dos sistemas em equilíbrio.

b) Qual será o efeito do aumento de pressão sobre cada um dos sistemas? Justifique.

13. (Unesp) Considerar o equilíbrio



A 150°C em recipiente fechado: (a) Escrever a expressão da constante de equilíbrio da reação. (b) Prever, justificando, qual será o efeito da adição ao sistema em equilíbrio de:

a) mais H<sub>2(g)</sub>;

b) mais Fe<sub>(s)</sub>;

c) um catalisador.

14. (Unesp) A reação de combustão de monóxido de carbono a dióxido de carbono é um processo de equilíbrio químico homogêneo gasoso.

a) Escreva a equação química balanceada do equilíbrio químico.

b) Para aumentar a produção de dióxido de carbono, a pressão do sistema deve ser aumentada. Justifique por quê.

15. (Unesp) Considere o equilíbrio que ocorre em fase gasosa a uma certa temperatura:



Explique:

a) o efeito no equilíbrio provocado pela remoção de NO<sub>2</sub>.

b) por que um aumento de pressão sobre o sistema não influi no equilíbrio.

16. (Unicamp) A reação de transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono, representada pela equação a seguir, é muito importante para alguns processos metalúrgicos.



A constante de equilíbrio desta reação pode ser expressa, em termos de pressões parciais, como:

$$K = \frac{p(\text{CO})^2}{p(\text{CO}_2)}$$

Qual é o efeito sobre este equilíbrio quando:

a) adiciona-se carbono sólido?

b) aumenta-se a temperatura?

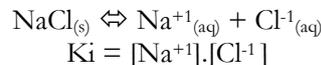
c) introduz-se um catalisador?

(Justifique suas respostas)

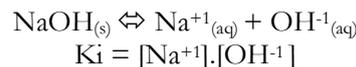
## EQUILÍBRIO IÔNICO E EFEITO DO ÍON COMUM/ PH E POH

Equilíbrio iônico é o equilíbrio envolvendo íons provenientes da dissolução de sais, ácidos, bases, óxidos e outros em água. O equilíbrio iônico mostra os íons que participam do equilíbrio químico, veja os exemplos a seguir.

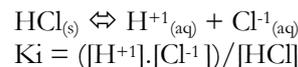
Dissolução de sal de cozinha em água.



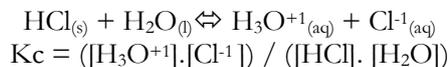
Dissolução de soda cáustica em água.



Dissolução de ácido clorídrico em água.



Ou então:



Retirando a concentração da água da expressão, temos:

$$K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$

## QUANTIDADE DE ÍONS LIBERADOS, FORÇA DOS ELETRÓLITOS

A força de um ácido ou de uma base está diretamente relacionada ao grau de ionização ou de dissociação da substância, assim como ao valor de  $K_i$ .

Os valores de  $\alpha$  e de  $K_i$  são tabelados e devem ser consultados sempre que necessário; porém se isso não for possível, podemos considerar as regras fornecidas a seguir para a determinação da força de um ácido ou de uma base.

### Ácidos

A força de um ácido varia conforme o grau de ionização:

Se  $\alpha$  % maior ou igual a 50% o ácido é forte. Ex: HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>

Se  $\alpha$  % maior que 5% e menor que 50% o ácido é médio. Ex: HF

Se  $\alpha$  % menor que 5% o ácido é fraco. Ex: HCN, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

Os ácidos de maneira geral estão divididos em dois tipos, os hidrácidos e os oxiácidos:

- **Hidrácidos** são ácidos que não possuem oxigênio na fórmula.

Dos hidrácidos podemos dizer que são fortes: HCl, HBr, HI sendo o HF um ácido médio, os demais são ácidos fracos.

- **Oxiácidos** são ácidos que possuem oxigênio na fórmula.

Para os oxiácidos vale a seguinte regra: dada a fórmula do ácido de um elemento E genérico H<sub>x</sub>E<sub>z</sub>O<sub>y</sub> e fazendo-se a subtração  $y - x = R$ , teremos:

#### Ácido forte se R maior ou igual a 2.

Exemplos: HClO<sub>4</sub>:  $y = 4$  e  $x = 1 \rightarrow 4 - 1 = 3$   
HNO<sub>3</sub>:  $y = 3$  e  $x = 1 \rightarrow 3 - 1 = 2$

#### Ácido semiforte ou fraco se R menor que 2.

Exemplos: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>:  $y = 3$  e  $x = 2 \rightarrow 3 - 2 = 1$

### Bases ou Hidróxidos

A força de uma base varia de acordo com o grau de dissociação. De modo geral podemos considerar que:

- São fortes: as bases de metais alcalinos e as bases de metais alcalino terrosos. O grau de dissociação de algumas destas bases pode chegar a praticamente 100% como acontece com a soda cáustica (hidróxido de sódio).
- São fracas as bases dos metais de transição, dos metais representativos e também o hidróxido de amônio, NH<sub>4</sub>OH.

O grau de dissociação destas bases é em geral inferior a 5%.

Exemplo: o hidróxido de amônio, NH<sub>4</sub>OH<sub>(aq)</sub> possui grau de ionização  $\alpha$  % = 1,5% a 20 °C.

## DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIOS IÔNICOS

Como os equilíbrios iônicos geralmente ocorrem em solução (na maior parte das vezes em meio aquoso), eles praticamente não sofrem deslocamento com a variação da pressão. Lembre-se que a pressão somente exerce influência sobre equilíbrios gasosos.

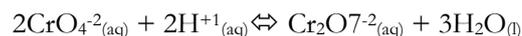
Assim, se consideramos a temperatura constante, os fatores que podem deslocar um equilíbrio químico iônico são a variação da concentração dos reagentes e produtos.

Essa variação pode ocorrer de duas formas:

### Adição de substâncias ou íons que participam do equilíbrio

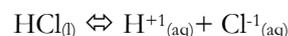
Aplicando o princípio de Le Chatelier, concluímos que o equilíbrio será deslocado em que a substância ou o íon acrescentado é consumido, de modo a anular ou minimizar a perturbação sofrida.

Por exemplo: considere a dissolução em meio ácido dos sais cromato de potássio, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>4(s)</sub>, que forma solução de cor amarela, e dicromato de potássio, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7(s)</sub> que forma solução de cor laranja, representada pela equação iônica:



Os íons potássio não foram representados porque eles não interferem no equilíbrio.

Se adicionarmos um ácido como o ácido clorídrico, HCl a esse sistema, ele irá se ionizar formando íons H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub>



O equilíbrio, então, irá se deslocar no sentido da reação direta, de modo a consumir o excesso de íons H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub>.

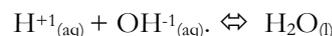
### Adição de substâncias ou íons que reagem consumindo as espécies químicas que participam do equilíbrio

Aplicando o princípio de Le Chatelier, concluímos que o equilíbrio será deslocado no sentido de formação da substância ou do íon consumido, de modo a anular ou minimizar a perturbação sofrida.

Por exemplo, considere a ainda o equilíbrio entre os íons cromato, CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub> e os íons dicromato, Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>, em meio ácido.

Se adicionarmos uma base como o hidróxido de sódio, NaOH(s), a esse equilíbrio, ela irá se dissociar formando os íons hidróxido, OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>.

Os íons hidróxido vão reagir com os íons H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> do equilíbrio formando água (neutralização).



Dessa forma, o equilíbrio irá se deslocar no sentido inverso, de modo a repor os íons H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> consumidos.

Denomina-se equilíbrio iônico todo equilíbrio químico que envolve participação de íons. Equilíbrio iônico é um caso particular de equilíbrio químico em que aparecem íons.

