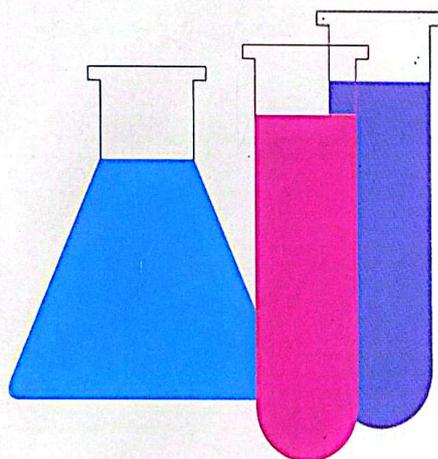




CEETEPS

Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza
GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

QUÍMICA I



Ana Maria Aoki Gonçalves
Maria Messaros

COORDENADORIA DE ENSINO TÉCNICO

Presidente do Conselho Deliberativo
Antonio Rubens Costa de Lara

Diretor Superintendente
Marcos Antonio Monteiro

Vice-Diretor Superintendente
Remo Alberto Fevorini

Chefe de Gabinete
Laura M. J. Laganá

Coordenador de Ensino Técnico
Almério Melquíades de Araújo

ESCOLA _____

CURSO _____

NOME _____



Doação da Família da
Professora Doutora
Doroti Quiomi Kanashiro Toyohara
Centro Paula Souza

QUÍMICA I

EQUIPE RESPONSÁVEL:

Elaboração
Ana Maria Aoki Gonçalves
Maria Messaros

Revisão
José Eduardo de Oliveira

Coordenação
Doroti Quiomi Kanashiro Toyohara

Reedição revisada
1999

ISKT 006

ÍNDICE

APRESENTAÇÃO	05
INTRODUÇÃO	07
Desmistificando a Química	07
Atividade Complementar	07
Ricos Dividendos de Ações Químicas	07
1. A QUÍMICA E SEUS FUNDAMENTOS	09
1.1. Matéria	10
1.2. Substâncias	12
1.3. Alotropia	15
1.4. Misturas	20
1.5. Transformações Físicas e Químicas	26
2. NATUREZA COMO FONTE DE MATERIAIS	29
2.1. Extraindo Sal do Mar	29
2.2. Extraindo Gasolina do Petróleo	29
2.3. Extraindo Metais de Rochas	30
2.4. Destilação da Garapa para Obtenção do Álcool	30
3. COMO OS MATERIAIS SE TRANSFORMAM	33
3.1. Identificação das Transformações Químicas	33
3.2. Reações Exotérmica e Endotérmica	39
3.3. Combustão e Combustíveis	41
4. ESTRUTURA DA MATÉRIA	42
4.1. A Evolução do Modelo Atômico	42
4.2. A Terra é um Conjunto de Átomos	45
4.3. Em que Diferem os Átomos	46
4.4. Isótopos	48
4.5. Íons	52
5. ELEMENTOS QUÍMICOS, SUAS PROPRIEDADES E APLICAÇÕES	55
5.1. Como se Classificam os Elementos Químicos	55
5.2. Leitura Complementar	60

6. LIGAÇÕES QUÍMICAS: COMO SÃO FORMADAS AS SUBSTÂNCIAS ..	68
6.1. Substâncias Moleculares	69
6.2. Substâncias Iônicas	69
6.3. Substâncias Metálicas	71
7. FUNÇÕES QUÍMICAS	81
7.1. Ácidos	81
7.2. Bases	90
7.3. Sais	106
7.4. Óxidos	119
8. ÁGUA	128
8.1. Propriedades da Água	129
8.2. Fontes Naturais de Água	135
8.3. Tratamento de Água para Obtenção de Água Potável	136
8.4. Leitura Complementar	138
8.5. Poluição das Águas	139
9. MOL: MEDIDA DA QUANTIDADE DE MATÉRIA	144
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	155

APRESENTAÇÃO

O presente trabalho objetiva a melhoria da qualidade de ensino de Química, possibilitando o desenvolvimento e discussão dos conhecimentos específicos da disciplina, com uma linguagem mais apropriada e usando abordagem e dinâmica mais próximas do aluno.

O embrião deste Caderno foi elaborado em 1995 e aplicado, desde então, por professores da ETE Getúlio Vargas. Colaboraram para essa produção as professoras: Beatriz M. Gianella, Guaracy Serrano, Maria Toshiko S. de Oliveira e Rosi Pires.

Esperamos uma contribuição por parte de todos que utilizarem o material, apresentando sugestões a essa versão, a qual definimos como experimental ou preliminar.

Dedicamos o trabalho apresentado aos nossos alunos, que têm sido o contínuo estímulo ao aperfeiçoamento da nossa jornada.

Equipe Responsável

Introdução

Desmistificando a Química

Algumas pessoas associam a Química a tudo o que há de ruim no mundo. Achem que ela está ligada apenas a materiais artificiais, nocivos. Chegam a afirmar que "produtos naturais não contêm química". Será que é isso mesmo?

Vejam: nosso corpo é constituído por um conjunto de substâncias que se transformam constantemente, propiciando nossos movimentos, nossos pensamentos e nossas sensações. Muitas dessas substâncias são transportadas para todo o corpo pelo sangue.

E o que dizer dos alimentos que ingerimos? Ovos, carne, leite, frutas, legumes, cereais, verduras... São naturais, não é? E são formados por substâncias! Proteínas, gorduras, celulose, amido, açúcares, ácido cítrico... Quanta química, não é mesmo?

Quando se faz pão em casa, ocorrem transformações químicas entre o amido (farinha), a água e os enzimas do fermento que fazem o pão crescer e ficar macio. "Pão sem química" não existe. O que pode existir é pão sem conservantes, que são substâncias adicionadas para aumentar sua durabilidade.

A Química não é boa ou má. O que há é o bom ou mau uso das substâncias.

Nem toda substância natural é boa, assim nem toda substância sintética é má.

Exemplo: a aspirina não existe na natureza. Ela é sintetizada em laboratório e é eficaz não só contra a dor de cabeça mas também na prevenção de problemas cardíacos; a cocaína é natural: é extraída de uma planta e, no entanto, não é preciso lembrar o mal que ela faz.

Atividade Complementar

A partir da leitura de textos selecionados pelo professor ou pelos alunos e com base em seus conhecimentos, discuta, em sala de aula os temas relativos ao uso de substâncias químicas.

Ricos dividendos de ações químicas

(Texto extraído de A ENERGIA, da Biblioteca Científica Life)

Voe-se sobre a América em um avião, e lá embaixo grandes estradas riscam o continente, pontilhadas de automóveis em movimento. Movidos pelas rápidas explosões de gasolina em mistura com o ar, os motores de automóveis pulsam com energia química. Pistões, alavancas, engrenagens e

virabrequins facilmente convertem a energia química em energia cinética e então as rodas giram.

Ao longo das estradas esparramam-se fazendas, vilas e cidades. No inverno, uma pluma de fumaça se ergue da chaminé de quase todas as casas lá embaixo - sinal de que a queima de carvão, óleo ou gás está liberando a respectiva energia química armazenada nas substâncias e que o calor assim produzido está aquecendo as habitações.

Luzes brilham nas janelas das casas e os anúncios de neon dão cor a cada rua principal. Mas siga-se a rede de fios elétricos sobre a paisagem e quase sempre ela terminará numa gigantesca usina termoeletrica, onde a energia química do carvão, óleo ou gás é convertida, após a combustão, em energia elétrica.

Observem-se diminutos pontos de vida lá embaixo: pessoas, animais, plantas. A energia que lhes aciona os movimentos, o crescimento e a reprodução, tudo isso vem da energia química do alimento. De todas as formas de energia, nenhuma é tão útil e indispensável para a vida do homem quanto a energia química. A energia química às vezes é tão facilmente controlada, que uma dona de casa pode usá-la para preparar um merengue até a cor desejada. E pode ainda ser incontrolável como na explosão da dinamite. Esta própria folha de papel está lentamente desprendendo energia à medida que se combina com o oxigênio do ar e se torna imperceptivelmente mais quente que seu meio ambiente. Se ela for guardada por uns cinquenta anos, ficará amarelada como resultado da lenta combustão. Em contraste, fibras finas de magnésio do flash de um fotógrafo queimam instantaneamente, num ofuscante clarão.

·Energia química liberta-se quando se rompem os laços complexos que ligam a matéria. Átomos ligam-se fortemente entre si para produzir moléculas. E moléculas ligam-se entre si como porções maiores de matéria, suficientemente grandes para serem vistas e tocadas. Um átomo de oxigênio liga-se a dois átomos de hidrogênio para formar a molécula da água. E muitas moléculas de água ligam-se para formar gotas de chuva, flocos de neve, icebergs, oceanos. Cada ligação entre átomo e átomo, entre molécula e molécula é uma fonte de energia: a energia química .

Questões

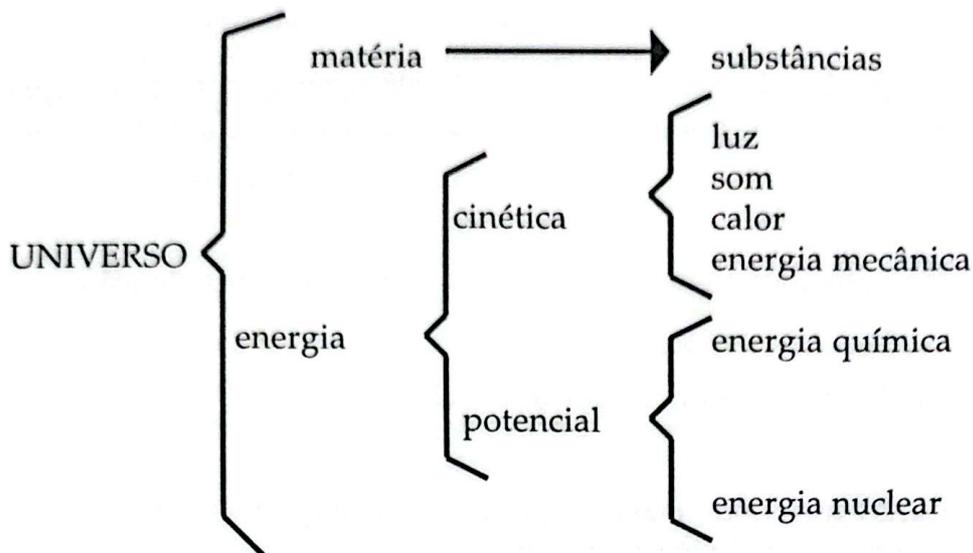
1. Relacione as substâncias químicas encontradas no texto.
2. Quais são as transformações químicas citadas no texto?

3. Segundo o texto, a energia química obtida das reações químicas é usada para múltiplas finalidades. Liste cinco entre as que aparecem no texto.
4. Através de exemplos de aplicação da combustão como fonte de energia que aparecem no texto, podemos perceber que ele não fala do Brasil. Quais são eles?
5. Como no Brasil obtemos a energia necessária para iluminar cidades ?
6. Por que o papel amarela com o passar dos anos ?
7. Que comparação você pode fazer do ponto de vista químico e energético entre os alimentos e carvão, gasolina e gás ?
8. Segundo o texto, todas as reações químicas se realizam com a mesma rapidez ? Explique.
9. Como o texto explica a formação de gotas de chuva ?
10. Segundo o texto, como são formadas as moléculas ?
11. Átomos ligam-se fortemente entre si para produzir moléculas. O que você entende por átomos e moléculas?

1. A QUÍMICA E SEUS FUNDAMENTOS

O objetivo da Química é o estudo das substâncias: suas propriedades como o cheiro, sabor, cor, solubilidade em água, etc. , mas principalmente, a transformação de uma substância em outra, o que ocorre através das reações químicas .

O Universo é constituído por duas entidades: matéria e energia. A matéria possui massa, ocupa um lugar no espaço e é constituída de substâncias. A energia é tudo o que pode provocar transformações na matéria. Conhecem-se dois tipos de energia : energia cinética (relacionada a movimento) e energia potencial (relacionada a posição).



Energia química é uma forma de energia que fica “armazenada” nas substâncias. Assim, água, oxigênio, gás carbônico, etanol, têm **energia química**, que se manifesta através da transformação química.

Vamos observar a queima do álcool comum (etanol) para entender o que é uma transformação química. Antes da reação você tem o etanol e o oxigênio do ar mas é necessário aproximar um palito de fósforo aceso para iniciar a queima. Durante a transformação, você observa o aparecimento de luz e calor e percebe que o etanol está sendo consumido (sua quantidade vai diminuindo). Mas, **de onde vieram a luz e o calor?** Sabemos que a luz e o calor são formas de energia. Como **podem aparecer numa transformação de substância?** Como são formadas essas substâncias? Esperamos que com os conceitos abordados a seguir você possa encontrar as repostas.

1.1. MATÉRIA

Como são formadas?

A água, o ferro, a borracha, o açúcar, a areia, o vidro, o plástico são exemplos de substâncias. Algumas são naturais, outras são artificiais, mas todas têm algo em comum.

Vamos tentar descobrir o que têm em comum.

Observe uma porção de água num copo: ela aparece a você como um todo contínuo.

Mas a multidão numa praça, vista de um avião, também aparece como uma mancha contínua! No entanto, ela é formada por pessoas.

Será que a água também não é formada por minúsculas partículas, tão pequenas que não possam ser vistas?

Se você colocar um pouco de xarope de groselha num copo com água, verá que lentamente a água vai ficando colorida. Por quê?

Voltemos à multidão na praça, assistindo a um show. Imagine que chegue um grupo de pessoas (uma delegação) e queira também assisti a ele, aproximando-se do palco. Essas pessoas levarão algum tempo, mas conseguirão o seu objetivo: chegarão perto do palco.

Podemos supor que a água e a groselha sejam formadas por partículas. A cor se espalha porque as partículas de groselha se misturam com as partículas de água.

As partículas têm movimento ?

Pense no que ocorre quando alguém abre um frasco de perfume numa sala ou quando o gás de cozinha vaza do botijão. O cheiro se espalha por todo o ambiente. Como se explica esse fato?

Uma possível explicação seria admitir que as partículas que compõem o ar, as que compõem o perfume e as que compõem o gás de botijão têm movimento.

Lembre-se também da fumaça se espalhando no ar. Não lhe sugere movimento?

Será que há espaço entre as partículas ?

Voltando à multidão na praça, vista do alto ela parece compacta, mas, se uma pessoa quiser atravessá-la, conseguirá passar entre os espaços vazios, evitando esbarrões.

Podemos supor que entre as partículas de água e entre as de groselha existam espaços vazios, que permitem a formação de misturas de partículas.

A maior parte da matéria não é considerada substância pura e sim uma **mistura**. A mistura contém mais de uma substância.

Algumas misturas são facilmente identificadas como a água misturada ao óleo, porém outras como o açúcar em água, água e álcool não podem ser identificadas.

O movimento de partículas diferentes, umas entre as outras, até a mistura total, é chamado **difusão**.

As substâncias são espécies (tipos) de matéria.

Podemos então concluir que, do ponto de vista macroscópico, a matéria é contínua, porém, do ponto de vista microscópico, a matéria é corpuscular,

isto é, tem uma estrutura descontínua, sendo formada de partículas e espaços vazios.

As partículas que formam a matéria não podem ser percebidas a olho nu porque são infinitamente pequenas.

Como estudaremos posteriormente, tais partículas podem ser constituídas por átomos ou por moléculas.

1.2. SUBSTÂNCIAS

Chamamos de substância cada uma das espécies de matéria que constitui o universo.

As substâncias podem ser classificadas quanto ao:

- *Tipo de ligação* - substâncias iônicas, moleculares e metálicas.
- *Número de elementos* - simples ou compostas.

OBS: Quando em Química usamos a palavra composto ou composto químico, estamos justamente nos referindo a uma substância composta.

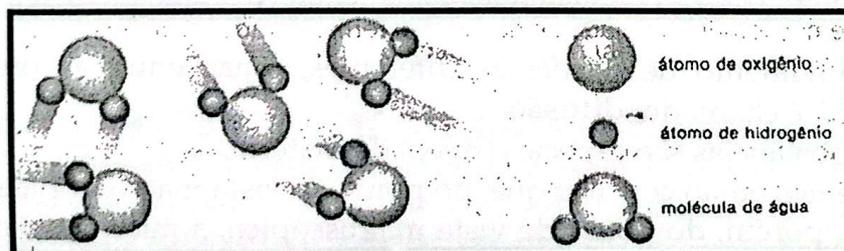
1.2.1. FASE DE AGREGAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS

O que determina em que fase de agregação se encontra uma substância é a faixa de temperatura e pressão na qual ela se encontra.

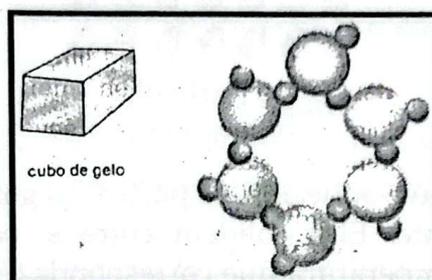
Para cada substância existe uma faixa de temperatura e pressão na qual ela mantém suas características como espécie, mudando apenas de fase de agregação.

Para toda substância há, porém, uma temperatura e uma pressão acima dessa faixa, na qual ela se decompõe, perdendo sua identidade, e a Matéria passa a ser denominada plasma.

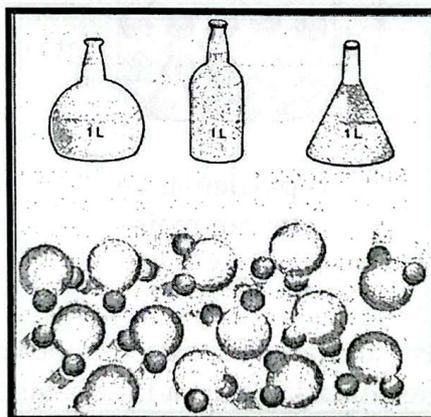
Fase gasosa - é a fase em que as partículas que formam a substância possuem a maior energia cinética. Uma substância nesta fase possui forma e volume variáveis. As partículas num gás estão afastadas ao máximo umas das outras e movem-se com grande rapidez. As forças de atração são praticamente nulas. Elas colidem entre si e se deslocam em todas as direções. Não há ordem entre elas, ou seja, a característica principal da fase gasosa é o caos.



Fase sólida - é a fase em que as partículas que formam a substância possuem a menor energia cinética. Uma substância nesta fase possui forma e volume próprios. A principal característica da fase sólida é a rigidez. Nesta fase as moléculas da substância permanecem praticamente imóveis, unidas por forças de atração mútuas e dispostas segundo um arranjo geométrico definido. Os únicos movimentos que elas executam são pequenas vibrações. Os espaços entre elas são mínimos.



Fase líquida - é a fase em que as partículas que formam a substância possuem energia cinética intermediária entre a fase sólida e a gasosa. Uma substância nesta fase possui forma variável, mas volume próprio. A característica principal é a fluidez, não possuem arranjo definido, como a fase sólida. As moléculas podem deslizar suavemente umas sobre as outras. Isto é o que proporciona a fluidez no líquido



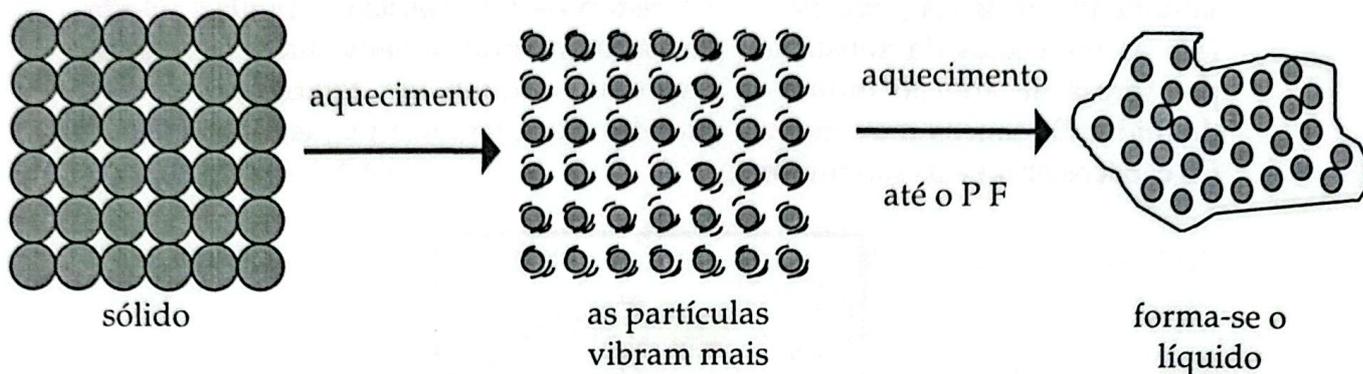
OBS: Popularmente, fala-se em estado físico de uma substância com o mesmo sentido que vimos anteriormente para a fase de agregação da substância.

Devemos tomar o cuidado de não usar o termo "estado físico" neste sentido, pois a rigor é incorreto.

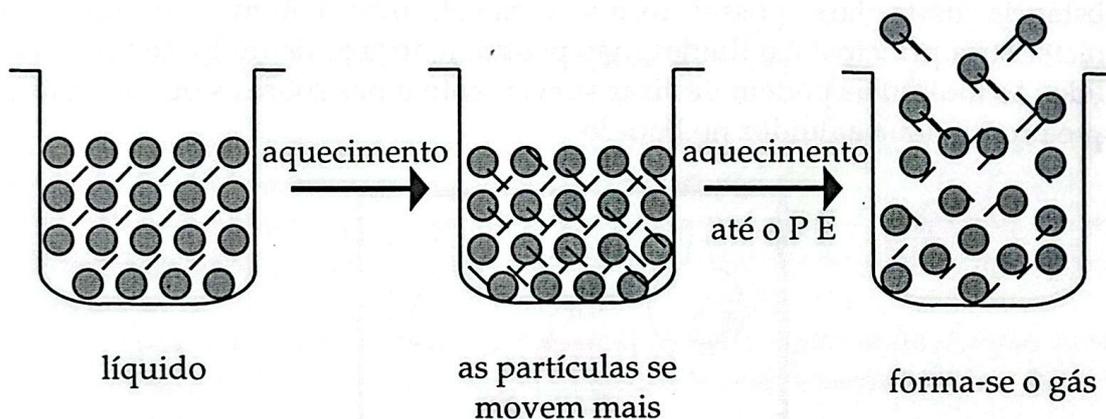
1.2.2. MUDANÇA DE ESTADO DE AGREGAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS

Podemos resumir as possíveis mudanças de fases de agregação de uma substância entre sólida, líquida e gasosa, através do esquema abaixo:

Quando um sólido é aquecido, as partículas adquirem mais energia e passam a vibrar mais. Quando a temperatura de fusão é atingida, as partículas vibram tanto que vencem as forças de atração e saem de suas posições: o sólido se transforma em líquido.



Quando um líquido é aquecido, as partículas ganham mais energia e se movem mais rapidamente. Elas colidem entre si com mais frequência e deslocam-se mais. Na temperatura que corresponde ao ponto de ebulição, as partículas ganham energia suficiente para superar as forças de atração que as mantêm unidas. Elas escapam do líquido e formam o gás.



1. Sublimação: Fase sólida \rightarrow Fase gasosa, obtido a partir de uma certa temperatura e pressão determinada para cada substância.
2. Ressublimação: Processo inverso da sublimação.
3. Fusão: Fase sólida \rightarrow Fase líquida, a uma certa temperatura e pressão para uma determinada substância.
4. Solidificação :Processo inverso da fusão.
5. Evaporação: Processo lento da passagem da fase líquida para a fase gasosa, que ocorre sem temperatura ou pressão determinadas. Ebulição é o processo rápido de passagem da fase líquida para a gasosa, desencadeado a partir de uma temperatura e pressão determinada para cada substância. É caracterizado pelo surgimento de grande quantidade de bolhas da substância na fase gasosa, dentro da fase líquida.
6. Condensação: Fase gasosa \rightarrow Fase líquida com temperatura e pressão determinada para cada substância.

É importante saber que, quando se analisa determinada substância, uma das primeiras coisas que são feitas é a determinação de seus pontos de fusão e ebulição normais.

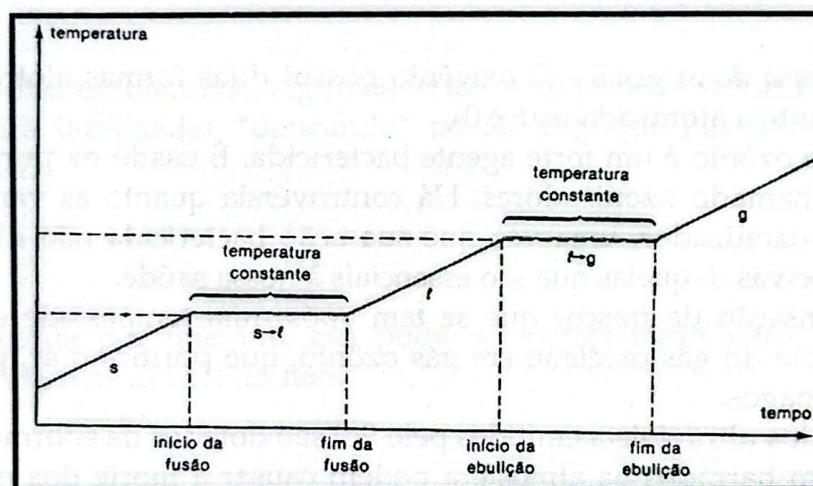
Ponto de fusão normal é a temperatura na qual a substância passa da fase sólida à líquida, sob pressão de 1 atm. Durante a fusão propriamente dita, coexistem estas duas fases. Deste modo, o ponto de solidificação coincide com o seu ponto de fusão normal.

Ponto de ebulição normal é a temperatura na qual a substância passa da fase líquida à fase gasosa, sob pressão de 1 atm. Durante a ebulição propriamente dita, coexistem estas duas fases. Deste modo, o ponto de condensação normal de uma substância coincide com seu ponto de ebulição normal.

Toda matéria cuja fusão e ebulição ocorrem a uma temperatura constante é chamada de substância pura ou simplesmente substância.

Isso acontece em qualquer amostra de matéria utilizada, independente do seu tamanho.

A temperatura fica constante durante todo o tempo em que ocorre mudança de fase de agregação. O gráfico possui dois patamares. Exemplo: água destilada.



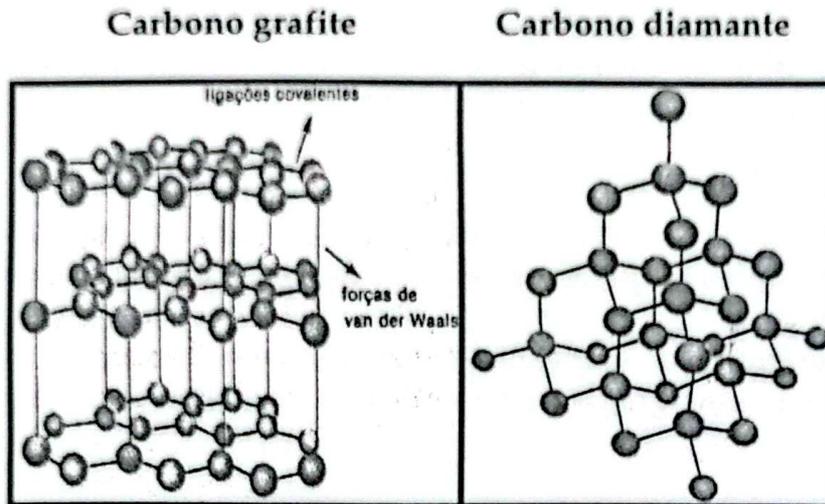
1.3. ALOTROPIA

Chamamos de alotropia a propriedade que certos elementos químicos possuem de formar substâncias simples diferentes. Estas substâncias podem diferir das outras, quanto ao número de átomos que formam cada molécula ou quanto ao arranjo cristalino dos átomos.

As propriedades químicas das substâncias alotrópicas são semelhantes; por outro lado, as propriedades físicas são muito diferentes, inclusive na quantidade de energia, envolvida na transformação de cada alótropo e na velocidade com que se dão essas transformações.

Uma forma alotrópica é sempre mais estável que a outra: a forma mais estável se transforma mais lentamente e é menos energética que a forma mais instável. Normalmente, a forma mais instável tende a liberar energia e se transformar espontaneamente na mais estável (ainda que este processo demore vários milhões de anos).

Exemplos:



Alotropia do oxigênio - O oxigênio possui duas formas alotrópicas que diferem quanto a atonicidade O_2 e O_3 .

O gás ozônio é um forte agente bactericida. É usado na purificação da água, nos chamado ozonizadores. Há controvérsia quanto as vantagens do uso de um ozonizador, uma vez que sua ação bactericida não distingue as bactérias nocivas daquelas que são essenciais à nossa saúde.

A sensação de frescor que se tem após uma tempestade é devida à transformação do gás oxigênio em gás ozônio, que purifica o ar, promovida pelos relâmpagos.

Os raios ultravioleta emitidos pelo Sol são dotados de enorme energia e se não forem barrados na atmosfera podem causar a morte dos organismos vivos.

Uma camada de ozônio, que se encontra a uma altura de 20 a 30 km da superfície da Terra, absorve esses raios impedindo que a maior parte deles chegue até nós.

Questões

1. Utilizando a idéia de partículas, explique por que:
 - a) é fácil despejar um líquido de um recipiente para outro.
 - b) um gás enche completamente o recipiente que o contém.
 - c) um sólido dilata ao ser aquecido.
 - d) os gases sempre se misturam.
 - e) os líquidos se difundem, mas o fazem lentamente.
 - f) os líquidos evaporam de recipientes abertos.
 - g) os sólidos mantêm a sua forma, mas os líquidos fluem.

2. Em dias ensolarados, algumas vezes você pode observar partículas de poeira iluminadas "dançando" no ar. Explique por que a poeira se move.

3. Explique por que um gás pode ser comprimido para um volume menor, mas um sólido não.

4. O fato de fornecermos energia a uma dada substância para provocarmos mudanças de estado já nos indica a ordem crescente do "conteúdo energético" das partículas nos três estados físicos. Qual é essa ordem?

Sugestões de Atividades Práticas

Experimento 1: Mistura Simples e Mistura com Reação

(Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA - Roque Cruz - Editora Scipione)

Objetivo: Identificar a diferença entre uma simples mistura de substâncias e uma reação química.

Materiais:
pisseta
2 micropipetas
bagueta
4 rolhas
4 tubos de ensaio
etiquetas
colher de medida
placa de reações

Reagentes:
NaOH
HCl
Pb(NO ₃) ₂
H ₂ SO ₄
Na ₂ CO ₃
KI
água destilada

PROCEDIMENTO:

- Enumere os tubos de 1 a 4.
- Prepare os tubos de acordo com a tabela abaixo:

tubo	componentes
1	1 gota de HCl + 3 mL de água
2	½ medida Pb(NO ₃) ₂ + 3 mL de água
3	1 medida de Na ₂ CO ₃ + 3 mL de água
4	½ medida de KI + 3 mL de água

A homogeneização das soluções pode ser feita agitando o tubo, após a colocação das rolhas.

Faça as seguintes misturas. Observe e anote.

teste	procedimento	observações
1	Segure o tubo 1 com as mãos, para observar variação de temperatura e adicione uma pastilha de NaOH. Agite após fechá-lo com a rolha	Houve variação de temperatura? Houve formação de gás? Houve formação de precipitado?
2	No tubo 2 adicione cinco gotas da solução preparada no tubo 4, com o auxílio da micropipeta. Agite após observar.	Houve formação de gás? Houve formação de precipitado?
3	No tubo 3 adicione uma gota de H ₂ SO ₄ e observe.	Houve formação de gás? Houve formação de precipitado?
4	No tubo 4, adicione uma medida de NaCl. Agite após fechá-lo com a rolha	Houve formação de gás? Houve formação de precipitado? Houve variação de temperatura?

Experimento 2: Separação de Misturas

(Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA - Roque Cruz - Editora Scipione)

OBJETIVO: Preparar uma mistura e em seguida separar seus componentes.

Materiais:

colher de medida
papel de filtro
cápsula de porcelana
lamparina
béquer
tela metálica
erlenmeyer
bagueta
funil
pisseta
vidro de relógio
micropipeta
pinça de madeira
ímã

Reagentes:

enxofre
limalha de Fe
NaCl

Procedimento:

- No béquer, adicione 1 medida de cada uma das substâncias: limalha de ferro, sal de cozinha e enxofre em pó.
- Misture-as, usando a bagueta.
- Separe os componentes da mistura formada, escolhendo os processos mais econômicos possíveis (lembre-se de que o enxofre é insolúvel em água).

Experimento 3: Cromatografia

(Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA -
Roque Cruz - Editora Scipione)

Objetivo: Realizar a separação de alguns pigmentos que compõem uma determinada tinta.

Materiais:

placa de reações
micropipeta

Reagentes:

álcool
papel de filtro

Procedimento:

- Com uma tesoura, corte uma tira de papel de filtro, de aproximadamente 6mm de largura e 40mm (ou mais) de comprimento.
- Com uma caneta hidrográfica preta, faça uma pequena marca a aproximadamente 12mm de uma das extremidades.
- Em uma célula qualquer, coloque 15 gotas de álcool e, em seguida, a tira de papel com a extremidade mais próxima da marca em contato com o álcool.
- Deixe o sistema em repouso e observe.

1.4. MISTURAS

Temos uma mistura quando duas ou mais substâncias diferentes podem ser reunidas, sem que isso venha alterar as características próprias de cada espécie.

Critérios de classificação:

Quanto ao número de fases - Chamamos de fase toda porção do sistema que possui aspecto uniforme, mesmo examinada no ultramicroscópio e apresenta em sua extensão o valor de qualquer propriedade sempre constante.

Homogênea quando apresenta apenas uma fase, é chamada de solução.

Heterogênea quando apresenta mais de uma fase, esta não precisa ser contínua, podendo estar dividida como pedaços de gelo ou grãos de areia na água.

Quando queremos tratar o assunto misturas com mais rigor, referimo-nos às misturas como dispersões, dividindo-as em 3 classes:

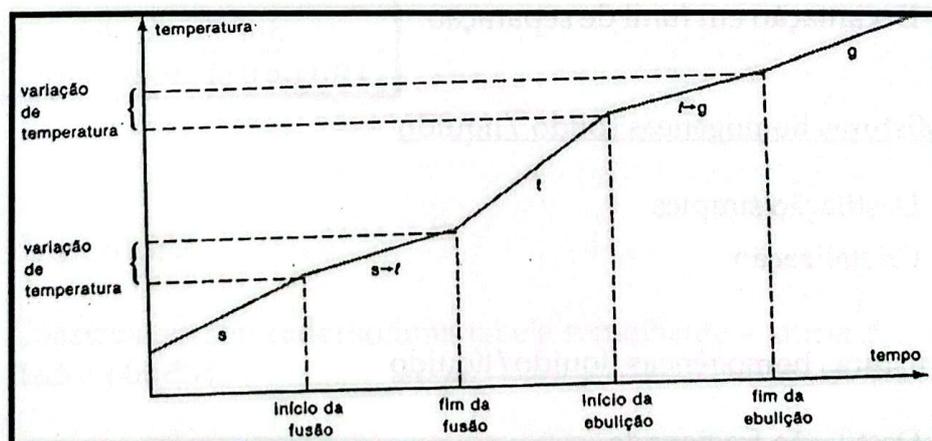
- | | | |
|--------------|---|----------------------------------|
| 1. suspensão | } | dispersão ou mistura heterogênea |
| 2. colóides | | |
| 3. solução | } | dispersão ou mistura homogênea |
| | | |

De modo geral, as substâncias que se encontram em maior quantidade em volume numa dispersão são chamadas de dispersantes e as que aparecem em menor quantidade são chamadas de dispersos.

No caso específico das soluções, é mais comum a seguinte denominação: solvente para a substância que está presente em maior quantidade em volume e soluto para a substância que está presente em menor quantidade.

- *Quanto ao comportamento da mistura homogênea*

Comum - Durante a mudança de fase de agregação apresenta uma faixa de temperatura.



1.4.1. PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÊNEAS E HETEROGÊNEAS

Há vários métodos de purificação de misturas, e a escolha do método vai depender de três fatores:

- a) do tipo de mistura a ser separada;
- b) das condições materiais e econômicas, bem como o tempo gasto na separação;
- c) do conhecimento das propriedades físicas dos componentes da mistura.

Misturas heterogêneas sólido/sólido

Dissolução fracionada

- Flotação
- Ventilação
- Fusão fracionada
- Peneiração
- Levigação
- Catação
- Cristalização
- Separação Magnética

Misturas heterogêneas líquido/sólido

- Filtração
- Decantação
- Centrifugação

Misturas heterogêneas líquido/líquido

- Decantação em funil de separação

Misturas homogêneas sólido /líquido

- Destilação simples
- Cristalização

Misturas homogêneas líquido/líquido

- Destilação fracionada

Sugestões de Atividades Práticas

Experimento 4: Ponto de Ebulição

Objetivo: Diferenciar uma mistura de uma substância pura através do gráfico obtido pela observação de seus pontos de ebulição.

Teoria:

Ponto de ebulição é a temperatura na qual uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso (vapor). Durante uma mudança de estado, a temperatura de uma substância pura permanece constante, enquanto que de uma mistura a ebulição ocorre dentro de uma faixa de temperatura.

Materiais:
suporte universal
tela de amianto
tripé de ferro
bico de Bunsen
balança técnica
béquer de 100 mL
bagueta de vidro
proveta de 100 mL
termômetro de 0 a 110 ^o C

Reagentes:
água destilada
cloreto de sódio (sal grosso)

Procedimento:

Construa em seu caderno uma tabela semelhante à tabela A e anote os dados obtidos.