Para equilíbrios iônicos, K<sub>c</sub> é denominado K<sub>i</sub> (constante de ionização ou constante de dissociação iônica). Valores altos de

$K_i$  indicam eletrólitos fortes (dissocia bastante liberando muitos íons em solução como HCl e  $H_2SO_4$ ), enquanto valores baixos de  $K_i$  indicam eletrólitos fracos (dissocia pouco liberando poucos íons como ácido acético e  $H_2S$ ).

- **Efeito do Íon Comum:** é a aplicação do princípio de *Le Chatelier* para equilíbrios iônicos.

### Exemplo:

Considere o equilíbrio abaixo:



Adicionando NaCN verifica-se que o equilíbrio desloca-se no sentido da reação direta. Isso ocorre, pois NaCN dissocia-se em  $Na^+$  e  $CN^-$ , aumentando a concentração de  $CN^-$ .

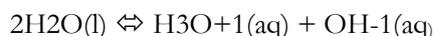
Sempre admitimos que um sal se dissocia 100%.

**Obs:** Há íons que apesar de não serem comuns ao equilíbrio iônico, também podem deslocá-lo. Mas para isto deverá ocorrer alguma reação química. Como exemplo, temos a adição de um ácido a dissociação de  $NH_4OH$ , o  $H^+$  do ácido reage com o  $OH^-$  da base, diminuindo a concentração desse íon e, conseqüentemente, deslocando o equilíbrio.

## PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA ( $K_w$ )

Sabe-se que a água sofre auto-ionização em escala muito pequena, ou seja, a água é um eletrólito fraco que apresenta valores baixos fracos de  $\alpha$  e de  $K_c$ , o que explica a baixa condutibilidade elétrica da água pura.

A equação que representa a auto-ionização da água pode ser representada pela equação a seguir:



Expressando  $K_c$  para esta reação, temos:

$$K_c = [H^{+1}] \cdot [OH^{-1}] / [H_2O]^2$$

Como a auto-ionização da água é extremamente pequena podemos considerar a concentração de água praticamente constante e, desse modo, embutir seu valor no valor de  $K_c$ .

$$K_c \cdot [H_2O]^2 = [H^{+1}] \cdot [OH^{-1}]$$

O produto  $[H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}]$  é denominado produto iônico da água e é simbolizado por  $K_w$  (em que  $W = \text{water}$ , água em inglês).

$$K_w = [H^{+1}] \cdot [OH^{-1}]$$

Assim como  $K_c$  e  $K_i$ , o produto iônico da água sofre variação de seu valor com a temperatura. Quanto maior a temperatura maior será o valor de  $K_w$ .

Em função dos valores extremamente baixos das concentrações de íons  $H^{+1}$  e de  $OH^{-1}$  na água, percebeu-se que seria melhor expressar a concentração desses íons sempre pelo seu respectivo cologaritmo decimal na base dez.

As soluções podem ser classificadas em função de seu pH de acordo com as seguintes regras:

- \* Solução neutra:

Uma solução é considerada neutra se a concentração em quantidade de íons  $H^{+1}_{(aq)}$  for igual à concentração em quantidade de íons hidróxido  $OH^{-1}_{(aq)}$ .

$$\text{Solução neutra: } [H^{+1}] = [OH^{-1}]$$

A água quimicamente pura (água destilada) é sempre neutra, qualquer que seja a temperatura. É tida portanto como padrão de neutralidade.

A temperatura ambiente, 25°C, temos:

$$K_w = [H^{+1}] \cdot [OH^{-1}] = 1,0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$$

Uma vez que  $[H^{+1}] = [OH^{-1}]$ , então a 25°C, teremos:

$$[H^{+1}] = [OH^{-1}] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

calculando o pH e o pOH, nessas condições:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^{+1}] & \text{pOH} &= -\log [OH^{-1}] \\ \text{pH} &= -\log 1,0 \times 10^{-7} & \text{pOH} &= -\log 1,0 \times 10^{-7} \\ \text{pH} &= 7 & \text{pOH} &= 7 \end{aligned}$$

Ou seja, solução neutra  $\text{pH} = \text{pOH}$ .

- \* Solução Ácida

Uma solução é dita ácida se a concentração de íons hidrônio  $H^+$  for maior que a concentração de íons hidróxido  $OH^{-1}$ .

$$\text{Solução ácida } [H^{+1}] > [OH^{-1}]$$

Soluções ácidas podem ser obtidas pela adição de ácido à água:



Para soluções ácidas temos os seguintes valores de pH:

$[H^{+1}]$ mol/L	pH	pOH	$[OH^{-1}]$ mol/L
$10^{-6}$ mol/L	6	8	$10^{-8}$ mol/L
$10^{-5}$ mol/L	5	9	$10^{-9}$ mol/L
$10^{-4}$ mol/L	4	10	$10^{-10}$ mol/L
$10^{-3}$ mol/L	3	11	$10^{-11}$ mol/L

Assim, quanto maior for a concentração de  $[H^{+1}]$ , menor será o pH da solução e maior será seu pOH, pois o produto iônico da água  $K_w = [H^{+1}] \cdot [OH^{-1}]$  é sempre constante e igual a  $10^{-14} (\text{mol/L})^2$ .

Numa solução ácida,  $\text{pH} < \text{pOH}$ . A 25°C:  $\text{pH} < 7$  e  $\text{pOH} > 7$

### Solução Básica ou Alcalina

Uma solução é considerada básica se a concentração de íons hidrônio,  $H^+$ , é menor que a concentração de íons hidróxido  $OH^{-1}$ .

$$\text{Solução básica } [H^{+1}] < [OH^{-1}]$$

Soluções básicas podem ser obtidas pela adição de uma base a água.



Para soluções básicas, a 25°C, temos:

$[OH^{-1}]$ mol/L	pOH	pH	$[H^{+1}]$ mol/L
$10^{-6}$ mol/L	6	8	$10^{-8}$ mol/L
$10^{-5}$ mol/L	5	9	$10^{-9}$ mol/L
$10^{-4}$ mol/L	4	10	$10^{-10}$ mol/L
$10^{-3}$ mol/L	3	11	$10^{-11}$ mol/L

Assim, quanto maior for a concentração de  $[OH^{-1}]$ , menor será o pOH da solução e maior será seu pH, pois o produto iônico da água  $K_w = [H^{+1}] \cdot [OH^{-1}]$  é sempre constante e igual a  $10^{-14} (\text{mol/L})^2$ .

Numa solução básica,  $\text{pH} > \text{pOH}$ . A 25°C:  $\text{pH} > 7$  e  $\text{pOH} < 7$ .

Em todas as situações, a 25°C vale a seguinte relação:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

## QUESTÕES RESOLVIDAS

1) Por exemplo, numa solução 0,02 M de HCl, quais seriam as concentrações dos dois íons?

Rolução: O HCl é um *ácido forte* e por isso está totalmente dissociado. Como a estequiometria da reação de ionização do ácido ( $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ) é 1:1:1, se a concentração de HCl é 0,02 M, a concentração de  $\text{H}^+$  na solução é também 0,02 M. Agora, de posse do valor da  $[\text{H}^+]$ , encontramos facilmente a concentração de  $\text{OH}^-$ :

$$\begin{aligned} [\text{H}^+].[\text{OH}^-] &= 1,0 \times 10^{-14} && \text{Produto Iônico da água} \\ [0,02].[\text{OH}^-] &= 1,0 \times 10^{-14} && \text{Substituindo} \\ [\text{OH}^-] &= (1,0 \times 10^{-14}) / (2,0 \times 10^{-2}) && \text{Calculando} \\ [\text{OH}^-] &= 5,0 \times 10^{-13} \text{ mol/L} && \text{Resultado} \end{aligned}$$

2) Calcule o pH de uma solução de HCl cuja concentração hidrogeniônica é  $4,6 \times 10^{-3}$  mol/L.

Resolução:  $\text{pH} = -\log(4,6 \times 10^{-3}) = -(\log 4,6 + \log 10^{-3}) = -(0,66 - 3,0) = 2,34$

## EXERCÍCIOS

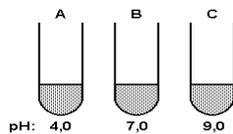
1. (UFV) Entre os antiácidos caseiros, destacam-se o leite de magnésia e o bicarbonato de sódio. Quantas vezes o leite de magnésia ( $\text{pH} \sim 11$ ) é mais básico do que uma solução de bicarbonato de sódio ( $\text{pH} \sim 8$ )?

- 3
- 19
- 88
- 100
- 1000

2. (Fatec) As seguintes substâncias foram, separadamente, dissolvidas em água: cloreto de sódio, ácido acético e amônia. Cada uma das soluções resultantes foi colocada em um tubo de ensaio, e o pH de cada uma delas foi medido, encontrando-se os valores apontados na figura abaixo.

Com base nos valores de pH encontrados, deve-se afirmar que os tubos A, B e C contêm, respectivamente,

- cloreto de sódio, ácido acético e amônia.
- cloreto de sódio, amônia e ácido acético.
- ácido acético, cloreto de sódio e amônia.
- ácido acético, amônia e cloreto de sódio.
- amônia, cloreto de sódio e ácido acético.



3. (Fei) A chuva ácida ocorre em regiões de alta concentração de poluentes provenientes da queima de combustíveis fósseis. Numa chuva normal, o pH está em torno de 5,0 e, em Los Angeles, já ocorreu chuva com pH em torno de 2,0. A concentração de íons  $\text{H}^+$  dessa chuva ocorrida em Los Angeles em relação à chuva normal é:

- 1000 vezes maior
- 1000 vezes menor
- 3 vezes maior
- 3 vezes menor
- 100 vezes maior

4. (Fuvest) À temperatura ambiente, o pH de um certo refrigerante, saturado com gás carbônico, quando em garrafa fechada, vale 4. Ao abrir-se a garrafa, ocorre escape de gás carbônico. Qual deve ser o valor do pH do refrigerante depois de a garrafa aberta?

- $\text{pH} = 4$
- $0 < \text{pH} < 4$
- $4 < \text{pH} < 7$
- $\text{pH} = 7$
- $7 < \text{pH} < 14$

5. (Fuvest) A criação de camarão em cativeiro exige, entre outros cuidados, que a água a ser utilizada apresente pH próximo de 6. Para tornar a água, com pH igual a 8,0 adequado à criação de camarão, um criador poderia

- adicionar água de cal.
- adicionar carbonato de sódio sólido.
- adicionar solução aquosa de amônia.
- borbulhar, por certo tempo, gás carbônico.
- borbulhar, por certo tempo, oxigênio.

6. (Fuvest-gv) Entre os líquidos da tabela adiante:

Tem caráter ácido apenas:

- o leite e a lágrima.
- a água de lavadeira.
- o café preparado e a coca-cola.
- a água do mar e a água de lavadeira.
- a coca-cola.

Líquido	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$
leite	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
água do mar	$1,0 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$
coca-cola	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$
café preparado	$1,0 \cdot 10^{-5}$	$1,0 \cdot 10^{-9}$
lágrima	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
água de lavadeira	$1,0 \cdot 10^{-12}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$

7. (Mackenzie) A análise feita durante um ano da chuva da cidade de São Paulo forneceu um valor médio de pH igual a 5. Comparando-se esse valor com o do pH da água pura, percebe-se que a  $[\text{H}^+]$  na água da chuva é, em média:

- 2 vezes menor.
- 5 vezes maior.
- 100 vezes maior.
- 2 vezes maior.
- 100 vezes menor.

8. (Mackenzie) Uma amostra de água, colhida num rio da Amazônia, revelou ter  $\text{pH} = 6,5$ . Após ter sido agitada suavemente, o pH medido foi de 6,2. Esta variação de pH pode ser atribuída à:

- liberação de  $\text{CO}_2$  da amostra original.
- dissolução, na amostra, de  $\text{CO}_2$  proveniente do ar atmosférico.
- dissolução de CO na amostra original.
- liberação de gás hidrogênio.
- precipitação de ácidos inorgânicos.

9. (Mackenzie) O pH do sangue de um indivíduo, numa situação de tranquilidade, é igual a 7,5. Quando esse indivíduo se submete a exercícios físicos muito fortes, ocorre hiperventilação. Na hiperventilação, a respiração, ora acelerada, retira muito  $\text{CO}_2$  do sangue, podendo até provocar tontura. Admita que no sangue ocorra o equilíbrio:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$

Em situação de hiperventilação, a concentração de  $\text{H}^+$  no sangue e o pH do sangue tendem respectivamente:

	$[\text{H}^+]$	pH
a)	a aumentar	a ser menor que 7,5
b)	a diminuir	a ser maior que 7,5
c)	a manter-se inalterada	a ser maior que 7,5
d)	a aumentar	a ser maior que 7,5
e)	a diminuir	a ser menor que 7,5

10. (Mackenzie) Na China, cientistas descobriram que tempestades de areia podem mudar o pH da água da chuva de 2,0 para 4,0, graças à presença de carbonatos em pó na areia que circula nessas tempestades. Nesse caso, a concentração hidrogeniônica na água da chuva:

- passa a ser 100 vezes menor.
- passa a ser 100 vezes maior.
- passa a ser 2 vezes maior.
- passa a ser 20 vezes maior.
- não se altera.

11. (Mackenzie)

	Soluções	$[\text{H}^+]$
I	urina	$1,10 \cdot 10^{-6}$
II	clara de ovo	$1,10 \cdot 10^{-8}$
III	lágrima	$1,10 \cdot 10^{-7}$
IV	café	$1,10 \cdot 10^{-5}$

Com os dados da tabela, pode-se afirmar que:

- I, II, III e IV são soluções ácidas.
- somente II é uma solução básica.
- somente I, III e IV são soluções ácidas.
- somente I, II e III são soluções básicas.
- somente III é solução básica.

12. (Mackenzie) A tabela abaixo mostra valores aproximados de pH a 25°C.

Soluções	pH
Água do mar	8,0
Suco gástrico	2,5
Leite de magnésia	9,0
Urina	6,0
Suco de tomate	4,0
Leite de vaca	6,5

Com esses dados, é correto afirmar que:

- pode-se ingerir leite de magnésia para neutralizar o excesso de acidez do estômago.
- a água do mar "endurece" os cabelos por ser ácida.
- na presença de urina, a fenolftaleína muda de incolor para vermelho.
- o suco de tomate, por ser alcalino, é indicado no tratamento de gastrite.
- o leite de vaca é uma solução básica.

13. (Pucmg) Um medicamento antiácido estomacal possui concentração hidroxiliônica igual a  $10^{-1}$  mol/L, portanto seu pH é igual a:

- 5
- 9
- 4
- 7
- 10

14. (Pucmg) Ao tomar água, um indivíduo diluiu seu suco gástrico (solução contendo ácido clorídrico), de pH=2, de 50mL para 500mL. O pH da solução resultante, logo após a ingestão de água, é igual a:

- 0
- 2
- 3
- 4
- 6

15. (Uel) Considere as seguintes afirmações:

- soluções ácidas têm pH menores do que soluções básicas;
- a 25°C, uma solução com pH=6 tem pOH=8;
- a 25°C, soluções neutras têm pH=14.

São corretas SOMENTE

- I
- II
- III
- I e II
- II e III

16. (Ufmg) Todas as alternativas contêm afirmações corretas sobre o pH de sistemas, EXCETO

- A solução saturada de  $\text{CO}_2$  tem pH menor do que sete.
- A soma do pH e pOH é 14 numa solução aquosa a 25°C.
- O pH da água pura a 25°C é neutro.
- O pH de uma solução de NaOH é maior do que sete.
- O pH é menor do que o pOH em soluções ácidas.