TABELA A

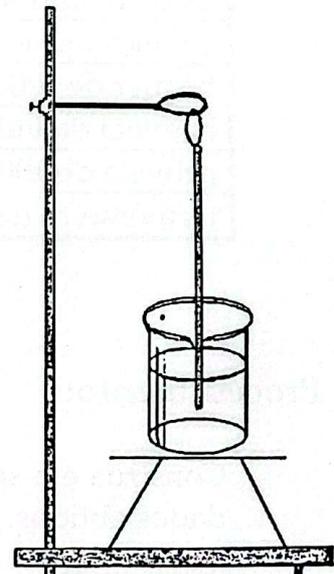
SUBSTÂNCIA PURA		
TEMPO	TEMPERATURA	OBSERVAÇÕES

TABELA B

MISTURA		
TEMPO	TEMPERATURA	OBSERVAÇÕES

Parte A:

- I. Monte a aparelhagem segundo o esquema apresentado na figura.
- II. Colocar 70 mL de água destilada no béquer de 100 mL.
- III. Mergulhar o bulbo do termômetro no líquido, mantendo-o imerso durante o aquecimento.
- IV. Iniciar o aquecimento e anotar a temperatura a intervalos de 1 minuto, até 15 minutos após o início da ebulição.



Parte B:

- I. Colocar 70 mL de água destilada no béquer de 100 mL.
- II. Adicionar, aproximadamente, 15 g de cloreto de sódio (sal de cozinha)
- III. Agitar até completa dissolução do sal.
- IV. Repetir os itens 3 e 4, do procedimento anterior, anotando sempre a temperatura e o tempo.

Lançar os dados obtidos no papel milimetrado e construir os gráficos.

Analisando os gráficos construídos, responda às questões.

1. O que aconteceu com a temperatura da água após o início da ebulição? E com a temperatura da mistura?
2. Analisando o gráfico da água, pode-se afirmar que o ponto de ebulição da água é constante? Qual é o seu valor?
3. E com relação a mistura?

Experimento 5: Densidade dos Sólidos

(Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA - Roque Cruz - Editora Scipione)

Objetivo: Determinar a densidade de alguns materiais sólidos e observar a relação entre esta propriedade e a posição do elemento na tabela periódica, identificando-os.

Materiais:
proveta
pisseta
micropipeta
balança

Reagentes:
cobre
alumínio
estanho

Procedimento:

- Usando a balança, determine a massa dos pedaços dos metais.
- Com o auxílio da pisseta, coloque aproximadamente 3mL de água na proveta (use a micropipeta para "acertar" mais precisamente o volume de 3mL de água)

- Coloque o pedaço de um metal dentro da proveta e anote a variação do volume de água dentro dela (é o volume do pedaço de metal)
- Usando a fórmula, determine a densidade desse metal em gramas/mL.
- Repita a operação para os outros metais e anote os valores encontrados para cada um deles.
- Compare os valores calculados com os valores encontrados na tabela periódica. Identifique o metal e, em cada caso, calcule o erro porcentual em relação ao valor teórico previsto (tabela abaixo).

material	densidade		erro (%)
	teórico	experimental	
Cu	8,96		
Sn	7,30		
Al	2,70		

O erro porcentual (E) pode ser dado por:

$$E = \frac{\text{diferença entre os valores teórico e experimental}}{\text{valor teórico}} \cdot 100\%$$

1.5. TRANSFORMAÇÕES FÍSICAS E QUÍMICAS

As substâncias podem sofrer transformações variadas.

Chamamos transformações físicas àquelas em que a mudança atinge apenas a organização espacial das partículas que constituem a substância. Assim, as mudanças de estado são transformações físicas. Por exemplo, quando a neve derrete, o gelo (água sólida) se transforma em água líquida: as moléculas de água apenas ficam mais distantes entre si. Quando o açúcar se dissolve na água, suas moléculas ficam apenas espalhadas entre as moléculas da água: só altera a organização das partículas.

Nas transformações químicas ocorre mudança mais drástica: muda a estrutura da substância e, portanto, muda o **tipo** de partícula que constitui a substância. Por exemplo, na queima do carvão forma-se dióxido de carbono. As partículas iniciais são átomos de carbono C e moléculas de oxigênio O₂. No final as partículas são moléculas de dióxido de carbono CO₂.

Nem sempre é fácil perceber a ocorrência de uma transformação química, mas às vezes a transformação apresenta algumas modificações que podem ser percebidas pelos nossos sentidos e indicam que houve transformação química. Uma delas é a **mudança na cor**. Exemplo: na queima do açúcar, a cor passa de branca para preta. A **liberação de um gás** também indica ocorrência de transformação química. Quando adicionamos um comprimido efervescente na água, as bolhas formadas contêm um gás produzido durante a transformação. Outra indicação de transformação

química é a **liberação de calor**. Quando queimamos um pedaço de papel ou uma porção de álcool, o calor liberado indica a natureza química da transformação. **Mudanças de cheiro ou sabor** nos materiais também indicam a ocorrência de transformações químicas. Um exemplo disso é o apodrecimento dos alimentos. O cheiro e o sabor de um alimento fresco são bem diferentes daqueles de um alimento estragado.

É importante observar que essas indicações são apenas pistas da ocorrência de transformação química. Para ter certeza de que ocorreu uma transformação química é necessário conhecer outras propriedades, que são características das substâncias de forma a comprovar que os materiais presentes antes da transformação tornaram-se diferentes depois dela.

As propriedades frequentemente usadas para identificar os vários materiais puros são chamadas de **propriedades físicas**: ponto de fusão, ponto de ebulição e densidade.

- o ponto de fusão de cada substância é característico e permanece constante durante todo o tempo que leva para fundir o material.
- o ponto de ebulição da substância também é característico (depende só da pressão externa) e permanece constante enquanto dura a ebulição.

É importante notar que só as substâncias têm PF e PE constantes.

Quando se tem misturas, a temperatura final é diferente da temperatura inicial, tanto para a fusão como para a ebulição. As misturas caracterizam-se por apresentar uma **faixa de temperatura** em que ocorre mudança de estado físico.

Obs.: Existem misturas líquidas chamadas misturas azeotrópicas que apresentam PE constante. Um exemplo é a mistura de álcool comum (etanol) e água, contendo 96 % de etanol e 4 % de água. Essa mistura tem PE constante mas apresenta uma faixa de temperatura durante a fusão.

- A densidade de uma substância é a razão entre a massa e o volume:

$$d = \frac{m}{V}$$

e indica a massa desse material que ocupa um volume unitário.

Exemplo: a densidade do ferro é 7.9 g/cm³. Significa que um volume de ferro com 1 cm³ tem massa 7.9g.

Para as substâncias a densidade é definida e constante. Para as misturas, a densidade depende da composição, isto é, das quantidades das substâncias presentes na mistura. Assim, a mistura com 10 % de etanol e 90 % de água tem densidade 0,982 g/cm³. Já a mistura com 50 % de etanol e 50 % de água tem densidade 0,914 g/cm³.

As ligas metálicas são misturas de metais. Ligas formadas pelos mesmos metais apresentam densidades diferentes, dependendo da % de cada um deles na liga.

A tabela abaixo dá os valores das propriedades físicas de alguns materiais:

Tabela 1.1

substância	PF (°C)	PE a 1 atm (°C)	densidade (g/cm ³)
acetona	- 94,8	56	0,79
água	0	100	1 (a 4°C)
etanol	- 117	78,5	0,789
alumínio	660	2467	2,7
chumbo	327,5	1740	11,3
éter comum	- 116	34,5	0,708
ferro	1535	2885	7,9
hélio	- 272	- 269	0,17
mercúrio	- 39	357	13,6
ouro	1064	2807	19,3
oxigênio	- 218	- 183	0,0014
prata	961	2193	10,5

Questões

1. A acetona, líquido incolor usado como solvente de esmaltes pode ser obtida através de uma transformação química do álcool comum (etanol). Esse álcool também é líquido e incolor. Como se pode ter certeza de que o produto obtido nessa reação é mesmo a acetona?
2. Como é possível diferenciar água pura de água do mar filtrada, sem experimentar o sabor?
3. Um material apresenta ponto de fusão constante e ponto de ebulição constante. O que se pode concluir a respeito dele?
4. Se tivéssemos volumes iguais de ouro, ferro e chumbo, qual apresentaria massa menor? Justifique sua resposta.
5. Ouro puro é conhecido como ouro de 24 quilates. O ouro de 18 quilates é uma mistura que contém ouro, prata e cobre. Como se poderia diferenciá-los?

2. NATUREZA COMO FONTE DE MATERIAIS

A natureza é uma excelente fonte de materiais. Dela são extraídas substâncias que podem ser usadas diretamente ou servir como matéria-prima na produção de novos materiais.

Os processos de extração de materiais da natureza podem ser transformações físicas ou químicas.

A seguir, alguns exemplos:

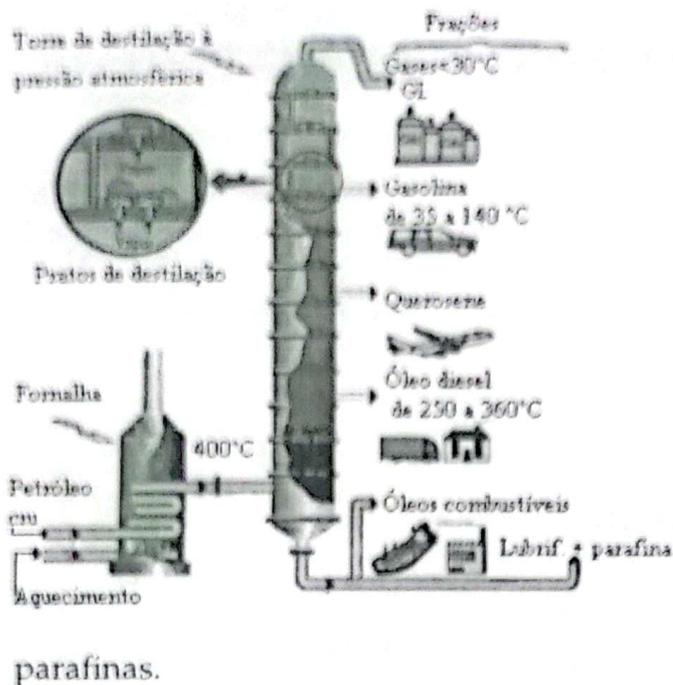
2.1. EXTRAINDO SAL DO MAR

A água do mar é uma mistura contendo sais dissolvidos, entre os quais o cloreto de sódio ou sal de cozinha, usado na alimentação. O processo de extração, chamado cristalização fracionada, consiste em evaporar o líquido (água), provocando a cristalização separada de cada componente sólido da mistura. Esse processo é usado nas salinas, onde a água do mar é represada em tanques rasos e o sal cristalizado é constantemente amontoado. A cristalização fracionada é utilizada quando se quer extrair ou mesmo purificar um sólido dissolvido num líquido.

2.2. EXTRAINDO GASOLINA DO PETRÓLEO

O petróleo, líquido escuro e viscoso, é uma mistura complexa de substâncias chamadas hidrocarbonetos. Alguns combustíveis como gás de cozinha, gasolina, querosene e óleo diesel são constituídos por hidrocarbonetos. O processo de extração consiste no aquecimento da mistura até vaporizar os componentes. Os vapores são resfriados e condensam em diferentes temperaturas, sendo assim separados. O processo é chamado destilação fracionada e está fundamentado nos valores diferentes do ponto de ebulição das substâncias. No caso do petróleo, cada fração obtida consiste numa mistura. Assim, a gasolina é uma mistura, o querosene é também outra mistura, etc.

Para ser submetido à destilação, o petróleo bruto é bombeado, aquecido a cerca de 400 °C e injetado nas colunas de destilação. Estas são torres cilíndricas verticais, de aço inox, altas (30 m) e divididas em planos horizontais (bandejas), que se intercomunicam mediante pequenos tubos protegidos por copos emborcados. A temperatura da coluna varia com a altura, sendo menor no topo.



O esquema ao lado mostra uma torre de destilação de petróleo.

Observam-se as frações e o intervalo de ebulição de cada uma delas.

A fração de ponto de ebulição mais baixo, que constitui o gás liquefeito de petróleo, GLP, é retirada no topo da torre.

O resíduo, retirado na parte inferior, é destilado novamente, desta vez à pressão reduzida, obtendo-se óleos lubrificantes e parafinas.

2.3. EXTRAINDO METAIS DE ROCHAS:

Metais livres são raros na natureza: apenas alguns, como ouro, prata e cobre. A maioria ocorre não misturado, mas sim combinado, principalmente com oxigênio ou enxofre, formando substâncias chamadas genericamente minérios. É necessária uma transformação química para fazer a extração. Às vezes, basta um simples aquecimento do minério com carvão, como no caso do ferro, estanho ou chumbo. Para metais muito reativos (como o alumínio) a transformação química requer aquecimento na presença de corrente elétrica: obtém-se o metal por eletrólise.

2.4. DESTILAÇÃO DA GARAPA PARA OBTENÇÃO DO ÁLCOOL:

A chamada indústria alcooeira surgiu com grande força no Brasil no final da década de 70 como uma das soluções energéticas para a chamada "crise do petróleo" de assolou o mundo. A base de sua instalação está no conceito de energia renovável pois sua matéria-prima é a cana-de-açúcar, planta que possui, como característica principal, a estocagem de sacarose como reserva energética da planta que, após extraída, possibilita sua transformação em álcool utilizando a fermentação por leveduras.

Para aumentar a eficácia de todo o processo, a colheita da cana-de-açúcar deve ser efetuada quando a quantidade de sacarose armazenada pela planta esteja tão alto quando possível o que coincide com o inverno quando a cana-de-açúcar diminui seu crescimento devido à redução das quantidades de luz e água. Neste período as indústrias alcooleiras e açucareiras iniciam sua safra.

O processo de Produção do Álcool segue as seguintes fases:

Alimentação e lavagem de cana:

A cana é transportada por uma mesa com inclinação de 45° onde é bombeada uma grande quantidade de água em contrafluxo arrastando toda a areia.

Preparação da cana:

A cana, cortada em pedaços, é preparada para moagem.

Moagem:

Neste processo será feita a extração do caldo (também conhecido como garapa).

Preparação do caldo:

Esta fase visa a retirada de impurezas como terra, pequenos pedaços de bagaço e outras impurezas sólidas que acompanham o caldo da cana. Para tanto, empregamos o processo de decantação.

Fermentação:

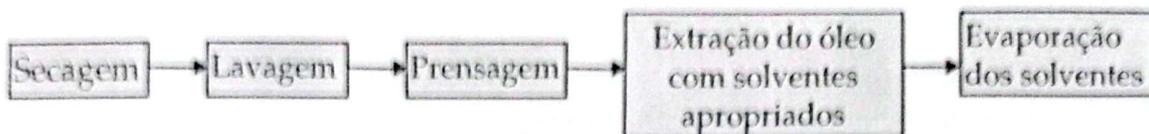
O caldo devidamente tratado seguirá para a fermentação que consiste, basicamente na introdução de leveduras que utilizam a sacarose como alimento e excretam álcool etílico.

Destilação:

O mosto produzido no processo de fermentação e rico em álcool etílico é encaminhado para a destilaria onde o objetivo é a separação do álcool utilizando o menor ponto de ebulição deste em relação à água que é grande parte do componente do mosto. O fornecimento de calor ao mosto faz com que o álcool evapore primeiro sendo enriquecido nas colunas de destilação até que se obtenha, como produto, o álcool etílico com cerca de 96% de pureza em volume. Observamos que álcool etílico puro não é possível obter com este processo devido à formação de uma mistura azeotrópica de álcool etílico e água na proporção de 96 para 4 em volume.

Exercícios

1. Óleo de soja é um dos materiais utilizados em nossa alimentação. Ele é obtido a partir de sementes de soja, através do seguinte processo:



As operações descritas no processo são transformações físicas ou químicas? Por quê?

2. A obtenção da cal (CaO) é feita por aquecimento do calcário (CaCO_3). Além da cal o processo forma também dióxido de carbono (CO_2). O processo envolve transformações físicas ou químicas? Por quê?

3. Através do texto verificou-se que, para se obter o álcool a partir de cana-de-açúcar, são necessárias várias etapas que chamamos de processos. Classificar esses processos em transformações físicas ou químicas.

- a) lavagem da cana _____
- b) moagem _____
- c) decantação do caldo _____
- d) fermentação _____
- e) destilação _____

4. A energia para fazer funcionar uma usina de álcool é toda gerada através de caldeiras que utilizam como combustível o bagaço de cana. Ao queimar o bagaço, a energia liberada aquece a água, que por sua vez entra em ebulição e o vapor resultante gera energia elétrica, através dos turbo-geradores, movimenta as moendas e aquece as colunas de destilação. Das transformações de energias citadas acima quais são físicas e quais são químicas?

5. Baseado em que propriedade da matéria se efetua a separação do álcool hidratado da mistura fermentada?

6. O álcool hidratado é uma mistura de 96% de álcool e 4% de água em volume. É um combustível considerado menos poluidor por causa da sua matéria prima, a cana, que consome o dióxido de carbono, gás responsável pelo efeito estufa. No entanto, ainda não resolveu os problemas de combustível que temos no Brasil. Você poderia citar um motivo de o Próalcohol não ter sido efetivo?

3. COMO OS MATERIAIS SE TRANSFORMAM

3.1. IDENTIFICAÇÃO DAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

Transformações químicas são aquelas onde ocorre a formação de novos materiais. Quando há uma transformação química, os componentes iniciais ou reagentes têm propriedades completamente diferentes dos componentes finais ou produtos. Exemplos comuns de transformações químicas são a combustão, a formação de ferrugem e as fermentações.

A combustão do álcool comum (etanol), por exemplo, é uma transformação química porque, antes da transformação os componentes são o etanol e o oxigênio do ar e após a transformação, os componentes são dióxido de carbono e água. A certeza vem da comparação dos valores de suas propriedades físicas:

	etanol	oxigênio	dióxido de carbono	água
estado físico (25 °C)	líquido	gasoso	gasoso	líquido
cor	incolor	incolor	incolor	incolor
P F (°C)	- 117	- 218	- 178,3	0
P E (°C) 1 atm	78,5	- 183	- 78,5	100
densidade	0,789	0,0014	0,0018	1,0

3.1.1. INVESTIGANDO A COMBUSTÃO

Quando o homem das cavernas aprendeu a produzir fogo, ele estava, sem saber, aprendendo a iniciar uma das mais importantes transformações químicas da natureza. A combustão é um tipo de transformação que liberta calor (exotérmica). A produção de calor por meio da queima da madeira, abriu caminho para que o homem dominasse outras transformações químicas, como o cozimento de carnes e a transformação de rochas e minerais em novos materiais.

Sugestão de Atividades Práticas

Experimento 6: Dois casos de combustão

(Adaptado de Cisco, C. A. M. - Química - S. Paulo, Cortez Editora, 1990)

Objetivo: Investigar a combustão.

Introdução:

A combustão é uma reação química com oxigênio, onde há liberação de luz e calor e formação de substâncias chamadas óxidos. Óxidos são compostos binários de oxigênio. Exemplos: CO_2 , H_2O , CaO , Fe_2O_3 .

Nesta atividade você vai observar a combustão da parafina (que é formada por carbono e hidrogênio) e de um metal (o ferro da palhinha de aço).

Materiais:
1 vela
1 pedaço de palhinha de aço desenrolada
2 cápsulas de porcelana
balança
fósforos

Procedimento:

1. Fixe a vela na cápsula de porcelana e determine a massa do conjunto.
2. Acenda a vela e deixe-a queimar por 5 minutos.
3. Determine novamente a massa do conjunto.
4. Coloque um pedaço de palhinha de aço desenrolada na outra cápsula de porcelana e determine a massa do conjunto.
5. Provoque a queima da palhinha de aço e meça novamente a massa do conjunto.