17. (Unaerp) A coloração de certas flores depende da acidez do solo podendo ser azuis em solo ácido e rosadas em solo básico. Assim, se adicionarmos calcário ( $\text{CaCO}_3$ ) ao solo onde as flores forem plantadas, de modo que uma análise do mesmo revela uma concentração hidrogeniônica de  $10^{-8}$  mol/L, as flores nascerão:

- azuis, já que o pH do solo será 1,8.
- rosadas, já que o pH do solo será 10,8.
- brancas, já que o pH será neutro.
- azuis, já que o pH será 4.
- rosadas já que o pH do solo será 8.

## 25. ELETROQUÍMICA: ELÉTRONS EM MOVIMENTO

Pilhas e baterias constituem, hoje em dia, produtos de importância para boa parte da sociedade.

Este capítulo esclarece como é possível gerar uma corrente elétrica por meio de uma reação química, o que ocorre nas *pilhas e baterias*.

O capítulo também analisa a corrosão sofrida por certos materiais – fenômeno relevante e que causa muitos prejuízos ao ser humano – e meios para tentar retardá-la ou evitá-la.

O aspecto de uma peça metálica qualquer pode tornar-se mais nobre, aumentando seu valor, desde que seja revestida por uma fina película de ouro ou prata. Peças metálicas decorativas de automóveis, motos ou bicicletas, para se tornarem mais brilhantes e atrativas, são revestidas com cromo (cromadas), e muitas peças de aço recebem uma película de zinco para protegê-las da corrosão.

Essa técnica de revestimento de uma peça metálica por outro metal recebe o nome de eletrodeposição metálica ou galvanoplastia, e nada mais é do que uma aplicação da *eletrólise*, fenômeno que também estudaremos neste capítulo. É possível, por meio dessa técnica, fazer com que uma peça metálica se torne mais brilhante, mais valiosa, ou até mesmo mais resistente à corrosão, dependendo da finalidade a que se destina.

Por meio da eletrólise, indústrias químicas produzem certas substâncias relevantes, como, por exemplo, soda cáustica, cloro, hidrogênio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio.

E, também por eletrólise, é possível a purificação de alguns metais, como é o caso do cobre, até elevados graus de pureza.

Como funcionam as pilhas e baterias elétricas? Quais as substâncias que as compõem? O que têm essas substâncias de especial e que papel exercem dentro de tais dispositivos? Por que chega um momento em que a carga das pilhas e baterias acaba, ou seja, por que a capacidade delas para gerar corrente elétrica não é eterna?

E por que algumas pilhas e baterias podem ser recarregadas, recuperando a capacidade de gerar corrente elétrica, mas outras não?

Essas são algumas das perguntas que poderão ser respondidas com o que se estuda neste capítulo, que aborda, entre outros temas, os dispositivos que permitem gerar corrente elétrica a partir de determinadas reações químicas.

### FATOS EXPERIMENTAIS

O *voltímetro* é um aparelho corriqueiramente empregado por profissionais que trabalham com equipamentos elétricos e eletrônicos. Do aparelho saem dois fios, encapados com plástico isolante, que terminam em duas extremidades metálicas desenhadas.

Ao tocar com cada uma das extremidades dois pontos de um circuito elétrico, o voltímetro fornece o valor de uma grandeza denominada *diferença de potencial elétrico* entre ambos os pontos. Essa grandeza é o objeto de estudo, com detalhes, da Física do Ensino Médio.

Para seus estudos de Química, é conveniente saber que essa grandeza é expressa na unidade de medida **volt**, simbolizada por **V**, estabelecida em homenagem a Alessandro Volta, o inventor da pilha elétrica e um dos primeiros estudiosos da eletricidade e de seus efeitos.

O voltímetro mede a grandeza **diferença de potencial elétrico** entre dois pontos, grandeza que é expressa, no Sistema Internacional de unidades, na unidade **volt (V)**.

Há voltímetros de ponteiro e voltímetros digitais. As ilustrações a seguir mostram o resultado de medidas feitas com um voltímetro digital envolvendo uma pilha comum de lanterna e uma bateria de automóvel.

A pilha comum de lanterna – à qual nos referimos como pilha de 1,5 V (lê-se um volt e meio) – pode ser usada para acender uma lâmpada apropriada, uma lâmpada de 1,5 V, usando fios metálicos. Porém, os resultados mostrados abaixo revelam que não é toda montagem experimental envolvendo esses materiais que permite o acendimento da lâmpada.

De modo análogo, a bateria de automóvel pode fornecer energia para acender os faróis de um automóvel. Mas há uma maneira adequada para fazer a ligação elétrica entre a lâmpada dos faróis e a bateria, que é semelhante àquela mostrada acima que permitiu o acendimento da lâmpada com a pilha. Outras formas de fazer a ligação não funcionam.

Que relação você vê entre os fatos acima, ou seja, entre as medidas de diferença potencial e as montagens que permitem, ou não, que a lâmpada acenda?

### DIFERENÇA DE POTENCIAL E CORRENTE ELÉTRICA

O potencial elétrico é uma grandeza associada a um ponto. Estudar essa grandeza em profundidade é assunto para o curso de Física.

Para nós, nesse momento, interessa que cada ponto de um circuito elétrico apresenta um potencial elétrico.

O resultado de uma medida feita com um voltímetro depende do local em que estão posicionadas as extremidades dos dois fios que saem dele. Em outras palavras, o voltímetro **não** fornece o valor potencial elétrico de um certo ponto, mas sim a diferença de potencial (ddp) entre dois pontos.

- o pólo positivo da pilha de lanterna tem um potencial elétrico 1,5 V **maior** que o pólo negativo, ou de modo equivalente,
- o pólo negativo da pilha de lanterna tem um potencial elétrico 1,5 V **menor** que o pólo positivo.

Assim:

Além de medir a diferença de potencial elétrico (ddp) entre dois pontos, o voltímetro permite concluir qual deles apresenta o maior potencial.

- o pólo positivo da bateria de automóvel tem um potencial elétrico 12 V **maior** que o pólo negativo ou, de modo equivalente,
- o pólo negativo da bateria de automóvel tem um potencial elétrico 12 V **menor** que o pólo positivo.

De fato, o pólo de uma pilha ou bateria que recebe a designação **positivo** é aquele que apresenta, dentre ambos, o **maior** potencial elétrico.

Quando dizemos que uma pilha de lanterna tem “voltagem” de 1,5 V, isso deve ser entendido como “o pólo positivo da pilha de lanterna tem potencial elétrico 1,5 V maior que o pólo negativo”.

A diferença de potencial elétrico nos terminais (pólos) de uma

pilha ou bateria, medida quando ela não esteja em uso para produzir corrente elétrica, é denominada **força eletromotriz (fem)** dessa pilha ou bateria.

## DIFERENÇA DE POTENCIAL E MOVIMENTO DE ELÉTRONS NUM FIO

Antes de mais nada, recorde que, para que uma corrente elétrica percorra um circuito, é necessário que ele seja fechado.

O fato de a lâmpada acender na montagem experimental I, que envolve um circuito fechado, indica que, nessa situação, uma corrente elétrica percorre o circuito.

**Corrente elétrica** é o nome dado a um fluxo ordenado de cargas elétricas.

Na estrutura das substâncias metálicas, há elétrons livres para se movimentar. Assim, nos condutores metálicos, a corrente elétrica é um fluxo ordenado de elétrons.

**Elétrons movimentam-se em um fio metálico** de um ponto de menor potencial elétrico **em direção a um ponto de maior potencial elétrico**.

O pólo positivo de uma pilha ou bateria tem potencial elétrico maior que o pólo negativo. Quando essa pilha ou bateria é empregada, num circuito elétrico, para produzir uma corrente elétrica em um fio metálico, essa corrente elétrica consistirá num fluxo de elétrons movendo-se ordenadamente, pelo fio metálico, do pólo negativo em direção ao pólo positivo.

Assim, tudo se passa como se o pólo negativo “emitisse” elétrons para o fio metálico que faz parte do circuito elétrico e como se o pólo positivo “atraísse” elétrons em sua direção.

Mas restam várias perguntas. Os elétrons que entram pelo pólo positivo de uma pilha ou bateria são exatamente os mesmos que saem pelo pólo negativo? O que faz com que o pólo negativo “emita” elétrons para o fio metálico e o pólo positivo os “atraia” em sua direção? E, principalmente, por que a capacidade da pilha ou bateria fazer isso acaba depois de certo tempo, ou seja, por que acaba a “carga” da pilha ou da bateria?

## CELAS ELETROQUÍMICAS

A **Eletroquímica** é a parte da Química que estuda a relação entre a corrente elétrica e as reações químicas de transferência de elétrons (reações de oxido-redução).

Há dois casos de particular interesse para a Eletroquímica.

O primeiro deles é o emprego controlado de reações espontâneas de oxido-redução para gerar corrente elétrica. É o que acontece nas pilhas e baterias.

Denomina-se **cela** (ou **célula**) **galvânica** (ou **voltáica**) um dispositivo no qual a ocorrência espontânea de uma reação de oxido-redução permite a geração de corrente elétrica.

O termo **bateria**, por sua vez, é reservado para a associação de duas ou mais pilhas. É o caso, por exemplo, da bateria de automóvel, que corresponde na verdade à associação de várias pilhas iguais, que fornece uma voltagem maior que uma só das pilhas presentes em seu interior seria capaz de fornecer. Na linguagem corriqueira, contudo, os termos pilha e bateria são empregados indistintamente.

Um segundo caso de interesse da eletroquímica é o uso da corrente elétrica (gerada, por exemplo, por uma cela galvânica) para forçar a ocorrência de uma reação de oxido-redução que não ocorre espontaneamente, mas que é de interesse prático.

Uma reação não-espontânea de oxido-redução que ocorre de modo forçado é denominada **eletrólise**. E o dispositivo em que esse processo ocorre é chamado de **cela eletrolítica**.

## O PAPEL DA PONTE SALINA

Cada átomo  $Zn^0$  que manda dois elétrons para o circuito externo sai da placa e passa para a solução na forma  $Zn^{2+}$ , provocando a corrosão da placa e fazendo a solução ficar mais concentrada de íons de zinco. Isso tende a fazer com que essa solução fique com excesso de cargas positivas (os íons sulfato,  $SO_4^{2-}$ , não participam da reação). Simultaneamente, a outra solução fica menos concentrada em íons  $Cu^{2+}$  e tende a ter acúmulo de cargas negativas

Se isso ocorresse, o funcionamento da pilha rapidamente iria cessar, pois o acúmulo de carga positiva na solução da esquerda iria atrair os elétrons do fio metálico para a placa de zinco (cargas de sinais opostos se atraem) e o acúmulo de carga negativa na solução da direita iria repelir os elétrons do fio metálico (cargas de mesmo sinal se repelem), impedindo-os de chegar à placa de cobre.

O acúmulo de cargas elétricas nas soluções é evitado pela ponte salina, um tubo de vidro recurvado preenchido com material gelatinoso e contendo alta concentração de um sal que não interfira no processo (KCl, por exemplo).

O excesso de cátions (portadores de cargas positivas) no frasco da esquerda pode passar pela ponte salina em direção ao frasco da direita. E o excesso de ânions (portadores de cargas negativas) no frasco da direita pode migrar pela ponte salina em direção ao frasco da esquerda. Assim, a presença da ponte salina permite que a pilha continue funcionando.

De fato, caso a ponte salina seja retirada, verifica-se que a lâmpada apaga imediatamente. Isso porque o excesso de íons acumulados nas soluções rapidamente impede o fluxo de elétrons através da parte metálica do circuito.

É importante perceber que o circuito elétrico inclui o interior da pilha, porém não é um condutor metálico que conduz a corrente dentro dela, mas sim outro tipo de condutor elétrico: soluções aquosas.

As soluções de ambos os frascos e também a solução presente na ponte salina permitem que o circuito elétrico esteja totalmente fechado. Lembre-se de que corrente elétrica é um fluxo ordenado de **cargas elétricas**. No fio metálico, são os elétrons (portadores de carga negativa) que se movimentam. Nas soluções não são elétrons que se movimentam, mas sim cátions e ânions.

Assim, a experiência de acender uma lâmpada com uma pilha de Daniell envolve um circuito elétrico fechado que consiste basicamente de duas partes: uma parte externa à pilha, formada por fios metálicos, e uma parte interna à pilha, na qual a corrente elétrica que atravessa as soluções aquosas é um fluxo ordenado de cátions e ânions.

## NOMENCLATURA DOS ELETRODOS EM UMA CELA GALVÂNICA

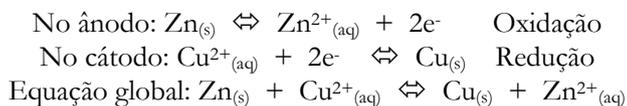
As placas metálicas existentes em uma pilha, que fazem a sua conexão com a parte do circuito elétrico externa à pilha, são denominadas **eletrodos**. É também freqüente, em Química, encontrarmos a palavra eletrodo sendo usada como sinônimo não apenas da placa metálica, mas de toda a semicela.

Para todas as cela eletroquímicas, vale a seguinte convenção:

## Química

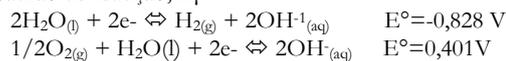
- O eletrodo no qual ocorre processo de **oxidação** é denominado **ânodo**.
- O eletrodo no qual ocorre processo de **redução** é denominado **cátodo**.

Na pilha de Daniell, o ânodo é o eletrodo de zinco e cátodo é o eletrodo de cobre. O que ocorre em cada um desses eletrodos é denominado **semi-reação**, que pode ser representada por meio de uma equação química. Se somarmos as equações das semi-reações anódica e catódica, obteremos a equação global da reação de óxido-redução que ocorreu na pilha:



## EXERCÍCIOS

1 (Unesp 95) O funcionamento de uma pilha de combustível é baseado nas semi-reações a seguir, cada uma delas representada com o respectivo potencial padrão de redução,  $E^\circ$ :



Levando-se em conta estas informações, afirma-se:

- I) A reação global da pilha de combustível é  $\text{H}_{2(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- II) O hidrogênio sofre oxidação no processo.
- III) A diferença de potencial desta pilha de combustível, em condição padrão, é igual a 1,229V.

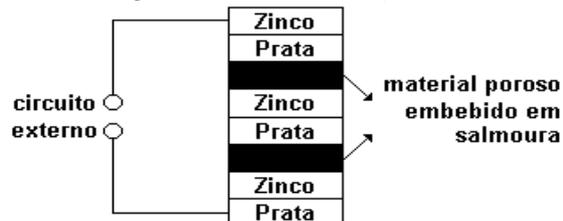
Estão corretas as afirmações:

- a) I, apenas.
- b) II, apenas.
- c) I e II, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

2 (Unesp 98) Sódio metálico e cloro gasoso são obtidos industrialmente pela passagem de corrente elétrica por NaCl fundido. Este processo de decomposição denomina-se

- a) osmose.
- b) eletrólise.
- c) hidrólise.
- d) pirólise.
- e) corrosão.

3 (Unesp 2001) Em maio de 1800, Alessandro Volta anunciou a invenção da pilha elétrica, a primeira fonte contínua de eletricidade. O seu uso influenciou fortemente o desenvolvimento da Química nas décadas seguintes. A pilha de Volta era composta de discos de zinco e de prata sobrepostos e intercalados com material poroso embebido em solução salina, como mostrado a seguir.



Com o funcionamento da pilha, observa-se que os discos de zinco sofrem corrosão.

A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

- I - Nos discos de zinco ocorre a semi-reação:  
 $\text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ .
- II - Os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.
- III - O aumento do diâmetro dos discos empregados na montagem não influencia na tensão fornecida pela pilha.