Questões

1. Como se explica o aumento de massa observado no caso da queima da palhinha?
2. Como se explica a diminuição de massa observada no caso da queima da parafina?
3. Se você queimar uma folha de papel em recipiente aberto, espera que haverá aumento ou diminuição da massa? Por quê?
4. Se você queimar uma fita de magnésio, espera que haverá aumento ou diminuição da massa? Por quê?

3.1.2. INVESTIGANDO A FORMAÇÃO DA FERRUGEM

O ferro, exposto ao ambiente, logo enferruja. A ferrugem é o resultado da reação química do ferro com a água e o oxigênio do ar. Grandes quantidades de ferro são perdidas anualmente por causa da corrosão.

Para proteger um metal existem várias técnicas: cobri-lo com óleo, graxa ou tinta, ou conectar o metal que se quer proteger com outro metal mais reativo pois os metais apresentam diferenças quanto à reatividade química.

Sugestão de Atividades Práticas

Experimento 7: Investigando a formação da ferrugem
(Adaptado de Ciscato, C. A. M. - Química - S.Paulo, Cortez Editora, 1990)

Objetivo: Investigar a oxidação do ferro e verificar maneiras de retardá-la.

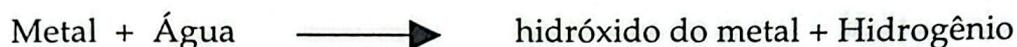
Materiais:
Pedaços de metais como ferro (pode ser um prego), zinco, magnésio e cobre
Palhinha de aço ou lixa
Gelatina incolor e sem sabor
Fenolftaleína
Ferricianeto de potássio $K_3 Fe(CN)_6$
placas de Petri

Procedimento:

Parte A:

1. Lixe bem os pedaços de metal com palhinha de aço ou lixa.
2. Coloque cada pedaço de metal numa placa de Petri (ou outro recipiente raso e transparente).
3. Dissolva 4 g de gelatina em pó incolor sem sabor em 100 mL de água quente e acrescente 5 gotas de solução de fenolftaleína. (a fenolftaleína, incolor, passará a uma coloração rosa quando a água reagir com os metais).
4. Jogue a mistura sobre as peças metálicas e deixe pelo menos 2 dias para que a reação possa ser detectada.

Obs.: A reação entre um metal e água pode ser representada assim:



Neste experimento, as bolhas de gás hidrogênio poderão ficar presas na gelatina e assim serão percebidas.

O hidróxido do metal libera íons OH^- que tornam vermelha a fenolftaleína.

Questões

1. Que metais sofreram reação ?
2. Que metais permaneceram sem corrosão ?
3. Que metal ficou mais corroído ?
4. Qual o metal mais reativo entre os que você usou ?
5. Qual , entre os metais que você usou, parece ser o metal menos reativo ?

Procedimento:

Parte B:

Nesta parte do experimento, vamos proteger pregos de ferro conectando-os com magnésio (ou zinco) e cobre.

1. Limpe 3 pregos de ferro com lixa ou palhinha de aço.
2. Limpe também os pedaços dos outros metais.
3. Enrole um pedaço de fio de cobre num dos pregos, um pedaço de zinco (ou magnésio) no outro prego e deixe o terceiro prego desprotegido.
4. Coloque os 3 pregos na mesma placa de Petri, separados um do outro por uma distância de 3 cm, no mínimo.
5. Dissolva 4 g de gelatina incolor e sem sabor em 100 mL de água quente, acrescente pequena quantidade (ponta de espátula) de ferricianeto de potássio e agite para dissolver.
6. Cubra os pregos com a gelatina e deixe de 3 a 4 dias.
7. Passado esse tempo, compare a corrosão ocorrida no prego desprotegido com a ocorrida nos outros pregos.

Obs.: Quando ocorre a corrosão do ferro, formam-se íons Fe^{3+} que reagem com o ferricianeto de potássio, formando uma substância azul escuro (ferricianeto férrico).

3.1.3. INVESTIGANDO A FERMENTAÇÃO:

Os processos de fermentação são reações químicas que necessitam de enzimas produzidos por microrganismos.

A fermentação alcoólica, por exemplo, que produz álcool comum a partir de açúcares (caldo de cana), necessita do enzima zymase, produzido por um fungo chamado *Saccharomyces cerevisiae* (conhecido como fermento de pão).

Os microrganismos executam a reação como fonte de energia para sobreviver:



Durante o processo, o caldo esquenta devido à energia liberada e são desprendidas bolhas de CO_2 produzido.

A fermentação alcoólica pode partir de amido (de batata, cereais, milho, arroz). Aí o enzima maltase transforma amido em açúcar e depois o enzima zymase transforma açúcar em álcool.

A fermentação acética transforma vinho (álcool) em vinagre (ácido acético). O microrganismo é o acetobacter.

A fermentação láctica produz iogurte a partir do leite.

Processos chamados vulgarmente "putrefações" são reações complexas e indesejáveis, mas também são fermentações.

Sugestão de Atividades Práticas

Experimento 8: Fermentação

(Extraído de Cruz, R. - Experimentos de Química em Microescala, S.Paulo, Editora Scipione, 1995.

Objetivo: Estudar o processo de fermentação alcoólica.

Introdução:

No caldo de cana encontra-se a sacarose, que se decompõe formando açúcares mais simples, a glicose e a frutose.

A glicose, na presença do enzima zymase sofre reação de fermentação formando álcool comum (etanol) e gás carbônico (dióxido de carbono).

O dióxido de carbono pode ser identificado facilmente porque reage com a água de cal (solução saturada de Ca(OH)_2 , formando uma substância branca insolúvel, o carbonato de cálcio.

Materiais:
erlenmeyer
tubo de ensaio
tubo de látex
tubo de vidro dobrado em L
rolha com furo central onde se encaixe o tubo em L
água de cal
fermento biológico (fermento de pão)
caldo de cana
frasco de plástico
bagueta
estante para tubos de ensaio
vidro de relógio

Procedimento:

1. Coloque 5 mL de água de cal num tubo de ensaio.
2. Coloque 25 mL de caldo de cana no erlenmeyer.
3. No frasco de plástico, coloque 3 medidas de fermento e 10 gotas de água. Triture com a bagueta até formar uma pasta.

4. Coloque essa pasta no erlenmeyer e tampe-o com a rolha contendo o tubo de vidro em L.
5. Encaixe o tubo de látex na outra extremidade do tubo em L.
6. Faça com que o tubo de látex fique imerso na solução de água de cal que está no tubo de ensaio e deixe o sistema em repouso por dois ou mais dias.
7. Observe o que aconteceu com a água de cal do tubo de ensaio e explique.
8. Retire pequena porção do conteúdo do erlenmeyer e coloque no vidro de relógio para examinar melhor: verifique se consegue perceber a presença de etanol (álcool, comum).

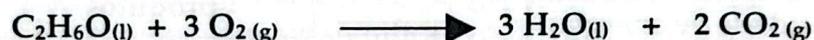
3.2. REAÇÕES EXOTÉRMICA E ENDOTÉRMICA

Na combustão do álcool comum as substâncias etanol $C_2H_6O_{(l)}$ e o gás $O_2_{(g)}$ – os **reagentes** – reagem formando novas substâncias: água $H_2O_{(l)}$ e gás carbônico $CO_2_{(g)}$ consideradas os **produtos**.

Temos:

etanol e gás oxigênio \longrightarrow água e gás carbônico

O químico, na sua notação especial, representa assim:



Observe que os mesmos símbolos que compõem as fórmulas químicas nos reagentes aparecem nos produtos, embora em arranjos diferentes.

É simples. A soma da energia química do etanol com a do gás oxigênio é maior que a soma da energia química da água com a do gás carbônico. O excesso de energia é libertado para o ambiente em forma de luz e calor. Então, a energia química, que fica armazenada nas substâncias, pode ser transformada em outras formas de energia, como por exemplo luz e calor.

Quando uma reação liberta calor ela é chamada **exotérmica** (**ex** = para fora).

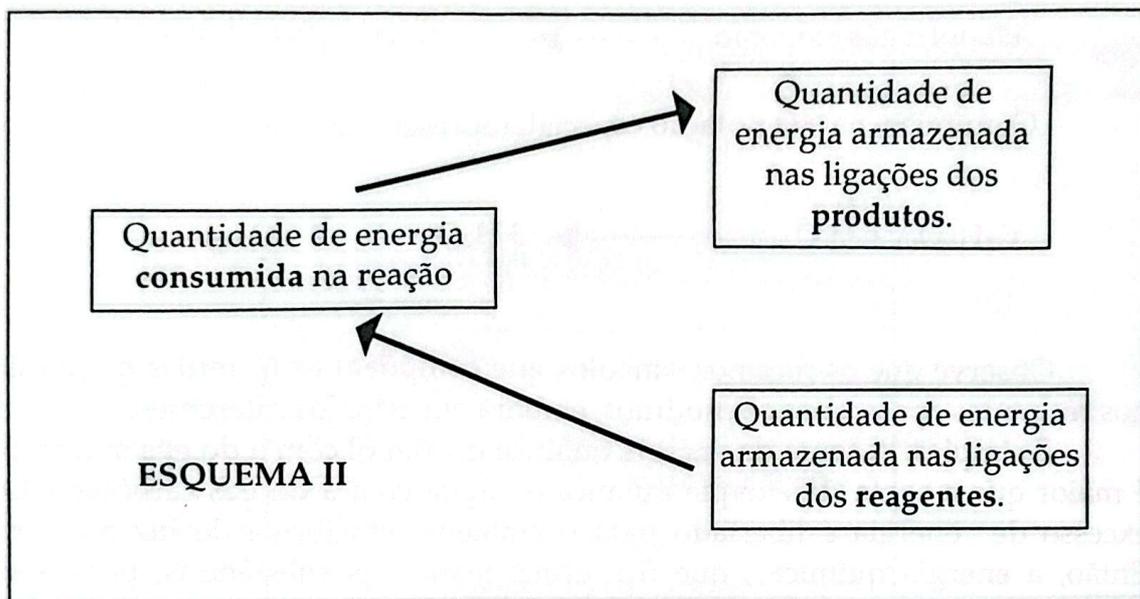
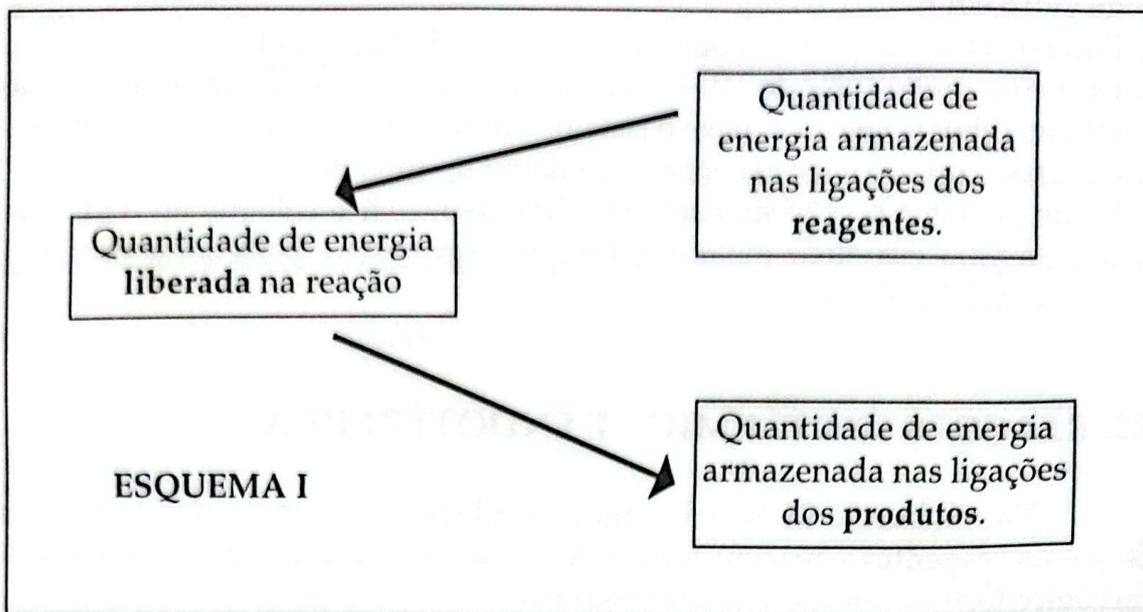
Nesse caso, a energia química contida nos reagentes (substâncias antes da reação) é maior que a energia química contida nos produtos (substâncias depois da reação). A diferença energética é libertada para o ambiente na forma de calor e/ou luz.

Quando uma reação consome calor ela é chamada **endotérmica** (**endo** = para dentro).

Nesse caso, a energia química contida nos produtos é maior que aquela contida nos reagentes. A diferença energética é absorvida do ambiente na forma de calor, luz, eletricidade, etc.

A combustão (queima) é uma reação exotérmica. O cozimento de um alimento e a fotossíntese são exemplos de reações endotérmicas.

Esquematisando temos:



Exercícios

1. De onde vem a energia liberada na combustão da madeira?
2. Preencha a lacuna da seguinte frase : "Uma reação adequada à produção de energia é aquela em que a quantidade de energia armazenada nas ligações químicas dos produtos é (maior, menor) do que a armazenada nas ligações químicas dos reagentes. "
3. A fabricação do pão é um processo exo ou endotérmico? Por quê?
4. Em qual dos esquemas acima (esquema I ou esquema II) se encaixa o processo de fabricação do pão? E o processo de queima do papel?

3.3. COMBUSTÃO E COMBUSTÍVEIS:

Reações de combustão são reações químicas que têm como reagentes o gás oxigênio e materiais chamados **combustíveis**.

Atritando dois pedaços de madeira, o homem primitivo aprendeu a liberar a energia contida na matéria e utilizá-la como fonte de calor. Quando você acende o gás de seu fogão, seu procedimento é semelhante ao do homem primitivo, pois você está procurando libertar a energia armazenada no combustível e o seu interesse reside nesta energia que se libertará através da combustão e não propriamente nos produtos que dela resultarão.

No decorrer dos séculos, o homem observou que uma forma de energia pode se transformar em outra e, assim, ele aprendeu a usar a energia da combustão não só para aquecimento, mas também para realizar trabalho mecânico, como se faz nas máquinas a vapor, onde o calor da combustão é usado para transformar água em vapor, e o vapor produzido, por sua vez, usado na movimentação do pistão das mesmas. Desse modo, vem o homem procurando novas fontes de energia e outras maneiras de aproveitá-la, tendo caminhado desde a descoberta do fogo até a energia contida no núcleo atômico.

Na tabela I você tem uma relação dos combustíveis mais comuns. Saiba que eles são formados por misturas complexas de várias substâncias. O gás de cozinha, por exemplo, é uma mistura cujos dois componentes principais são o gás propano $C_3H_8(g)$ e gás butano $C_4H_{10}(g)$. A tabela abaixo considera o componente mais significativo de cada combustível.

TABELA I		
Combustível	Componente Significativo	Fórmula Química
carvão	carbono	C
gás de cozinha	propano/ butano	C_3H_8 / C_4H_{10}
gasolina	octano	$C_8H_{18(1)}$
querosene	dodecano	$C_{12}H_{26(1)}$
óleo diesel	pentadecano	$C_{15}H_{32(1)}$
madeira	celulose	$C_6H_{10}O_{5(s)}$
vela	parafina	$C_{25}H_{52(s)}$

Maldanes O. A. e Predade, M. C. T., Revista Química Nova na Escola, n.º 1, maio/95, pág. 18

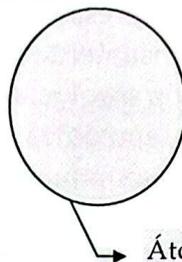
Note que nas fórmulas químicas dos componentes dos combustíveis mais comuns sempre aparecem carbono C e hidrogênio H. O gás oxigênio, em sua reação com os combustíveis, possibilita a formação de substâncias água H_2O e gás carbônico CO_2 desde que haja gás oxigênio suficiente, ou seja, desde que as combustões sejam completas.

EXERCÍCIO: Tomando como exemplo a equação química para a combustão do etanol, e sem se preocupar com quantidades de substâncias formadas, escreva equações químicas para as reações de combustão do querosene (dodecano), da madeira (celulose) e da gasolina (octano).

4. ESTRUTURA DA MATÉRIA

4.1. A EVOLUÇÃO DO MODELO ATÔMICO

A primeira idéia de átomo surgiu há 2 400 anos (século IV a . C.) com o filósofo grego Demócrito, que o definiu como sendo a menor partícula indivisível da matéria. Essa idéia só foi retomada em 1803, pelo inglês John Dalton, que, para explicar dados experimentais conhecidos na época (numa entre transformação química a massa se conserva e há uma proporção constante as massas os reagentes e produtos), supôs que o átomo era uma esfera indivisível, maciça, homogênea de massa e volume que variavam de acordo com o elemento químico.

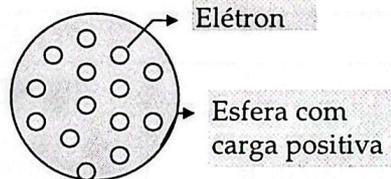


Átomo maciço de Dalton

No entanto, essa idéia de átomo não conseguiu explicar fenômenos elétricos que ocorrem com a matéria. Exemplo: atritando um bastão de vidro num pedaço de lã e aproximando-o de pedaços pequenos de papel, estes são atraídos pelo bastão.

O estudo de descargas elétricas em gases, feito nas três últimas décadas do século XIX levou à conclusão de que partículas elétricas fazem parte do átomo.

Em 1897, o inglês J.J.Thomson descobriu uma das partículas que constituem o átomo: o elétron, com carga negativa. Thomson propôs que o átomo seria formado por uma esfera de carga elétrica positiva, possuindo, em sua superfície,



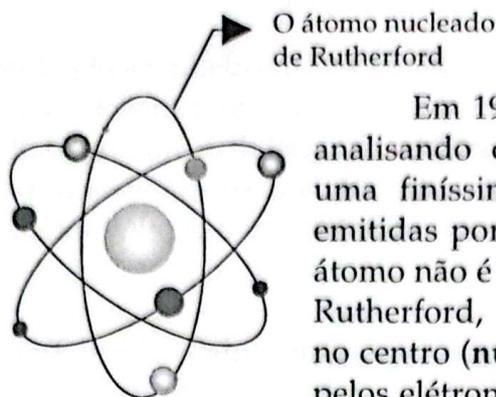
Elétron

Esfera com carga positiva

O átomo imaginado por Thomson

elétrons incrustados. Assim, a carga elétrica total de um átomo seria nula, pois a carga negativa dos elétrons compensaria a carga positiva da esfera que os contém. Pensando numa analogia que ocorre quando passas são adicionadas a um pudim, esse modelo é conhecido como "modelo do pudim de passas".