Das três afirmações apresentadas,

- a) apenas I é verdadeira.
- b) apenas II é verdadeira.
- c) apenas I e II são verdadeiras.
- d) apenas I e III são verdadeiras.
- e) apenas II e III são verdadeiras.

4. (Unesp 2003) A equação seguinte indica as reações que ocorrem em uma pilha:



Podemos afirmar que:

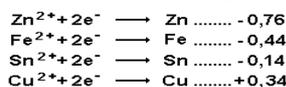
- a) o zinco metálico é o cátodo.
- b) o íon cobre sofre oxidação.
- c) o zinco metálico sofre aumento de massa.
- d) o cobre é o agente redutor.
- e) os elétrons passam dos átomos de zinco metálico aos íons de cobre.

5 (Fuvest 94) Água contendo  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  apenas para tornar o meio condutor e o indicador fenolftaleína, é eletrolisada com eletrodos inertes. Nesse processo observa-se desprendimento de gás:

- a) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo negativo.
- b) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo positivo.
- c) somente do eletrodo negativo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo positivo.
- d) somente do eletrodo positivo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo negativo.
- e) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha ao redor de ambos os eletrodos.

6 (Fuvest 98)

Potenciais padrão de redução (volt)



Quer-se guardar, a 25°C, uma solução aquosa 1mol/L de  $\text{SnCl}_2$ . Dispõe-se de recipientes de

- I. ferro
- II. ferro galvanizado (ferro revestido de Zn)
- III. lata comum (ferro revestido de Sn)
- IV. cobre

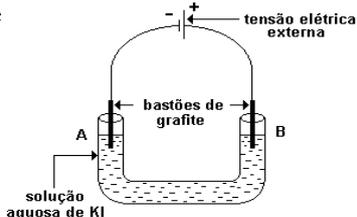
Examinando-se a tabela dos potenciais padrão apresentada acima, conclui-se que essa solução de  $\text{SnCl}_2$  pode ser guardada sem reagir com o material do recipiente, apenas em

- a) IV
- b) I e II
- c) III e IV
- d) I, II e III
- e) I, II e IV

7 (Fuvest 99) Uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI) foi eletrolisada, usando-se a aparelhagem esquematizada na figura. Após algum tempo de eletrólise, adicionaram-se algumas gotas de solução de fenolftaleína na região do

eletrodo A e algumas gotas de solução de amido na região de eletrodo B. Verificou-se o aparecimento da cor rosa na região de A e da cor azul (formação de iodo) na região de B. Nessa eletrólise:

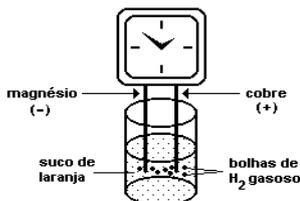
- I. no pólo negativo, ocorre redução da água com formação de OH<sup>-</sup> e de H<sub>2(g)</sub>.
- II. no pólo positivo, o iodeto ganha elétrons e forma iodo.
- III. a grafite atua como condutora de elétrons.



- Dessas afirmações, apenas a
- a) I é correta.
  - b) II é correta.
  - c) III é correta.
  - d) I e a III são corretas.
  - e) II e a III são corretas.

8 (Fuvest 2000) Um relógio de parede funciona normalmente, por algum tempo, se substituirmos a pilha original por dois terminais metálicos mergulhados em uma solução aquosa ácida (suco de laranja), conforme esquematizado adiante. Durante o funcionamento do relógio,

- I. o pH do suco de laranja aumenta.
- II. a massa do magnésio diminui.
- III. a massa do cobre permanece constante.

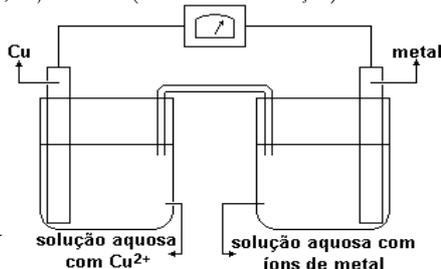


- Dessas afirmações,
- a) apenas a I é correta.
  - b) apenas a II é correta.
  - c) apenas a III é correta.
  - d) apenas a II e a III são corretas.
  - e) a I, a II e a III são corretas.

9 (Fuvest 97) Na montagem a seguir, dependendo do metal (junto com seus íons) tem-se as seguintes pilhas, cujo catodo (onde ocorre redução) é o cobre:

- pilha: cobre-alumínio  
ΔE\* (volt): 2,00
- pilha: cobre-chumbo  
ΔE\* (volt): 0,47
- pilha: cobre-magnésio  
ΔE\* (volt): 2,71
- pilha: cobre-níquel  
ΔE\* (volt): 0,59

\* diferença de potencial elétrico nas condições padrão



Nas condições padrão e montagem análoga, a associação que representa uma pilha em que os eletrodos estão indicados corretamente é

- a) níquel (catodo) - chumbo (anodo)
- b) magnésio (catodo) - chumbo (anodo)
- c) magnésio (catodo) - alumínio (anodo)
- d) alumínio (catodo) - níquel (anodo)
- e) chumbo (catodo) - alumínio (anodo)

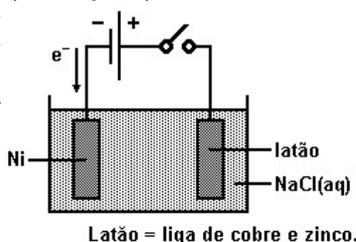
10 (Fuvest 2005) Com a finalidade de niquelar uma peça de latão, foi montado um circuito, utilizando-se fonte de corrente contínua, como representado na figura.

No entanto, devido a erros experimentais, ao fechar o circuito, não ocorreu a niquelação da peça. Para que essa ocorresse, foram sugeridas as alterações:

- I - Inverter a polaridade da fonte de corrente contínua.
- II - Substituir a solução aquosa de NaCl por solução aquosa de NiSO<sub>4</sub>.
- III - Substituir a fonte de corrente contínua por uma fonte de corrente alternada de alta frequência.

O êxito do experimento requereria apenas

- a) a alteração I.
- b) a alteração II.
- c) a alteração III.
- d) as alterações I e II.
- e) as alterações II e III.



11 (Fuvest 2002) Considere três metais A, B e C, dos quais apenas A reage com ácido clorídrico diluído, liberando hidrogênio. Varetas de A, B e C foram espetadas em uma laranja, cujo suco é uma solução aquosa de pH=4. A e B foram ligados externamente por um resistor (formação da pilha 1). Após alguns instantes, removeu-se o resistor, que foi então utilizado para ligar A e C (formação da pilha 2).

Nesse experimento, o pólo positivo e o metal corroído na pilha 1 e o pólo positivo e o metal corroído na pilha 2 são, respectivamente,

	pilha 1		pilha 2	
	pólo positivo	metal corroído	pólo positivo	metal corroído
a)	B	A	A	C
b)	B	A	C	A
c)	B	B	C	C
d)	A	A	C	A
e)	A	B	A	C

12 (Fuvest 2003) Três metais foram acrescentados a soluções aquosas de nitratos metálicos, de mesma concentração, conforme indicado na tabela.

O cruzamento de uma linha com uma coluna representa um experimento. Um retângulo escurecido indica que o experimento não foi realizado; o sinal (-) indica que não ocorreu reação e o sinal (+) indica que houve dissolução do metal acrescentado e precipitação do metal que estava na forma de nitrato.