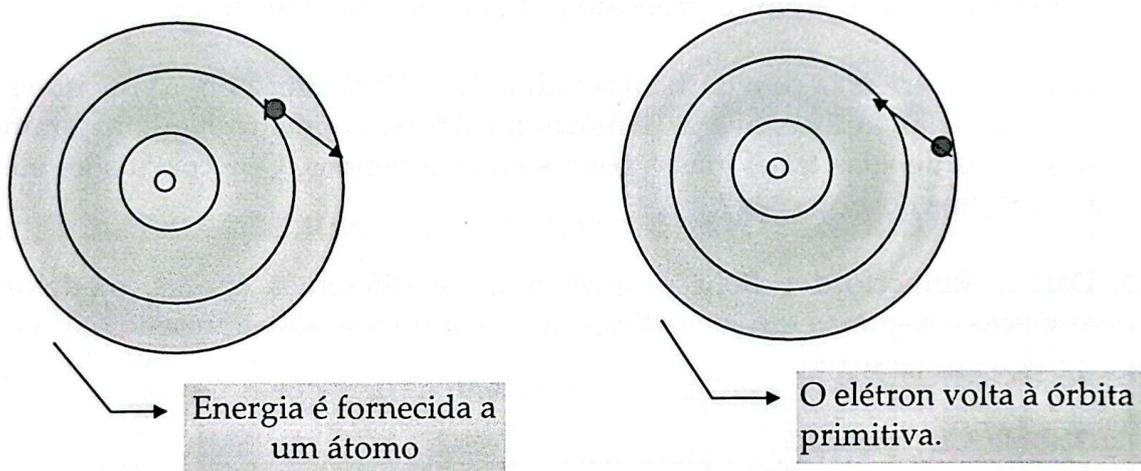
Ainda no final do século XIX foi descoberta a segunda partícula subatômica, 1836 vezes mais pesada que o elétron e com carga elétrica igual à dele, só que positiva. A essa partícula foi dado o nome de próton. O modelo atômico proposto por Thomson era incompleto porque não levava em conta a existência do próton.



Em 1911 o neozelandês Ernest Rutherford, analisando dados obtidos quando bombardeou uma finíssima lâmina de ouro com partículas emitidas por material radioativo, concluiu que o átomo não é compacto: é quase vazio. Na idéia de Rutherford, a massa do átomo está concentrada no centro (**núcleo**) de uma esfera ampla, ocupada pelos elétrons (eletrosfera). O diâmetro do núcleo é cerca de 10 mil vezes menor que o da eletrosfera e entre eles existe espaço vazio. O modelo proposto por Rutherford imagina um átomo como sendo semelhante ao Sistema Solar, onde os prótons ocupariam o núcleo e os elétrons ficariam movimentando-se ao redor dele, em órbitas circulares.

Quando os átomos de um determinado elemento se aquecem a uma certa temperatura, emitem luz. Essas luzes têm determinadas cores, características de cada elemento. Isso era empregado nos fogos de artifício dos chineses, há séculos.

Para explicar esse fenômeno, o dinamarquês Niels Bohr, em 1913, propôs



que o elétron gira ao redor do núcleo em órbitas caracterizadas por uma determinada energia (energia quantizada). Quando um elétron permanece em movimento numa órbita, não emite nem absorve energia; mas quando se fornece energia a um elétron, ele salta de sua órbita para outra mais externa (mais energética). O elétron, que passou para um estado "excitado", tende a voltar à sua órbita primitiva (mais estável) e, para tanto, deverá emitir a energia "extra" que possui na forma de luz de uma certa cor. Isso é aplicado em lâmpadas contendo gases rarefeitos, excitados pela eletricidade, como as lâmpadas de vapor de mercúrio, de sódio, de neônio, de halogênios, etc.

A pesquisa de dispositivos especiais para excitação dos elétrons em cristais ou gases levou à produção do laser (light amplification by stimulated

emission of radiation), ou seja, amplificação da luz por emissão estimulada de radiação.

No laser, um certo número de elétrons é estimulado a subir para uma órbita superior; quando retornam, eles emitem luz numa mesma frequência, que é seguidamente refletida nos espelhos de cristal do aparelho. Isso faz crescer a intensidade e a energia da luz, que não se dispersa e pode ser direcionada com precisão na forma de feixes finíssimos e de alta potência.

Leitura recomendada: Artigo "O Átomo e a tecnologia"- Mário Tolentino e Romeu C.Rocha Filho - Revista Química Nova na Escola, nº 03, maio de 1996.

Questões

1. Qual era a idéia que Dalton fazia sobre o átomo ?
2. O que o modelo atômico proposto por Dalton não conseguia explicar ?
3. Qual foi a contribuição dada por Thomson sobre a constituição do átomo ?
4. Por que o modelo atômico proposto por Thomson foi rejeitado ?
5. Em sua experiência com partículas radioativas, Rutherford observou que a maioria delas atravessava as lâminas metálicas, enquanto algumas eram desviadas de suas trajetórias e poucas eram refletidas. Que conclusões ele tirou dessas observações ?
6. Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, em diferentes épocas, modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas no quadro que se segue:

Tabela 4.1.

MODELO	CARACTERÍSTICAS
I	Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas .
II	Átomos maciços e indivisíveis.
III	Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas de energia quantizada.

Faça uma associação entre o modelo atômico e o cientista que o propôs.

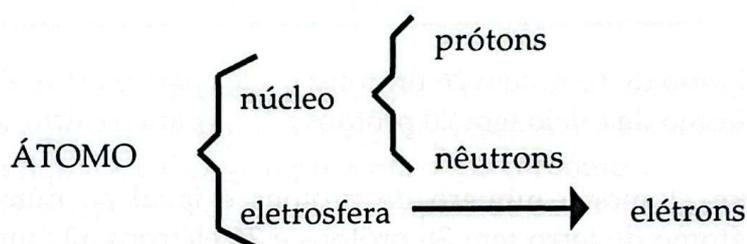
7. Em qual modelo atômico baseia-se a tecnologia que permite construir:
 - a) fogos de artifício?
 - b) lâmpadas de vapor de sódio?
 - c) laser?

4.2. A TERRA É UM CONJUNTO DE ÁTOMO

Qualquer animal, vegetal ou mineral é um conjunto de átomos. Você é um conjunto de átomos. Todos esses átomos, constituintes de tão grande diversidade de materiais, são formados pelos mesmos tipos de partículas: prótons, elétrons e nêutrons.

No núcleo existem prótons e nêutrons. Prótons são partículas dotadas de massa e carga elétrica positiva e unitária. Nêutrons são partículas com aproximadamente a mesma massa dos prótons, mas **sem carga elétrica**.

Na eletrosfera deslocam-se os elétrons, partículas de carga elétrica negativa e unitária e massa desprezível (1840 vezes menor que a do próton).



Conseqüentemente, a massa do átomo está praticamente toda concentrada no núcleo, porque nele se localizam os prótons e os nêutrons.

4.2.1. DADOS SOBRE AS PARTÍCULAS CONSTITUINTES DO ÁTOMO

Tabela 4.2

Partícula	Massa (g)	Massa Relativa	Carga (Coulomb)	Carga Relativa
próton	$1,67 \times 10^{-24}$	1	$1,60 \times 10^{-19}$	+1
nêutron	$1,67 \times 10^{-24}$	1	zero	zero
elétron	$9,10 \times 10^{-28}$	$\frac{1}{1840}$	$1,60 \times 10^{-19}$	-1

O núcleo do átomo é central, pequeno, denso e tem carga elétrica positiva (devida aos prótons). A eletrosfera, região que cerca o núcleo, é difusa, tem carga elétrica negativa (devida aos elétrons) e é formada por **camadas ou níveis de energia**. Cada elétron de um átomo possui energia diferente e sua localização na eletrosfera depende dessa energia.

4.3. EM QUE DIFEREM OS ÁTOMOS

Os átomos diferem uns dos outros pelo número de prótons, elétrons e nêutrons que entram em sua formação.

O número de prótons é a característica mais importante de um átomo: ele é chamado **número atômico**.

Número atômico (Z) é o número de prótons de um átomo.

O átomo de ferro tem 26 prótons: para o ferro, $Z = 26$.

O átomo de cálcio tem 20 prótons : para o cálcio, $Z = 20$.

Num átomo, o número de prótons é igual ao número de elétrons. Assim, o átomo de ferro tem 26 prótons e 26 elétrons. O átomo de cálcio tem 20 prótons e 20 elétrons.

Quando um conjunto de átomos apresenta o mesmo número atômico, dizemos que eles formam um **elemento químico**.

Elemento químico é o conjunto de átomos com o mesmo número atômico (Z).

Os átomos de um elemento químico possuem as mesmas propriedades químicas.

Até hoje são conhecidos 109 elementos químicos, sendo 90 naturais e 19 artificiais.

Os elementos podem se combinar para formar as substâncias. Embora se conheçam apenas 109 elementos, há milhões de substâncias na natureza.

Para simplificar a representação de um elemento químico, ou de seu átomo, adotamos um **símbolo**, tirado do nome do elemento em latim ou grego. A letra inicial do símbolo é sempre **maiúscula e de forma**. A segunda letra, se houver, é sempre minúscula.

Exemplos:

Tabela 4.3.

Elementos Químicos	Símbolos	Elementos Químicos	Símbolos
alumínio	Al	ferro	Fe
antimônio (stibium)	Sb	fósforo (phosphorus)	P
argônio	Ar	níquel	Ni
cálcio	Ca	magnésio	Mg
carbono	C	mercúrio (hydragyrum)	Hg
césio	Cs	hélio	He
chumbo (plumbum)	Pb	nitrogênio	N
cobre (cuprum)	Cu	potássio (kalium)	K
enxofre (sulfur)	S	prata (argentum)	Ag
estanho (stannum)	Sn	sódio (natrium)	Na
flúor	F	manganês	Mn

As substâncias são representadas por fórmulas. Assim, $C_2H_6O_{(l)}$ representa o etanol no estado líquido, $O_{2(g)}$ representa o gás oxigênio, $H_2O_{(l)}$ representa a água líquida, e $CO_{2(g)}$ representa o gás carbônico.

Observe, na tabela abaixo, alguns exemplos de ocorrências naturais dos principais elementos químicos, com porcentagens em massa:

Tabela 4.4.

crosta terrestre	hidrosfera	atmosfera	Terra (planeta)	meteoritos	corpo humano
O: 50	O: 85	N: 75	Fe: 40	Fe: 40	O: 65
Si: 25	H: 10	O: 23	O: 25	O: 10	C: 18
Al: 7,5	Cl: 2	Ar: 1,5	Si: 15	Ni: 7	H: 10
Fe: 4,5	Na: 1	H: 0,02	Mg: 8	Mg: 4	N: 3
Ca: 3,5	Mg: 0,1	C: 0,001	Ni: 4	Si: 3	P: 1
Na: 2,6			Ca: 2,5	S: 2,5	
K: 2,4			Al: 2		
Mg: 2			S: 0,5		

Nehmi V - Química, Volume 1. Ed. Ática, 1993 pág. 15

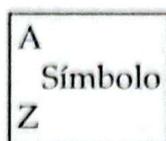
Outra característica importante de um átomo é o seu **número de massa**.

Número de massa (A) é a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (N) presentes no núcleo de um átomo.

O número de massa pode ser expresso matematicamente da seguinte maneira:

$$A = Z + N$$

Ao representar um átomo, os químicos convencionam escrever seu número atômico na parte inferior esquerda do símbolo, e o número de massa na parte superior esquerda:

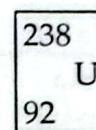
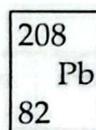
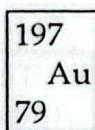
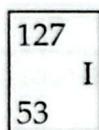
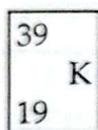


Assim,

35	Cl
17	

representa um átomo do elemento químico cloro, com número de massa 35 e número atômico 17, ou seja, um átomo com 17 prótons, 17 elétrons e 18 nêutrons.

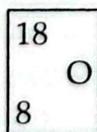
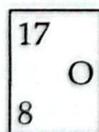
De maneira semelhante, podemos representar :



4.4. ISÓTOPOS: (do grego **iso** = mesmo e **topos** = lugar, significa mesmo lugar na tabela periódica).

Já vimos que o número atômico (Z) caracteriza o elemento químico. Assim, átomos de mesmo número atômico são átomos de um mesmo elemento químico. Porém, a maioria dos elementos químicos é formada por átomos de diferentes números de massa.

Assim,



são átomos do mesmo elemento químico oxigênio (Z=8), mas que possuem números de massa 16, 17 ou 18. Eles são **isótopos** entre si.

Isótopos são átomos que possuem o mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa.

Note que a diferença entre átomos isótopos está no núcleo (o número de nêutrons é diferente). Como a constituição da eletrosfera é a mesma (o número de elétrons é o mesmo), os isótopos possuem as mesmas propriedades químicas.

Alguns exemplos de isótopos:

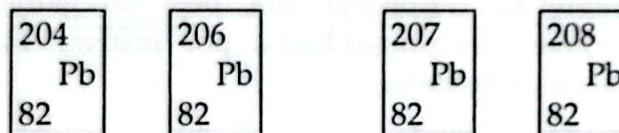
Isótopos do potássio



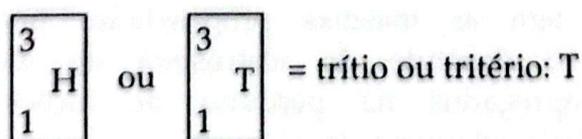
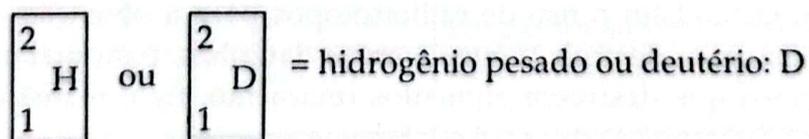
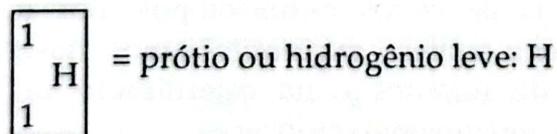
Isótopos do urânio



Isótopos do chumbo

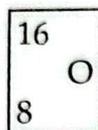


Isótopos pertencem sempre ao mesmo elemento químico pois possuem o mesmo Z. São, portanto, representados pelo mesmo símbolo. O único caso em que os isótopos possuem nomes e símbolos diferentes é com o elemento hidrogênio:

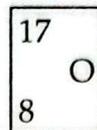


Quando se referem aos isótopos, os químicos citam o seu número de massa.

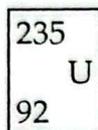
Exemplos:



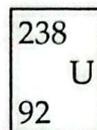
= oxigênio - 16



= oxigênio - 17



= urânio - 235



= urânio - 238

Os isótopos que têm importância prática são os **radioisótopos**.

Os **radioisótopos** são produzidos artificialmente e são isótopos radioativos, isto é, possuem núcleos instáveis, que se desintegram espontaneamente, emitindo radiações alfa, beta ou gama; tais radiações podem ser identificadas e acompanhadas por instrumentos tais como o contador Geiger e os cintiloscópios.

Assim, alguns radioisótopos podem ser empregados para analisar processos químicos complexos, tais como o crescimento de plantas e animais, para determinar a idade de materiais fósseis, para diagnosticar ou tratar algumas doenças, para controlar a qualidade de chapas metálicas, para detectar vazamento em tubulações, para medir a altura do nível de líquidos em caldeiras ou a espessura de folhas de papel, etc.

As emissões radioativas de certos radioisótopos, por outro lado, destroem células cancerígenas e também microorganismos. Assim, eles são empregados no tratamento de tumores e na esterilização de materiais hospitalares (seringas, gases) e instrumentos cirúrgicos.

É comum também o uso de radioisótopos para a obtenção de cereais mais resistentes, para destruir insetos e ervas daninhas, para matar fungos e microorganismos que destroem alimentos (macarrão, figo, mamão, manga), para impedir o brotamento de cebolas e batatas, etc.

Como os isótopos têm as mesmas propriedades químicas (o comportamento químico só depende da eletrosfera do átomo), os radioisótopos são muito empregados na pesquisa de reações químicas (como elas ocorrem, que fatores externos nelas influem, etc.).

Como você pode perceber, os radioisótopos são largamente empregados no dia-a-dia da medicina, agricultura, indústria, pesquisa, etc.

ALGUNS RADIOISÓTOPOS E SUAS APLICAÇÕES

Tabela 4.5.

Radioisótopo	Radiação emitida	Principais aplicações
carbono - 14	beta	datação de fósseis; ação de detergentes; metalurgia do ferro; pesquisas sobre a química do carbono
sódio - 24	beta e gama	estudo do metabolismo dos fosfatos; diagnóstico de obstruções no sistema circulatório
fósforo - 32	beta	estudo da ação de fertilizantes; diagnóstico de câncer de pele; pesquisas sobre a química do fósforo
ferro - 59	beta e gama	estudo da formação e duração de hemácias; metalurgia do ferro; ligas, corrosões, desgastes
cobalto - 60	beta e gama	tratamento externo do câncer; radioterapia; controle de rachaduras em chapas metálicas; medidas de espessura de chapas metálicas; medidas de nível de líquido em caldeiras; esterilização do material cirúrgico; esterilização de alimentos
tecnécio - 99	beta e gama	imagem do cérebro, tireóide, fígado, rins, pulmões, medula óssea
iodo - 131	beta e gama	deteção da disfunção da tireóide; tratamento do câncer de tireóide
césio - 137	beta e gama	esterilização de frutas; tratamento externo do câncer; radioterapia; radiometalografia
tálio - 204	beta	medidas de espessura de papel e de chapas metálicas muito finas.
amerício - 241	alfa	detectores de fumaça (alarmes contra incêndio)

Reis, Marta. Química - Físico Química. Ed. FTD, 1992. pág. 284

4.5. ÍONS

Em qualquer átomo o número de prótons é igual ao número de elétrons.

Quando, por algum motivo, houver variação do número de elétrons, teremos um desequilíbrio de cargas, porque o número de prótons não será mais igual ao número de elétrons. O sistema ficará eletricamente carregado, caracterizando o íon.

Íon é qualquer espécie química em que o número de prótons é diferente do número de elétrons .

A palavra íon é grega e significa "viajante". O nome é perfeitamente adequado, porque, quando um íon é colocado sob a ação de um campo elétrico, ele "viaja" para o pólo de carga oposta.

Como os elétrons constituem a parte externa do átomo (eletrosfera), só haverá formação do íon quando houver variação do número de elétrons. Em outras palavras, só haverá formação de íons quando houver perda ou ganho de elétrons.

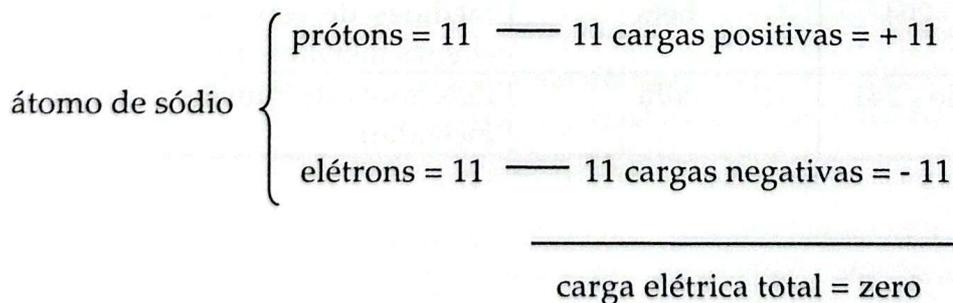
O termo **ionizar** significa "formar íons", o que ocorre quando se retira ou se fornece elétrons a um átomo.