Cada um dos metais citados, mergulhado na solução aquosa de concentração 0,1 mol/L de seu nitrato, é um eletrodo, representado por Me | Me<sup>2+</sup>, onde Me indica o metal e Me<sup>2+</sup>, o cátion de seu nitrato. A associação de dois desses eletrodos constitui uma pilha. A pilha com MAIOR diferença de potencial elétrico e polaridade correta de seus eletrodos, determinada com um voltímetro, é a representada por

	Cd	Co	Pb
Cd(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>		-	-
Co(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	+		-
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	+	+	

- a) Cd | Cd<sup>2+</sup> || Pb<sup>2+</sup> | Pb
- b) Pb | Pb<sup>2+</sup> || Cd<sup>2+</sup> | Cd
- c) Cd | Cd<sup>2+</sup> || Co<sup>2+</sup> | Co
- d) Co | Co<sup>2+</sup> || Pb<sup>2+</sup> | Pb
- e) Pb | Pb<sup>2+</sup> || Co<sup>2+</sup> | Co

Obs.:  
|| ponte salina  
⊕ pólo positivo  
⊖ pólo negativo

# RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS (PARTE II)

## FRENTE UM

### 22. Álcool, Aldeído, Cetona e Fenol.

1. A
- 2.a) etoxietano;      b) metoxipropano  
c) etoxibutano      d) metoxietano b
4. E
5. a) álcool R-COH  
b) ácido carboxílico R-COOH  
c) cetona R<sub>1</sub>COR<sub>2</sub>      d) éster R<sub>1</sub>COOR<sub>2</sub>
6. Não existe alternativa correta, pois o composto apresentado é um aldeído.

### 22. Ácido, Éster e Haletos

1. B
2. Feitos em sala de aula.
3. Feitos em sala de aula.
4. C      5. D      6. E      7. E      8. D
9. A de novo. B      10. B      11. D

### 23. Funções Nitrogenadas

1. E
2. Grupo ácido carboxílico e amina.
3. C      4. A      5. D      6. C
7. B      8. A      9. E      10. D
11. A      12. E

### 24. Propriedades Físico-Químicas de Compostos Orgânicos

1. C
2. V F V F V      Com relação às aminas, é correto afirmar que:  
Itens corretos:
3. B      4. C      5. D      6. C      7. V V F V F
- 8.a) composto III, pois entre as substâncias orgânicas os ácidos carboxílicos são aqueles que apresentam maiores forças intermoleculares, fazendo com que tenham maiores pontos de ebulição.  
b) O composto I pois os hidrocarbonetos são insolúveis em água.  
c) O composto II é um álcool e desta maneira pode ser oxidado e ser transformado em um ácido carboxílico.
- 9.a) Não, porque a reação entre H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> regenera a água.  
b) Não, porque o O<sub>2</sub> produzido, será consumido na reação de combustão do H<sub>2</sub>.
10. C      11. vide questão 2.

### 25. Isomeria Plana

1. B      2. C
3. Possíveis fórmulas estruturais podem estar associadas ao etanol C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, metoximetano CH<sub>3</sub>OCH<sub>3</sub>, por exemplo.
4. A      5. A      6. B      7. D      8. B
9. C      10. D      11. E

### 25. Isomeria Geométrica

1. E      2. B      3. A      4. E      5. A
6. A

### 25. Isomeria Óptica

1. E      2. Resolvido pelo professor em sala.
3. F F V V V V V      4. A      5. D
6. V V V V F V F

### 26. Reações de Substituição

1. Resolvido pelo professor em sala.      2. B
- 3.a) 2-bromo-2-metilbutano (produto principal), 3-bromo-2-metilbutano (produto secundário) e 1-bromo-2-metilbutano (produto formado em menor quantidade).

- b) 3-bromo-2-metilbutano e 1-bromo-2-metilbutano pois apresentam carbono quiral em suas moléculas.
- 4.a) A estabilidade de um anel carbônico aumenta com o número de carbonos, isto pode ser observado pelo fato de os anéis com maior número de anéis de carbono sofrerem reações de substituição que não destroem o anel carbônico, enquanto os anéis menos estáveis de poucos carbonos serem destruídos mais facilmente através de reações de adição.  
b) Produtos da reação:  
I) 1,3-dibromopropano.  
II) 1,4-dibromobutano e bromociclobutano  
III) bromociclopentano
5. C
- 6.a) Os três produtos clorados formados são 1-cloropentano, 2-cloropentano e 3-cloropentano.  
b) Isomeria óptica, para as estruturas que tem presença de carbono assimétrico na molécula.
7. Resolvido pelo professor em sala.

### 26. Reações de Substituição em Aromáticos

1. B      2. A

### 26. Reações de Adição

1.      2. A
- 3.a) As duas substâncias ao serem queimadas formam gás carbônico e água, desta maneira a queima destas duas substâncias não pode diferenciá-las.  
b) A reação de adição de bromo só ocorre com substâncias que apresentam insaturações, este tipo de reação causa o descolorimento da solução de bromo sendo assim somente o etileno pode sofrer este tipo de reação já que o metano é saturado.
4. A      5. C
6. A reação de adição em alcenos produz álcoois, no caso desta questão o álcool b.
7. C      8. A      9. A
10. 1,2-dibromociclopropano
- 11.a) 2-bromopropano  
b) 1-cloro-1-metil-ciclohexano
- 12.a) Feito em sala de aula.  
b) Feito em sala de aula.
- 13.a) Somente B apresenta isomeria geométrica, pois apresenta ligantes diferentes em cada carbono (1 e 2) da insaturação.  
b) Sim, pois haverá formação de um composto que apresenta carbono quiral (tb chamado de assimétrico) na molécula, condição suficiente para que existamos os isômeros ópticos levógiro e dextrógiro.
14. C      15. C      16. B      7. E

### 26. Reações de Oxidação

1. D
2.  $2\text{CH}_3\text{OH}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CH}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
3. a) As duas substâncias ao serem queimadas formam gás carbônico e água, desta maneira a queima destas duas substâncias não pode diferenciá-las.  
b) A reação de adição de bromo só ocorre com substâncias que apresentam insaturações, este tipo de reação causa o descolorimento da solução de bromo sendo assim somente o etileno pode sofrer este tipo de reação já que o metano é saturado.
4. A
5. a) Isomeria geométrica, pois apresenta insaturação do tipo ligação dupla, sendo que existem ligantes de tipos diferentes nos carbonos da insaturação.  
b) Retinal + 1/2O<sub>2</sub> ⇌ Ácido Retinóico  
É uma típica reação de oxidação onde um aldeído pode ser transformado em ácido carboxílico.
6. a) Temos três opções (ácido acético, acetaldeído e etanol) para escolher duas de posse das informações abaixo. Para formar um éster devemos realizar uma reação de esterificação onde um ácido carboxílico reage com um álcool, desta maneira nos frascos I e II devem existir um ácido e um éster. Para tornar um meio ácido a substância do frasco II deve ser necessariamente um ácido carboxílico ou um fenol. Álcoois podem ser oxidados, um álcool primário pode ser oxidado até formar um ácido carboxílico. De posse destas informações temos a seguinte conclusão:  
No frasco I existe um álcool, o ETANOL.  
No frasco II existe um Ácido, o ácido acético (etanóico).  
b) A reação entre ácido etanóico e etanol formam éster, etanoato de etila.
7.  $2\text{CH}_3\text{OH}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CH}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
8. D
9. Itens corretos 1 2 8 16, soma 27.

10. A 11. B 12. A 13. B 14. C 15. B 16. D

17. A 18. X 19. C 20. D 21. X

22. a) Feito em sala de aula. b) propanal e propanona

23. a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}$ b) São produzidos 15 mols de  $\text{CO}_2$  e 20 mols de  $\text{H}_2\text{O}$ .

24. a) Grupo funcional presente nos reagentes, Fenol, grupo funcional presente nos produtos, Cetona.

b) Agente oxidante =  $\text{H}_2\text{O}_2$  Agente redutor = 1,4 hidroxibenzeno (paradi-fenol)

25. Feito em sala de aula.

26. E 27. D 28. A 29. E

## 26. Reações de Álcoois

1. a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$  (Butanal)b)  $\text{CH}_2\text{CHCH}_2\text{CH}_3$  e  $\text{CH}_3\text{CHCHCH}_3$ 

2. C

3. Os produtos da desidratação do Etanol podem ser obtidos em função do tipo de desidratação que tenha ocorrido:

Desidratação intramolecular forma alcenos.

 $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  Eteno

Desidratação intermolecular forma Éter.

 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2$  Etoxietano

Continuação da pergunta.

A =  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  álcool etílico, produzido na fermentação.B =  $\text{O}_2$  Trata-se do principal comburente que alimenta as queimas dos materiais.C =  $\text{CO}_2$  Na queima completa sempre se forma gás carbônico e água.

4. A 5. C 6. A 7. D F B C A E

8. C 9. C

10. C 11. C

12. a) Feito em sala de aula. b) ácido octanóico e etanol

13. C 14. B 15. A

16. a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$  (Butanal)b)  $\text{CH}_2\text{CHCH}_2\text{CH}_3$  e  $\text{CH}_3\text{CHCHCH}_3$ 

17. Os produtos da desidratação do Etanol podem ser obtidos em função do tipo de desidratação que tenha ocorrido:

Desidratação intramolecular forma alcenos.

 $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  Eteno

Desidratação intermolecular forma Éter.

 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2$  Etoxietano18. a)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ b)  $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$ 

19. A

20. a)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ b)  $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$ 

## 26. Reações de Esterificação e Saponificação

1. a) Feito em sala de aula.

b) Toda vez que um ácido carboxílico reage com um álcool temos a formação de um éster neste caso o metilpropanoato de butila, pertencente a função éster.

2. E 3. E 4. A 5. A 6. C

7. B 8. E

9. E 10. A 11. A

12. a) Feito em sala de aula.

b) Toda vez que um ácido carboxílico reage com um álcool tem-se a formação de um éster neste caso o metilpropanoato de butila, pertencente ao grupo de substâncias éster.

13. a) O éster foi formado pela reação entre ácido etanóico e metilpropanol.

14. D 15. C 16. E 17. C 18. B

19. B

## 26. Polímeros

1. E 2. D 3. A 4. c 5. d

6. c 7. b

8. a 9. d

10. a) O petróleo é formado por três principais frações, sendo a fração gasosa (menor temperatura de ebulição) formada por compostos de cadeia carbônica curta, a fração média sendo formada por compostos de cadeia média (normalmente líquidos a temperatura ambiente) e por fim a fração pesada (maiores temperaturas de ebulição) correspondente a compostos de cadeia longa.

Fração gasosa = metano

Fração intermediária = gasolina

Fração pesada = asfalto

b)  $[-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$ 

c) Serve, pois somente o eteno pode reagir com solução de bromo, pois o eteno apresenta dupla ligação e desta maneira pode sofrer adição de bromo a sua dupla ligação.

## 26. Reações de Polimerização

1. D 2. D 3. D 4. A 5. D

6. a) A função química dos monômeros são as seguintes:

I Hidrocarboneto II Amina III Éster

IV Aldeído

b) O monômero de maior caráter básico é o monômero II pois se trata de uma amina, esta se comporta como base de Lewis devido ao par eletrônico livre no nitrogênio. Lembre-se amina representa a função orgânica mais básica.

7. D

8. a) Feito em sala de aula.

b) Pertence a função Éster, lembre-se toda vez que um ácido reage com um álcool forma-se éster e água.

9. Feito em sala de aula.

10. a) Calculamos a massa molar (massa da molécula) e depois dividimos a massa só dos carbonos pela massa total, estamos achando a porcentagem de carbono que é de 57%, com mesmo procedimento achamos a % de N que é de 9%.

b) Os grupos funcionais existentes são amina, amida, ácido carboxílico e éster.

11. A 12. F V F F 13. A 14. E

15. D 16. C

17. O propileno, pois apresenta dupla ligação entre carbonos, condição necessária a polimerização por adição.

18. E 19. D 20. B 21. B 22. D

23. A 24. D 25. B 26. B 27. C

27 de novo. B



## FRENTE DOIS

### 23. Diluição de Soluções

1. B 2. X 3. C 4. B 5. A

6. D 7. B

### 23. Cinética Química

1. a) Da tabela, verifica-se que nos instantes iniciais da reação, a variação do volume de  $\text{H}_2$  é maior no experimento II que no I.

b) A curva do novo experimento é mais inclinada, pois um aumento da temperatura causa elevação da energia cinética média das moléculas, movimentando-se mais rapidamente e se chocando mais vezes a reação se torna mais rápida.

2. B 3. C 4. C

5. Resposta c. Veja errata abaixo:

No enunciado deve ser lido a seguinte informação:

 $\Delta H_1$  – energia de ativação sem catalisador. $\Delta H_2$  – energia de ativação com catalisador.

6. E

### 23. Teoria das Colisões e Velocidade.

1. E 2. A 4. E 5. C

6. A 7. B

8. B 9. D

10. seqüência nos parênteses 5 3 2 4

23.

1. B 2. D

### 23. Velocidade de reações.

1. C  
2.a) Em soluções diluídas a participação do solvente pode ser descartada, desta maneira a água sempre ficará de fora dos cálculos.  
Molaridade = 1  
b)  $v = k.[C_6H_{12}O_6]$     c) ordem de reação = 1  
d)  $k = 0,001 = 10^{-3}$   
3. E  
4. soma = 38, itens corretos 2, 4, 32.  
5. E    6. D    7. B    8. D  
9.a) I)  $4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + 2Cl_2$   
II)  $4H_2 + CS_2 \rightleftharpoons CH_4 + 2H_2S$   
b) I, será deslocado para direita e II será deslocado para esquerda.  
10a. B    10b. E    11. A    12. E    13. B  
14. A  
15. a, o produto desta reação deve ser trocado de  $SO_2$  para  $SO_3$   
16. D    17. E    18. A    19. E    20. A  
21. E  
22. a, o produto desta reação deve ser trocado de  $SO_2$  para  $SO_3$   
23. a

### 24. Equilíbrio, parte Gráfica.

1. A    2. A    3. A    4. A

### 24. Equilíbrio, parte Algébrica.

1. D    2. B    3. A    4. E    5. D  
6. C    7. C    8. C    9. C 10. D  
11. E    12. V F V V F    13. A    14. B

### 24. Deslocamento de Equilíbrio

1. B    2. D    3. D    4. C    5. B  
6. C    7. A    8. D    9. A    10. C

- 11.a) Desloca para direita  
b) Desloca para esquerda.  
c) Não altera o equilíbrio.  
d) Desloca para direita.

- 12.a) I)  $4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + 2Cl_2$   
II)  $4H_2 + CS_2 \rightleftharpoons CH_4 + 2H_2S$   
b) I, será deslocado para direita e II será deslocado para esquerda.

- 13.a) Desloca para direita.  
b) Não afeta o equilíbrio, pois é sólido.  
c) O equilíbrio não é alterado, somente é atingido mais rapidamente.

14. a)  $CO_{(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$   
b) O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido de menor volume, para a direita no caso do equilíbrio desta questão.

- 15.a) O equilíbrio é deslocado para direita de maneira a formar  $NO_2$   
b) O volume dos reagentes e dos produtos é o mesmo sendo 2 volumes para cada lado desta maneira a pressão não exerce influência neste equilíbrio.

16. a) Sólidos não influenciam equilíbrios.  
b) A reação direta é endotérmica (absorve calor) por isto é favorecida pela elevação da temperatura.  
c) Os catalisadores não deslocam equilíbrios químicos, apenas fazem com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente.

### 24. pH e pOH

1. E    2. C    3. A    4. C    5. D  
6. C    7. C  
8. B    9. B    10. A    11. B    12. A  
13. B    14. C  
15. D    16. D    17. E

### 24. Pilhas e Eletrólise

1. E    2. B    3. D    4. E    5. A  
6. C    7. C  
8. E    9. E    10. D  
11. B    12.