Vamos considerar cada possibilidade:

a) **o átomo perde elétrons:** nesse caso o número de prótons (cargas positivas) ficará maior que o número de elétrons (cargas negativas). Haverá excesso de cargas positivas, formando o íon positivo.

O ÍON positivo se chama cátion.

Exemplo de formação de cátion:



O átomo de sódio, como apresenta uma carga elétrica total igual a zero pode ser representado por Na.

Quando o átomo de sódio perde um elétron, origina:

$$\begin{array}{l}
 \text{cátion sódio} \left\{ \begin{array}{l}
 \text{prótons} = 11 \text{ — } 11 \text{ cargas positivas} = + 11 \\
 \text{elétrons} = 10 \text{ — } 10 \text{ cargas negativas} = - 10 \\
 \hline
 \text{carga elétrica total} = + 1
 \end{array} \right.
 \end{array}$$

Essa carga positiva, referente à perda de um elétron, pode ser representada pelo sinal 1+ ou simplesmente + colocado no lado direito superior do símbolo:



Outro exemplo:

átomo: alumínio Al (Z=13)

cátion Al^{3+} ou Al^{+++}

b) o átomo ganha elétrons: agora o número de prótons ficará menor que o número de elétrons. Há excesso de cargas negativas, formando o íon negativo.

O ÍON negativo se chama ânion.

Exemplo de formação de ânion:

$$\begin{array}{l}
 \text{átomo de flúor} \left\{ \begin{array}{l}
 \text{prótons} = 9 \text{ — } 9 \text{ cargas positivas} = + 9 \\
 \text{elétrons} = 9 \text{ — } 9 \text{ cargas negativas} = - 9 \\
 \hline
 \text{carga elétrica total} = \text{zero}
 \end{array} \right.
 \end{array}$$

O átomo de flúor pode ser representado por F.
Quando o átomo de flúor ganha um elétron, origina:

$$\begin{array}{l} \text{ânion de flúor} \\ \left\{ \begin{array}{l} \text{prótons} = 9 \quad \rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = + 9 \\ \text{elétrons} = 10 \quad \rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = - 10 \end{array} \right. \end{array}$$

carga elétrica total = -1

Essa carga negativa, referente ao ganho de um elétron, pode ser representada pelo sinal 1- ou simplesmente (-) colocado no lado direito superior do símbolo:



Outro exemplo:

átomo de oxigênio O (Z=8); ânion de oxigênio O^{2-} ou $\text{O}^{=}$

5. ELEMENTOS QUÍMICOS, SUAS PROPRIEDADES E APLICAÇÕES

Introdução

Até o final do século XVIII conheciam-se cerca de trinta elementos. No século XIX, paralelamente ao desenvolvimento industrial, o ritmo de descobertas acentuou-se, chegando a triplicar o número de elementos conhecidos.

Foi nessa época que surgiu a preocupação com o estudo racional e a sistematização dos elementos. Procurou-se reunir em grupos os elementos que apresentassem mais semelhanças entre si. Com isso estudar-se-iam alguns grupos em vez de dezenas de elementos.

A classificação atual foi idealizada pelo russo Mendeleev em 1869, quando classificou os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas, e é a mais importante "ferramenta" para o estudo da Química.

O critério, hoje utilizado, é reunir os elementos em ordem crescente de seus números atômicos, colocando na mesma vertical elementos com semelhanças entre propriedades físicas e químicas.

5.1. COMO SE CLASSIFICAM OS ELEMENTOS QUÍMICOS

(Classificar = distribuir em grupos, pôr em ordem)

a) Períodos ou séries

Período é o nome dado a cada uma das sete filas horizontais. O número do período indica o número dos níveis eletrônicos existentes na eletrosfera dos átomos dos elementos químicos que pertencem ao período. Por exemplo, o cálcio é elemento do 4º período: sua eletrosfera tem 4 níveis eletrônicos ocupados por elétrons; o telúrio é elemento do 5º período: sua eletrosfera tem 5 níveis eletrônicos (camadas) ocupados por elétrons.

Para simplificar a tabela periódica, os elementos com Z de 57 a 71 (**lantânídeos** ou **terras-raras**) pertencentes ao 6º período e os elementos com Z de 89 a 103 (**actinídeos**), pertencentes ao 7º período, foram colocados abaixo da tabela.

O último elemento com ocorrência natural é o urânio (Z=92). De Z = 93 até Z = 109, todos os elementos são artificiais ou **transurânicos** (trans = além). Também são artificiais os elementos tecnécio (Z=43), promécio (Z=61), astato (Z=85) e frâncio (Z=87), chamados **cisurânicos** (cis = aquém).

b) Famílias, grupos ou colunas

Família é o nome dado a cada uma das dezoito filas verticais da tabela periódica. Os elementos da mesma família têm propriedades químicas semelhantes por apresentarem semelhanças em suas estruturas eletrônicas.

Exemplo: o sódio (Na) é um metal extremamente reativo, mole, que na presença de água reage violentamente liberando grande quantidade de energia e formando as substâncias hidróxido de sódio e hidrogênio. O lítio (Li) e o potássio (K) têm comportamento semelhante: lítio forma hidróxido de lítio e potássio forma hidróxido de potássio, além de hidrogênio. Veja que Li, Na e K estão na mesma vertical = mesma família na tabela periódica.

Algumas famílias são muito importantes:

- ⇒ **Família 1A** (exceto hidrogênio) = **alcalinos** (do árabe = cinza de plantas): têm 1 elétron no último nível da eletrosfera.
- ⇒ **Família 2A** = **alcalino - terrosos** (semelhantes aos alcalinos mas que ocorrem na terra): têm 2 elétrons no último nível da eletrosfera.
- ⇒ **Família 4A** = **família do carbono**: têm 4 elétrons no último nível da eletrosfera. Abrange um não-metal (C), dois semi-metais (Si e Ge) e dois metais (Sn e Pb).
- ⇒ **Família 6A** = **calcogênios** (do grego = geradores de cal): têm 6 elétrons no último nível da eletrosfera.
- ⇒ **Família 7A** = **halogênios** (do grego = geradores de sais): têm 7 elétrons no último nível da eletrosfera.
- ⇒ **Família 8A ou 0** = **gases nobres**: Têm 8 elétrons no último nível, exceto o hélio, que tem 2 elétrons.

Além dessa classificação em famílias e períodos, costuma-se agrupar os elementos químicos em metais, não - metais, semi-metais e gases nobres.

a) gases nobres

São elementos químicos estáveis, e, por isso, dificilmente reagem formando substâncias. Constituem cerca de 1,5 % da atmosfera terrestre, na qual o mais freqüente é o argônio. São encontrados na forma atômica.

b) metais

São elementos químicos que formam cátions. São os mais numerosos. Existem 84 metais. São sólidos nas condições ambientais (exceto o mercúrio, que é líquido). São brilhantes, bons condutores de calor e eletricidade, maleáveis (lamináveis), dúcteis (podem ser transformados em fios). Têm alta resistência mecânica e térmica (possuem, em sua maioria, altas temperaturas de fusão e de ebulição).

O ouro é o metal mais maleável e mais dúctil que existe. A massa correspondente a 1 g de ouro pode ser transformada numa lâmina com área de 0,5 m² ou num fio de 2 km.

c) não-metais ou ametais

São elementos químicos que formam ânions. Os não-metais possuem propriedades opostas às dos metais e podem ser sólidos (C, P, S, Se, I, At), líquido (Br) ou gasosos (N, O, F, Cl), nas condições ambientes.

d) semi-metais, metalóides ou semi-condutores

São elementos químicos com propriedades intermediárias entre as dos metais e as dos não-metais. São todos sólidos nas condições ambientais. Possuem brilho típico semimetálico e são semicondutores da corrente elétrica. Possuem uma certa versatilidade no que se refere à formação de íons; eles podem ceder ou atrair elétrons, conforme a situação em que se encontrem.

Dois desses elementos, o silício e o germânio, são muito utilizados na eletrônica moderna para a construção de transistores e chips de computadores, satélites artificiais, televisores, rádios, calculadoras, etc.

Exercícios

1. Quantos tipos de átomos existem em toda a natureza ?
2. O que é elemento químico ?
3. Qual é o elemento químico que possui o átomo de menor número atômico? Qual o que possui o átomo de maior número atômico? (Consulte a tabela periódica).
4. Consulte a tabela 4.4. e cite três elementos químicos cujos átomos são mais abundantes:

a) na atmosfera

b) na crosta terrestre

c) nos oceanos

d) no corpo humano

5. Dê os símbolos dos seguintes elementos:

- | | | | |
|---------------|------------|----------|-------------|
| a) hidrogênio | d) enxofre | g) prata | j) mercúrio |
| b) nitrogênio | e) carbono | h) sódio | l) chumbo |
| c) magnésio | f) ferro | i) cloro | m) estanho |

6. Os átomos de um mesmo elemento químico são todos iguais ?

7. Por que os isótopos possuem o mesmo comportamento químico ?

8. Qual a grandeza que melhor caracteriza o átomo de um elemento químico? Defina-a.

9. Determine o número atômico e o número de massa de um átomo que tem 78 prótons e 117 nêutrons em seu núcleo. Consultando a tabela periódica, represente o átomo em questão.

10. Quais são os números de prótons (Z), de massa (A), de nêutrons (N) e de elétrons (E):

a) para um átomo de potássio

39
K
19

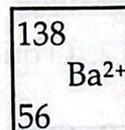
b) para um cátion potássio K^{1+}

c) para um átomo de enxofre

32
S
16

d) para um ânion S^{2-}

11. Qual o n.º de prótons, nêutrons e elétrons do íon representado por



12. Átomos de elementos químicos radioativos como o urânio, tório e actínio, após sucessivas transformações, estabilizam-se na forma de isótopos estáveis de chumbo, com números de massa 206, 207 e 208. Esses átomos de chumbo diferem quanto:

- | | |
|--------------------------|---------------------------|
| a) à carga nuclear ; | c) ao número de nêutrons; |
| b) ao número de prótons; | d) ao número de elétrons. |

13. Analise cada uma das afirmativas seguintes e decida se é verdadeira (V) ou falsa (F) :
- a) a massa de um próton é maior que a de um elétron ().
 - b) a massa de um átomo está principalmente na eletrosfera ().
 - c) Z é o número de massa de um elemento ().
 - d) Z é o número de cargas positivas do núcleo ().
 - e) a carga elétrica de um próton é positiva e a de um elétron é negativa ().
 - f) existem 90 elementos naturais - são os chamados transurânicos ().
 - g) isótopos de um mesmo elemento químico podem diferir quanto ao n.º de prótons ().
14. Um dos átomos usados na construção de bombas atômicas é o plutônio (símbolo Pu), com 94 prótons, 94 elétrons e 145 nêutrons. Escreva a representação para esse átomo.
15. Dada a afirmação: " O número de massa do núcleo de um certo elemento é igual ao número de nêutrons desse núcleo mais o número de elétrons na eletrosfera do átomo eletricamente neutro desse elemento " :
- a) indique se ela está certa ou errada e por quê.
 - b) a expressão "eletricamente neutro " usada nessa afirmação é necessária ou não? Por quê?
16. O que são cátion e ânion? Como se originam?
17. Que características comuns têm elementos de uma mesma família?
18. Considerando a ocorrência de elementos na Terra (tabela de ocorrências naturais), classifique-os em metais, ametais e semi-metais .
19. Dados os elementos: F, Ni, Mg, He, At, Ba, Fe, I, Kr, Na, U :
- a) quais são os elementos alcalino-terrosos ?
 - b) qual o elemento do período 7 ?
 - c) quais são gases nobres?
 - d) quais são halogênios?
 - e) quais são metais?
 - f) qual o elemento de maior número atômico?
20. Considerando os elementos germânio, cloro, mercúrio, alumínio, neônio e enxofre:
- a) quais são gases nas condições ambientais?
 - b) qual o semi-condutor?
 - c) qual o calcogênio?
 - d) qual o halogênio?
 - e) qual o elemento líquido nas condições ambientais?
 - f) qual o elemento menos reativo?

O mercúrio, líquido, pode dissolver vários metais, especialmente cobre, prata, ouro e os metais alcalinos, daí resultando ligas sólidas ou líquidas chamadas amalgamas. Essa propriedade é aproveitada pelos garimpeiros.

Em muitos garimpos, o ouro se encontra como pó, misturado à areia. Para separá-lo, o garimpeiro coloca a mistura na batéia e acrescenta mercúrio, que dissolve o ouro, mas não a areia. A mistura é transferida para outro recipiente e fervida, restando o ouro. Na batéia sobra a areia contaminada com mercúrio, que é jogada de volta ao rio.

Vapores de mercúrio ou compostos de mercúrio constituem uma ameaça constante para o meio ambiente. O mercúrio na forma de seus vapores, se inalado, provoca vertigens, tremores, danos nos pulmões e no sistema nervoso. É o que acontece com o garimpeiro quando o mercúrio é evaporado para separá-lo do ouro.

Compostos de mercúrio nas águas residuais de indústrias, ao serem despejados em rios, lagos ou oceanos, podem se transformar em dimetil-mercúrio, $\text{CH}_3 - \text{Hg} - \text{CH}_3$, pela ação de certas bactérias presentes nesses locais. Peixes, algas e moluscos são capazes de concentrar em seus organismos quantidades significativas do dimetil-mercúrio. Esse composto é solúvel nas gorduras e entra na cadeia alimentar, quando os animais já contaminados são ingeridos por animais maiores, inclusive o homem. Compostos do mercúrio, sendo muito estáveis, ficam presentes durante muito tempo nos organismos vivos.

Sérias medidas que proíbem a descarga de mercúrio nos rios, lagos e oceanos foram adotadas em todo o mundo, porém muito tempo será gasto ainda até que todas as águas fiquem limpas.

A aristocracia do Império Romano usava chumbo em utensílios de cozinha, encanamentos de água e recipientes para guardar bebidas como o vinho.

Historiadores supõem que doenças, infertilidade e morte devido ao envenenamento por compostos de chumbo tenham sido as causas do declínio do Império Romano.

O chumbo na sua forma metálica (Pb) não é venenoso. Muitas pessoas conseguem viver anos e anos com balas de chumbo instaladas no corpo. Já outras, que aspiram ou ingerem compostos de chumbo, podem até morrer de **plumbismo** (envenenamento por chumbo).

Compostos de chumbo eram antigamente usados como pigmentos em certos corantes; assim, muitas tintas antigas contêm chumbo. Quando as pinturas feitas com elas descascam, os farelos de tinta são potenciais transmissores do plumbismo.

Há também casos relatados de trabalhadores em fábricas de calçados que contraíram plumbismo porque tinham o hábito de colocar na boca as tachinhas de chumbo que usavam para pregar a sola dos sapatos. Outros casos relatados de plumbismo ocorreram com trabalhadores em fábricas de baterias para automóveis.

5.2.2. SILÍCIO E SEMICONDUTORES

Diagrama da tabela periódica com o grupo dos elementos de transição em um tom mais escuro.

Os átomos de silício possuem quatro elétrons na última camada eletrônica e combinam-se formando cristais. Na temperatura do zero absoluto (-273°C), os elétrons não podem se mover dentro do cristal: o silício é isolante elétrico.

Já à temperatura ambiente, os átomos do cristal estão em vibração constante e não-uniforme. Em determinadas circunstâncias, alguns elétrons ganham energia suficiente para se libertarem e podem, então, vagar livremente pelo cristal. Os lugares deixados por esses elétrons recebem o nome de **lacunas** e cada uma pode ser preenchida por qualquer dos elétrons exteriores dos átomos vizinhos. Desse modo, a lacuna pode passar de um átomo a outro, podendo também vagar pelo cristal até encontrar um elétron excedente, recombinando-se ou aniquilando-se mutuamente.

Continuadamente são formados novos pares de **elétrons-lacunas** e, para que o equilíbrio seja mantido, tem lugar a recombinação mútua.

Como, à temperatura ambiente, o número de elétrons livres é muito pequeno, um pedaço de silício não é nem bom isolante nem bom condutor, sendo chamado, então de **semicondutor**.

Em um semicondutor puro, ou **intrínseco**, o número de lacunas é igual ao número de elétrons livres. Os materiais semi-condutores de maior

Metais são elementos que possuem brilho metálico, são dúcteis e maleáveis e são bons condutores de calor e eletricidade.

Por apresentarem apenas um elétron na última camada da eletrosfera, são extremamente reativos, perdem elétrons com muita facilidade, tanto é que Césio e o Potássio são utilizados em células fotoelétricas, pois emitem elétrons quando irradiados com luz. Perdem brilho rapidamente ao ar, formando óxidos e reagem violentamente com água, formando como produto uma base e gás hidrogênio, por isso devem ser guardados em querosene. Os metais alcalinos têm ponto de fusão baixos, sendo sob este aspecto diferentes de outros metais. A explicação para os baixos pontos de fusão está na facilidade de movimento dos íons positivos, o que também explica a maleabilidade e a ductibilidade. Entretanto, os pontos de ebulição são altos, o que mostra ser difícil remover íons de metal e indica que as forças metálicas são apreciáveis.

Os metais alcalinos são encontrados na natureza somente sob forma de íons monovalentes. Os mais abundantes são o sódio e o potássio, que, entre os elementos, ocupam o sexto e o sétimo lugar em abundância na crosta terrestre. Lítio é mais ou menos raro, sendo porém encontrado em pequenas quantidades em quase todas as rochas; o rubídio e césio são raros e o frâncio praticamente não existe, pois tem o núcleo instável e é radioativo; traços de frâncio foram obtidos em reações nucleares.

Como a maioria dos compostos de metais alcalinos é solúvel em água, são eles geralmente encontrados na água do mar e lagos salgados. Entretanto, existem compostos dos metais alcalinos com silício, oxigênio e alumínio, as argilas, que são insolúveis em água.

Os íons sódio e potássio são constituintes indispensáveis de tecidos animais e vegetais. Na^+ é o cátion principal dos fluídos externos e K^+ é o cátion principal dos fluídos internos das células. Além de desempenharem papéis fisiológicos gerais, tais como auxiliar a retenção de água, esses íons possuem funções específicas. O íon sódio, por exemplo, diminui a atividade das enzimas dos músculos e é necessário para as contrações de todo músculo animal. Para as plantas, em vez de íon sódio, o íon potássio é primordial e, por isso, 90% do conteúdo alcalino de suas cinzas é devido ao potássio. As plantas têm tal necessidade de potássio que este é retirado preferencialmente até mesmo de solos cujo conteúdo de sódio é muito maior que o de potássio. Sabendo-se que uma colheita média retira do solo cerca de 5,6 g de potássio por m^2 , torna-se evidente a necessidade de adubos potássicos.

Exercícios

1. Apresentar as propriedades que caracterizam os elementos da família dos metais alcalinos.

Os halogênios formam moléculas diatômicas. Devido à absorção da luz visível, estas moléculas apresentam-se coloridas. O gás flúor é amarelo; o cloro, amarelo esverdeado; o bromo é vermelho e o iodo, violeta.

O Flúor, na crosta terrestre, se encontra na forma de minerais fluorita (CaF_2), criolita (Na_3AlF_6) e fluorapatita ($\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$), em quantidades menores ocorre na água do mar, nos ossos, no esmalte dos dentes e no cérebro.

O flúor é utilizado na obtenção do freon (CCl_2F_2), empregado como gás refrigerante nas geladeiras; por provocar a destruição da camada de ozônio, está sendo substituído na síntese do teflon, polímero (plástico) antiaderente, resistente a ataques de certas substâncias, como ácidos e bases.

O Cloro é o mais abundante dos halogênios, ocorrendo como íon cloreto na água do mar, em salmoura subterrânea e em depósitos de sal-gema. É a partir do cloreto de sódio que se obtém o gás cloro.

O cloro é um excelente alvejante e desinfetante. Como desinfetante é utilizado no tratamento de água de abastecimento público ou de piscinas. Como alvejante, as águas de lavadeira contêm um certo teor de cloro livre, responsável pelo branqueamento de tecidos, uma vez que o gás cloro é capaz de atacar os corantes dos tecidos. Alguns tipos de tecido, como por exemplo a seda, são destruídos pelo cloro.

O cloro também é empregado, na obtenção de compostos orgânicos importantes, como o tetracloreto de carbono (CCl_4) solvente industrial e clorofórmio (CHCl_3) anestésico e solvente.

O Bromo se encontra na natureza na forma de íon brometo na água do mar, lagos salgados e minas de salgema. Um dos mais importantes usos do bromo é a preparação de brometo de prata para emulsões fotográficas. Anos atrás, quando se utilizava chumbotetraetila na gasolina, como antidetonante, adicionava-se também o dibromometano para evitar o acúmulo de depósitos de chumbo no motor do carro.

O Iodo é encontrado na forma de iodato de sódio, misturado com o salitre do Chile, na forma de iodetos alcalinos, ocorre nas águas salgadas de poços de petróleo, da Califórnia. Também o iodo faz parte da constituição dos vegetais e animais marinhos, os quais absorvem iodo da água do mar.

O iodo se apresenta no estado sólido, nas condições ambientes, sublima facilmente quando aquecido, liberando um vapor violeta. Essa cor violeta também aparece em muitas soluções de iodo, como por exemplo em tetracloreto de carbono e clorofórmio; entretanto, em água e álcool, as soluções são castanhas, provavelmente devido à pouca solubilidade que o iodo tem nesses solventes.

O iodo é utilizado como antisséptico (solução 10% de iodo em álcool), na obtenção do iodofórmio, também utilizados como antisséptico em hospitais e na obtenção de iodeto de prata na revelação de fotografias.

O iodo é essencial para a saúde do homem, por ser constituinte da glândula tireóide. A carência de iodo na alimentação causa um distúrbio chamado de bócio (aumento da glândula tireóide), popularmente conhecido como papo.

Exercícios

1. Citar as propriedades características apresentadas pelos elementos da família dos halogênios.
2. Na água do mar, encontram-se dissolvidas, muitas variedades de sais. Indicar os sais que são fontes de halogênios, que se encontram na água do mar.
3. Citar duas aplicações de:
 - a) Flúor: _____
 - b) Cloro: _____
 - c) Iodo: _____
 - d) Bromo: _____
4. Indicar as fonte dos seguintes elementos, na natureza:
 - a - cloro: _____
 - b - flúor: _____
5. O astato é um elemento radioativo, que praticamente não existe natureza, portanto é muito difícil determinar suas propriedades. Procurar determinar por que esse elemento, então, pertence à família dos halogênios.

6. LIGAÇÕES QUÍMICAS: COMO SÃO FORMADAS AS SUBSTÂNCIAS

Introdução:

Nós já discutimos a idéia de que o átomo é a unidade fundamental da matéria e apresentamos algumas propriedades de átomos.

Na atmosfera terrestre há alguns gases constituídos de átomos isolados, isto é, não combinados. São os chamados gases nobres : hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio. O fato de os gases nobres serem materiais constituídos por átomos isolados está relacionado às suas estruturas, que devem ser muito estáveis. Entretanto, esse comportamento não é comum. Na natureza encontramos os átomos unidos fortemente, formando agregados que dão origem às substâncias. A água, por exemplo, é constituída por átomos de hidrogênio e oxigênio; o ferro é um metal formado por átomos de ferro combinados entre si. Acredita-se que os átomos se combinam porque isolados não são estáveis.

Quando dois átomos se aproximam, a partir de uma determinada distância, suas camadas eletrônicas (eletrosferas) e seus núcleos começam a influenciar-se mutuamente. Quando se produzem estas interações, diz-se que entre os átomos existem forças atrativas que dão origem às ligações químicas. Quando os átomos se unem, suas eletrosferas devem sofrer alguma alteração e a ligação química tem como conseqüência a formação de substâncias.

“Um átomo estará estável quando sua eletrosfera possuir o mesmo número de elétrons da eletrosfera do átomo de gás nobre de número atômico mais próximo”.

MOLÉCULA é uma partícula formada pela ligação entre átomos e constitui a parte fundamental das substâncias.

Assim, a água, gás carbônico, etanol e gás oxigênio são formados por moléculas, estas por sua vez, são conjuntos de átomos (partículas menores) ligados.

O hidrogênio gasoso é formado por agregados de dois átomos de hidrogênio: representamos a molécula por H_2 .

O vapor d'água é constituído por agregados de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio: representamos a molécula por H_2O .

O enxofre sólido é composto por agregados contendo oito átomos de enxofre: representamos a molécula por S_8 .

As substâncias, dependendo da ligação química existente entre seus átomos, podem ser classificadas em iônicas, moleculares e metálicas.

6.1. SUBSTÂNCIAS MOLECULARES

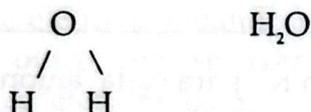
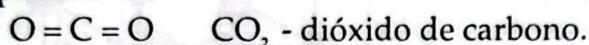
As substâncias formadas por ligações covalentes são chamadas de substâncias moleculares, são formadas por forças resultantes de atração simultânea de um mesmo par eletrônico por núcleos de átomos diferentes, ou seja, átomos instáveis buscam a estabilidade compartilhando um de seus elétrons com o de outro átomo.

É o tipo de ligação química que ocorre entre ametais.

Podemos representar cada par compartilhado da seguinte forma estrutural:

- ligação covalente simples: um par de elétrons compartilhados
- = ligação covalente dupla: dois pares de elétrons compartilhados
- ≡ ligação covalente tripla: três pares de elétrons compartilhados

Exemplos:



As moléculas assim formadas são estáveis e eletricamente neutras.

As substâncias moleculares podem ser sólidas, líquidas ou gasosas à temperatura ambiente, apresentam baixas temperaturas de fusão e de ebulição (não resistem ao calor) e não conduzem corrente elétrica em nenhum estado físico. Geralmente são insolúveis em água.

Obs.: Os ácidos são substâncias moleculares que conduzem corrente elétrica apenas quando dissolvidos em água, devido à formação de íons.

Os compostos moleculares são os principais constituintes da **biosfera** e da **atmosfera** .

6.2. SUBSTÂNCIAS IÔNICAS

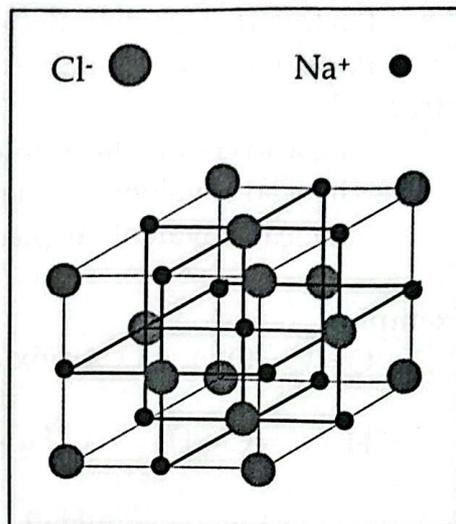
As substâncias iônicas são formadas por forças de atração entre íons com cargas de sinais opostos: cátion e ânion e tal união é chamada de ligação iônica ou eletrovalente. O cátion geralmente é um íon simples, formado por um metal - elemento de baixa eletronegatividade. O ânion é formado por

não metal ou ametal - elemento de alta eletronegatividade - (há transferência de elétrons dos átomos dos metais para os átomos dos não-metais).

Os compostos iônicos não constituem moléculas, mas sim agregados iônicos, onde um número muito grande de cátions e ânions estão agrupados alternadamente, segundo uma forma geométrica definida, à qual chamamos retículo cristalino ou cristal.

No cloreto de sódio sólido, (sal de cozinha, não existem agregados simples formados por poucos átomos. No cloreto de sódio sólido há cátions Na^{1+} e ânions Cl^{1-} formando um agregado gigante com forma geométrica definida que constitui o cristal, representado no caso por NaCl porque há um cátion Na^{1+} para cada ânion Cl^{1-} .

A fórmula que representa as substâncias iônicas reflete a proporção mínima em que os cátions e ânions se alternam no retículo cristalino. Exemplos:



- brometo de potássio KBr : há um cátion K^{1+} para cada ânion Br^{1-} .
- brometo de magnésio MgBr_2 : há um cátion Mg^{2+} para cada ânion Br^{1-} .
- sulfato de alumínio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: há dois cátions Al^{3+} para cada três ânions SO_4^{2-} .

Cuidado com o hidrogênio!

- O hidrogênio apresenta apenas 1 elétron. Para ficar com a eletrosfera de gás nobre (igual à do hélio que possui 2 elétrons), ele precisa receber 1 elétron. Assim, em ligação iônica, o hidrogênio apresenta carga negativa, ele é um ânion.
- Portanto, apesar de estar localizado na família 1A da tabela periódica, o hidrogênio se assemelha muito aos halogênios, pois apresenta tendência a, como eles, receber elétrons.

As substâncias iônicas são sólidos cristalinos à temperatura ambiente, geralmente são solúveis em água e a solução resultante conduz corrente elétrica. Possuem altas temperaturas de fusão e ebulição (portanto resistem ao calor), mas quando fundidos são bons condutores elétricos.

Os compostos iônicos são os principais constituintes da crosta terrestre.

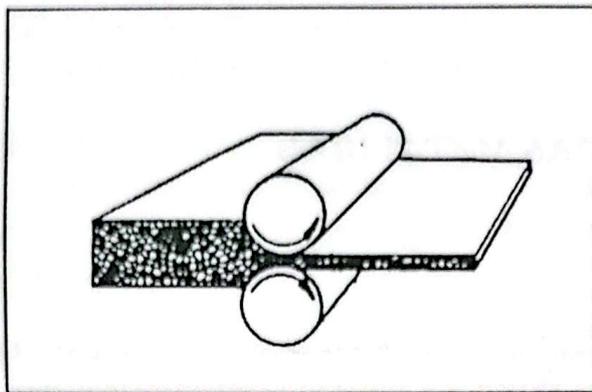
6.3. SUBSTÂNCIAS METÁLICAS

Uma das características dos metais é o fato de terem um número pequeno de elétrons no último nível energético. Além disso, nos átomos dos metais, a força de atração que o núcleo exerce sobre os elétrons do último nível é de baixa intensidade. Com isso, tais elétrons ficam fracamente presos ao átomo, podendo ser doados facilmente.

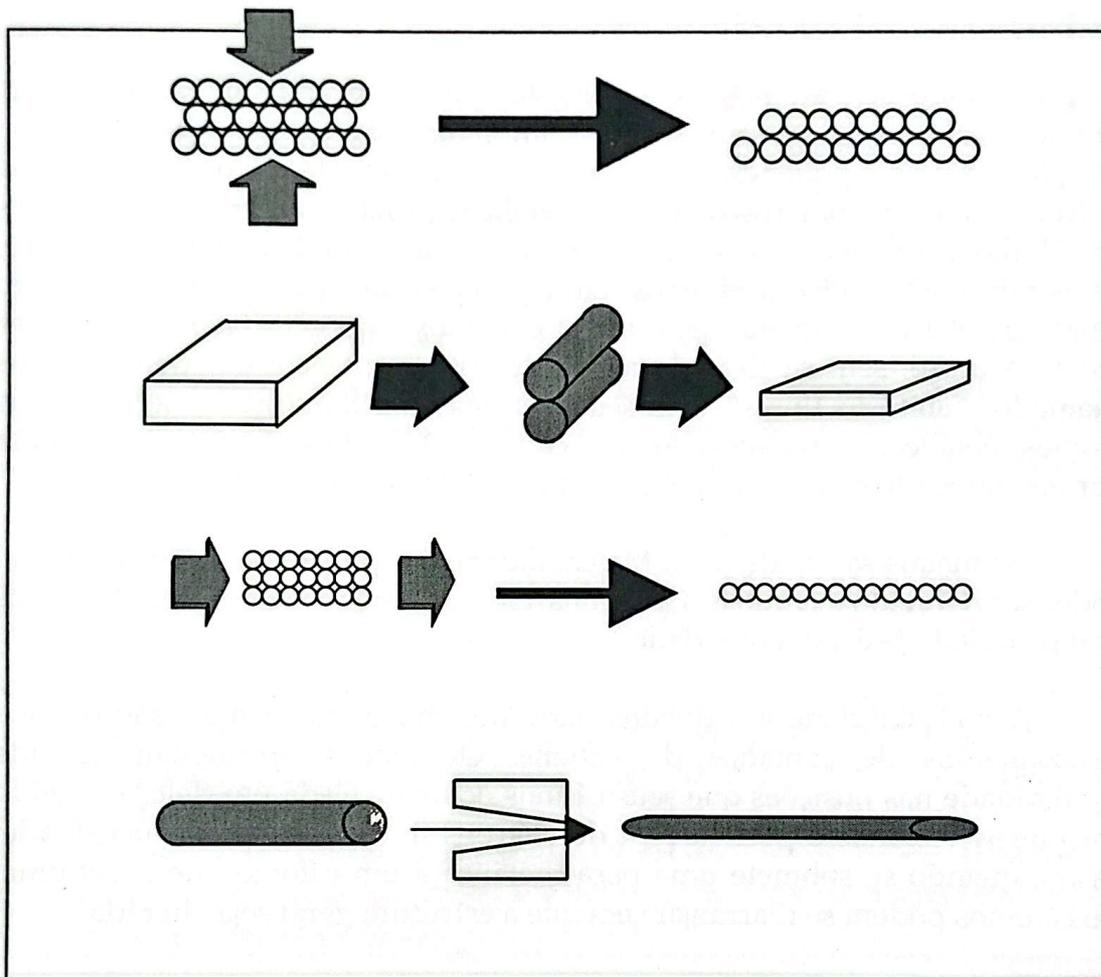
Quando dois átomos metálicos estão próximos entre si, os elétrons do último nível energético ficam sujeitos, simultaneamente, às forças de atração dos dois núcleos, podendo, então, mover-se facilmente de um átomo para outro. Se houver numerosos átomos metálicos próximos entre si, os elétrons do último nível energético destes átomos serão atraídos, indistintamente, pelos núcleos de todos os átomos. Em consequência, aparece um verdadeiro "mar" de elétrons vagando pelo metal e se movendo com facilidade de um átomo a outro, sem se fixar de modo definitivo em nenhum deles: são os chamados "elétrons livres". Sem seus elétrons do último nível energético, os átomos metálicos se transformam em cátions. Os metais são formados então por um agregado de cátions mergulhado num "mar" de elétrons livres.

Os metais são maleáveis. Maleabilidade é a propriedade de um metal poder ser reduzido a lâminas. Os metais, em geral, podem ser reduzidos a fios e tal propriedade é a ductibilidade.

A maleabilidade e a ductibilidade dos metais nada mais são do que deslizamentos de camadas de cátions. Os metais apresentam grande regularidade nas posições que seus cátions ocupam. Cada um deles é atraído por outros vizinhos e pela nuvem de elétrons livres com igual intensidade. Assim, quando se submete uma peça metálica a um esforço que a deforma, seus átomos podem se rearranjar sem que a estrutura geral seja alterada.



Beltran, N. O. e Ciscato, C. A. M, Química - Ed. Cortez. 1992



Baseado em: Usberco e Salvador, Química, vol. 1 Ed. Saraiva, 1995.

Na ligação metálica não há elétrons compartilhados, como na ligação covalente (substâncias moleculares), ou transferidos de um átomo a outro, como na ligação iônica (substâncias iônicas): os elétrons estão relativamente "livres" na estrutura, não pertencendo especificamente a um determinado átomo (figura 1).

Ao ser aplicada voltagem (diferença de potencial) a um metal, os elétrons "livres" passam a ter movimento mais ordenado em direção ao pólo

positivo do gerador. Nesse deslocamento, alguns elétrons são barrados ou capturados pelos cátions do metal, mas são substituídos por outros, e assim, um fluxo de elétrons se forma no condutor. Tal fluxo recebe o nome de corrente elétrica (figura 2).

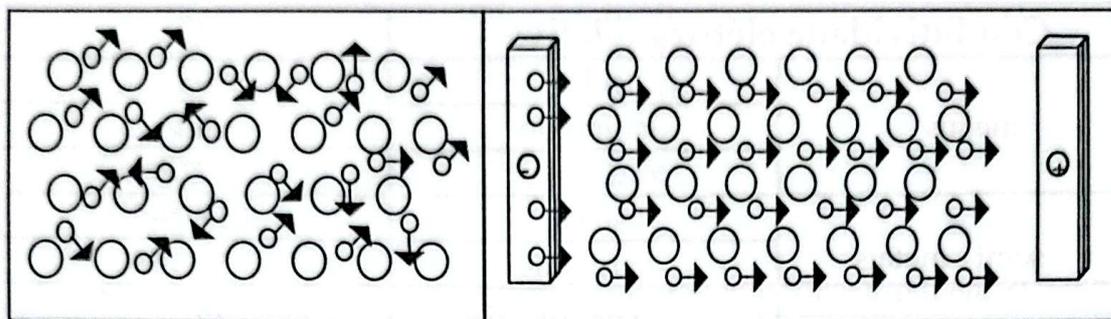


figura 1

figura 2

A passagem da corrente elétrica provoca um aumento de temperatura, pois os elétrons, no percurso, chocam-se contra os íons positivos, comunicando-lhes mais energia.

Observa-se que o aumento de temperatura, por sua vez, dificulta a condução da corrente elétrica, pois gera mais vibração dos íons positivos, dificultando o fluxo de elétrons. Assim se explica a diminuição na condutividade elétrica dos metais com o aumento da temperatura.

Condução de calor - Fornecendo-se energia (calor), aumenta a vibração dos íons positivos; estes, ao se chocarem com os elétrons, também lhes comunicam energia, que é transmitida aos íons restantes, ocorrendo uma uniformização da energia.

Os metais, em geral, são representados por seus símbolos, sem indicação da quantidade de átomos envolvidos, que é muito grande e indeterminada. Uma lâmina, barra ou fio de zinco é constituída por inúmeros cátions de zinco cercados por um "mar" de elétrons livres e é representada simplesmente por Zn, que é o símbolo do elemento.

Os metais, no estado sólido, conduzem bem a corrente elétrica: esta é a principal propriedade para o reconhecimento dos metais. Todos eles, quando comparados a elementos não-metálicos, são excelentes condutores elétricos. Por essa razão, os metais são amplamente usados na fabricação dos componentes de circuitos elétricos.

CONDUTIVIDADE ELÉTRICA RELATIVA

Condutividade elétrica relativa		C
metais	cobre	95
	alumínio	60
	zinco	27
semi - metais	silício	$2,5 \times 10^{-9}$
	germânio	$3,5 \times 10^{-6}$
ametais	enxofre	10^{-23}
	iodo	$1,2 \times 10^{-13}$
	carbono (grafite)	$1,1 \times 10^{-1}$

C = condutividade elétrica relativa à prata, para a qual se fixou o valor 100.

Beltran, N. O. e Ciscato, C.A. M., Química, Ed. Cortez, 1990.

RESUMO DAS PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS

Tipo de substância	ocorre entre átomos de	a união se deve a	o resultado é a formação de	Estado físico mas cond. amb.	conduz corrente elétrica
iônica	metal e ametal	atração entre cátions e ânions	retículo cristalino iônico	sólido de alto P. F.	sólido - não líquido - sim aquoso - sim
molecular	ametais	Compartilhamento de elétrons	moléculas	gasoso, líquido ou sólido	sólido - não (exceto grafite); líquido - não aquoso - sim, se sofrer ionização
metálica	metais	elétrons livres movendo-se entre cátions metálicos fixos	retículo cristalino metálico	sólido (exceto Hg)	sólido - sim líquido - sim aquoso - insolúveis em água

Adaptado de: Tito e Canto: Química na Abordagem do Cotidiano, Vol. 1. Ed. Moderna, 1994

Exercícios

1. Identifique as substâncias iônicas, as substâncias moleculares e as substâncias metálicas entre as fórmulas apresentadas a seguir:

- | | |
|--------------------|--------------------|
| a) SCl_2 | g) O_2 |
| b) CaCl_2 | h) AlPO_4 |
| c) S_8 | i) Ni |
| d) NiBr_2 | j) N_2 |
| e) KNO_3 | l) Fe |
| f) Sn | |

2. A seguir estão relacionadas algumas propriedades da substância X:

- é bastante solúvel em água.
- é sólida à temperatura ambiente e tem alto ponto de fusão.
- conduz corrente elétrica quando dissolvida em água.

Qual das seguintes substâncias é a substância X ?

CO_2 ?

KCl ?

F_2 ?

PCl_3 ?

Fe ?

3. As substâncias CsF , CH_4 , MgO são classificadas, respectivamente, como:

- iônica, iônica e molecular.
- iônica, molecular e molecular.
- molecular, molecular e iônica.
- iônica, molecular e iônica

4. Uma substância sólida, solúvel em água, que é um isolante elétrico pode ser:

- grafite
- enxofre
- cloreto de sódio(NaCl)
- sacarose($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)

5. Como se explica a condução de corrente elétrica nos metais ?

6. Por que os metais são bons condutores de calor ?

7. Por que os metais são dúcteis e maleáveis ?

8. Uma substância que funde a 1539°C , conduz corrente elétrica no estado sólido e é insolúvel em água, pode ser:

- cloreto de sódio(NaCl);
- glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$);
- iodo (I_2);
- ferro Fe .

Sugestão de Atividades Práticas

Experimento 9: Condutividade Elétrica

Objetivos: Demonstrar experimentalmente a condutividade elétrica de algumas substâncias.

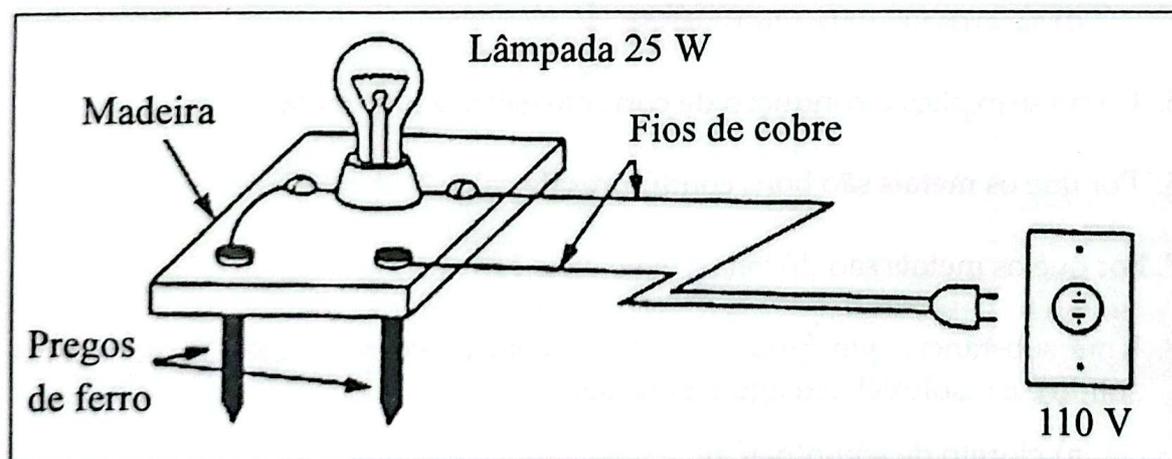
Relacionar a condutividade elétrica com a estrutura da substância.

Introdução:

A corrente elétrica é um fluxo ordenado de cargas elétricas.

Para haver condutibilidade elétrica é necessário que haja elétrons "livres" ou íons que possam se movimentar. Elétrons "livres" existem nos metais. Íons "livres" existem nas substâncias iônicas - no estado líquido ou quando dissolvidas em água - e nas substâncias moleculares que sofrem "ionização". A ionização de algumas substâncias moleculares ocorre em presença de água, que é um solvente ionizante.

Material Necessário	
béqueres de 150 mL	sal de cozinha (NaCl)
açúcar de cana (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	água destilada
álcool etílico (C ₂ H ₆ O)	Bom Bril
bastão de vidro	papel toalha
solução aquosa de ácido clorídrico HCl (aq)	
Aparelho de Teste Esquematizado na Figura Abaixo:	



Procedimento :

1. Lixe bem com Bom Bril os pregos do aparelho de teste.
2. Coloque uma porção de sal de cozinha sólido num béquer e introduza o aparelho de teste de maneira que os pregos fiquem mergulhados no sal sólido.
3. Ligue o aparelho na tomada, observe se a lâmpada acende e anote o resultado na tabela.
4. **Desligue o aparelho da tomada** e seque os pregos com papel toalha.
5. Lixe bem com Bom Bril os pregos do aparelho de teste.
6. Coloque cerca de 50 mL de água destilada num béquer e introduza o aparelho de teste de maneira que os pregos fiquem mergulhados até a metade.
7. Ligue o aparelho na tomada, observe se a lâmpada acende e anote o resultado na tabela.
8. Adicione agora cerca de 1 colher (das de sopa) de sal de cozinha no béquer, mexa com o bastão de vidro, observe se a lâmpada acende e anote o resultado.
9. **Desligue o aparelho da tomada**.
10. Repita as operações 5, 6, 8 e 9 substituindo o sal de cozinha por:

- a) açúcar de cana (sacarose);
- b) álcool etílico;
- c) 20 mL de solução aquosa a 6 mol/L de ácido clorídrico.

TABELA		
Substância	conduz corrente elétrica	não conduz corrente elétrica
NaCl sólido		
NaCl aquoso		
açúcar sólido		
açúcar aquoso		
solução aquosa de álcool		
solução de ácido clorídrico		

Questões

1. Explique o comportamento observado para o NaCl sólido.
2. Explique o comportamento observado para o NaCl aquoso.
3. Explique o comportamento observado para :
 - a) açúcar sólido
 - b) açúcar dissolvido em água.

4. A substância C_2H_6O é iônica ou molecular ? Por quê ?
5. A substância HCl é iônica ou molecular ? Por quê ?
6. Explique o comportamento observado para a solução aquosa de ácido clorídrico.

Experimento 10: Condutividade Elétrica dos Compostos – I
 (Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA –
 Roque Cruz - Editora Scipione)

Objetivo: Estudar a condutividade elétrica dos compostos moleculares, iônicos e metálicos em diversos estados.

Materiais
espátula
béquer
lâmparina
tela metálica
testador de condutividade
pinça de madeira
cápsula de porcelana
colher de medida

Reagentes
NaOH
sacarose
estanho

Procedimento:

- No béquer, adicione 15 mL de água e 3 gotas de HCl concentrado. Essa solução será usada na limpeza dos eletrodos-teste e do testador de condutividade, após cada teste.
- No vidro de relógio, coloque 1 medida de sacarose e teste sua condutividade. Anote.
- Coloque a sacarose na cápsula de porcelana e aqueça até a sacarose fundir. Teste a condutividade dela no estado fundido, anote e limpe os eletrodos na solução diluída de HCl .

CUIDADO: Após o aquecimento segure a cápsula com o auxílio da pinça de madeira.

- Repita o mesmo procedimento para as pastilhas de $NaOH$ e Sn . Anote os resultados obtidos em uma tabela.

CONDUTIVIDADE DOS MATERIAIS		
Composto	Sólido	Fundido
sacarose		
NaOH		
Sn		

- Com os resultados obtidos, classifique os compostos analisados em: moleculares, iônicos ou metálicos.

Experimento 11: Condutividade Elétrica dos Compostos - II

(Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA - Roque Cruz - Editora Scipione)

Objetivo: Analisar e classificar soluções quanto ao grau de condutividade.

Introdução Teórica

- **Eletrólitos** - Todas as substâncias que se dissolvem em água, produzindo ou liberando íons, e possibilita a condução de corrente elétrica, chamam-se eletrólitos.

- ↳ **Eletrólito forte** - os que tornam a água muito boa condutora de corrente elétrica, estes são os sais solúveis, ácidos fortes, bases fortes e solúveis, com exceção do NH_4OH .

- ↳ **Eletrólito fraco** - os que tornam a água fraca condutora de corrente elétrica, estes são os sais insolúveis, ácidos fracos, bases fracas (todas insolúveis e o NH_4OH)

Materiais
testador de condutividade
placa de reações
espátula

Reagentes
NaOH
NaCl
água destilada
H ₂ SO ₄
vinagre
HCl
sacarose

Procedimento:

- Na placa de reações, prepare as soluções de acordo com a tabela abaixo:

Célula	Componentes
A ₁	1 mL de água + 2 gotas de HCl concentrado (solução para limpeza do eletrodo-teste)
A ₂	1 mL de água destilada (composto molecular líquido)
A ₃	1 mL de água + 1 medida de NaCl (solução iônica)
A ₄	1 mL de água + 1 medida de sacarose (solução molecular)
B ₁	6 gotas de H ₂ SO ₄ concentrado
B ₂	1 mL de água + 1 gota de H ₂ SO ₄ concentrado
B ₃	1 mL de vinagre (ácido acético)

- Teste cada solução e observe a intensidade luminosa do testador.
LIMPE OS ELETRODOS-TESTE APÓS CADA TESTE e anote a intensidade luminosa do material em cada célula.
- Coloque os eletrodos-teste na célula A₂ que contém água destilada e em seguida adicione uma pastilha de NaOH. Observe o que acontece com a intensidade luminosa da luz do testador e explique.

7. FUNÇÕES QUÍMICAS

Função química: é o conjunto de substâncias que possuem comportamento químico semelhante. Isso ocorre porque as substâncias que pertencem à mesma função química apresentam o mesmo átomo (ou o mesmo grupo de átomos) constituindo sua molécula.

As principais funções químicas inorgânicas são:

ácidos	Exemplos: HCl(aq), H ₂ SO ₄ (aq), H ₃ PO ₄ (aq), HNO ₃ (aq), etc.
bases	Exemplos: NaOH, Ca(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Zn(OH) ₂ , etc.
sais	Exemplos: NaCl, K ₂ SO ₄ , Mg ₂ (PO ₄) ₃ , LiBr, FeSO ₄ , etc.
óxidos	Exemplos: CO ₂ , H ₂ O, SiO ₂ , Fe ₂ O ₃ , MnO, MnO ₂ , CO, etc.

As principais funções químicas orgânicas são: hidrocarbonetos, álcoois, éteres, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres e aminas.

7.1. ÁCIDOS

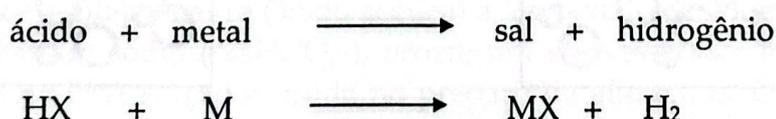
A palavra ácido significa "azedo" em latim.

Os ácidos são substâncias comuns, encontrados na maçã (**ácido málico**), na uva (**ácido tartárico**), na laranja, limão e abacaxi (**ácido cítrico**), na coalhada (**ácido láctico**), nas hortaliças (**ácido glutâmico**), nas formigas e nas urtigas (**ácido metanóico**), nas bebidas efervescentes (**ácido carbônico**), nas baterias de carros (**ácido sulfúrico**), no vinagre (**ácido acético**) e mesmo em nossos estômagos (**ácido clorídrico**). Mas, **atenção:** de modo geral, os ácidos são **tóxicos e corrosivos**, devendo-se evitar respirá-los, ingeri-los ou que entrem em contato com a pele.

7.1.1. ÁCIDOS E SUAS PROPRIEDADES:

Ácido no metal:

Não se deve guardar vinagre (ou qualquer outro ácido) em recipiente de metal: forma-se uma leve camada de gás efervescente. Este gás é o hidrogênio (H₂) que se forma quando o ácido entra em contato com o metal:



Os únicos metais que não reagem com ácidos são: cobre, mercúrio, prata, ouro, platina e paládio.

Ácidos nos indicadores:

Indicadores são substâncias que possuem a propriedade de mudar de cor na presença do íon H^{1+} dos ácidos.

Os indicadores mais usados são: tornassol (impregnado em papel), fenolftaleína, alaranjado de metila e azul de bromotimol.

Em presença de ácidos, o tornassol adquire cor rosada, a fenolftaleína é incolor, o alaranjado de metila é vermelho e o azul de bromotimol é amarelo.

Segundo Arrhenius todos os ácidos têm em comum o hidrogênio e se dissolvem em água. Nessa dissolução, a molécula dos ácidos sofre ruptura e liberta o íon H^{1+} , como único tipo de cátion, (o ânion varia de um ácido para outro). A formação do íon H^{1+} pela molécula dos ácidos recebe o nome de **ionização**. O íon H^{1+} se une à molécula da água e forma H_3O^{1+} . Devido à presença desse íon, os ácidos têm sabor azedo e tornam rosada uma tira de papel impregnada do corante tornassol. Deve-se observar que as propriedades dos ácidos só se manifestam em presença de água.

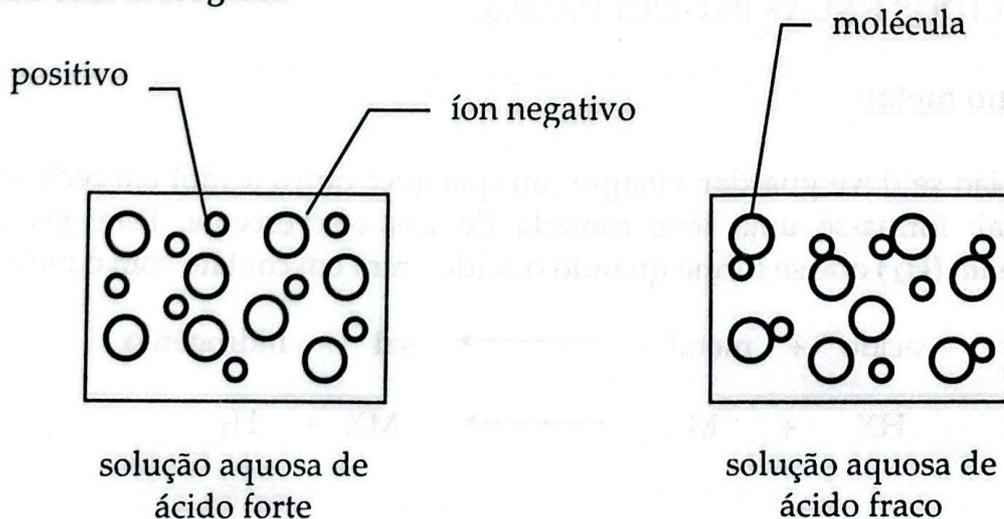
Ácidos fortes e ácidos fracos:

Ácidos fortes, como o sulfúrico (H_2SO_4) ou o nítrico HNO_3 usados em laboratório, são perigosos: queimam as roupas e a pele. Alguns ácidos fracos, como os das frutas, bebidas ou hortaliças, podem ser ingeridos.

A diferença entre um ácido forte e um ácido fraco está na quantidade de moléculas que sofrem ruptura formando o íon H^{1+} (H_3O^{1+}): num ácido forte, o número de moléculas que sofrem ruptura é **muito grande**, enquanto, num ácido fraco, apenas **um pequeno número** de moléculas rompe-se para formar íons H^{1+} (H_3O^{1+}).

O esquema abaixo mostra isso de maneira simplificada:

íon com hidrogênio



Os químicos usam o grau de ionização α como grandeza relacionada à "força" dos ácidos. O grau de ionização é a relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número total de moléculas dissolvidas}}$$

Por exemplo: se em 400 moléculas dissolvidas, apenas 100 forem ionizadas, o grau de ionização será $100 / 400$, isto é, 0,25 ou 25%.

O grau de ionização varia entre 0 e 1 ou entre 0 e 100 % .

Um ácido é considerado forte quando seu grau de ionização é maior que 50%; é considerado fraco quando seu grau de ionização é menor que 5%.

Abaixo você tem alguns valores para o grau de ionização de ácidos a 25°C:

ácidos fortes	α	ácidos semi-fortes ou moderados	α	ácidos fracos	α
HI	95%	H ₂ C ₂ O ₄	50%	H ₄ C ₂ O ₂	1,4%
HBr	93,5%	H ₂ SO ₃	30%	H ₂ CO ₃	0,18%
HCl	92%	H ₃ PO ₄	27%	H ₂ S	0,076%
HNO ₃	92%	HF	8,5%	H ₂ S ₂ O ₃	0,075%
H ₂ SO ₄	61%			HCN	0,008%

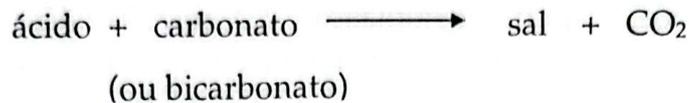
Reis, M. Química. Vol. 1, Ed. FTD, 1992

Ácidos fortes são excelentes **eletrólitos** (=líquido que conduz eletricidade): em água, estão quase totalmente divididos em cátions H₃O¹⁺ e ânions. Esses íons podem transportar corrente elétrica. O ácido sulfúrico é usado como eletrólito nas baterias de automóveis. Estas baterias produzem energia para dar partida e acender as luzes do automóvel.

Ácidos nos carbonatos :

Carbonatos são substâncias iônicas que contêm o ânion carbonato CO₃²⁻.

Se você juntar vinagre (ácido acético) a carbonato de sódio (Na₂CO₃) ou bicarbonato de sódio (NaHCO₃), ocorre um efervescência: forma-se gás carbônico CO₂. Essa reação é usada no preparo de alimentos. O fermento é uma mistura de cremor de tártaro (que contém ácido tartárico) e bicarbonato de sódio. Em presença de água, eles reagem e formam o dióxido de carbono CO₂, o gás que faz os bolos crescerem.



Da mesma maneira os ácidos presentes na "chuva ácida" corroem os monumentos de mármore ou a pedra calcária dos edifícios, porque ambos são carbonato de cálcio CaCO_3 .

Ácidos nas conservas:

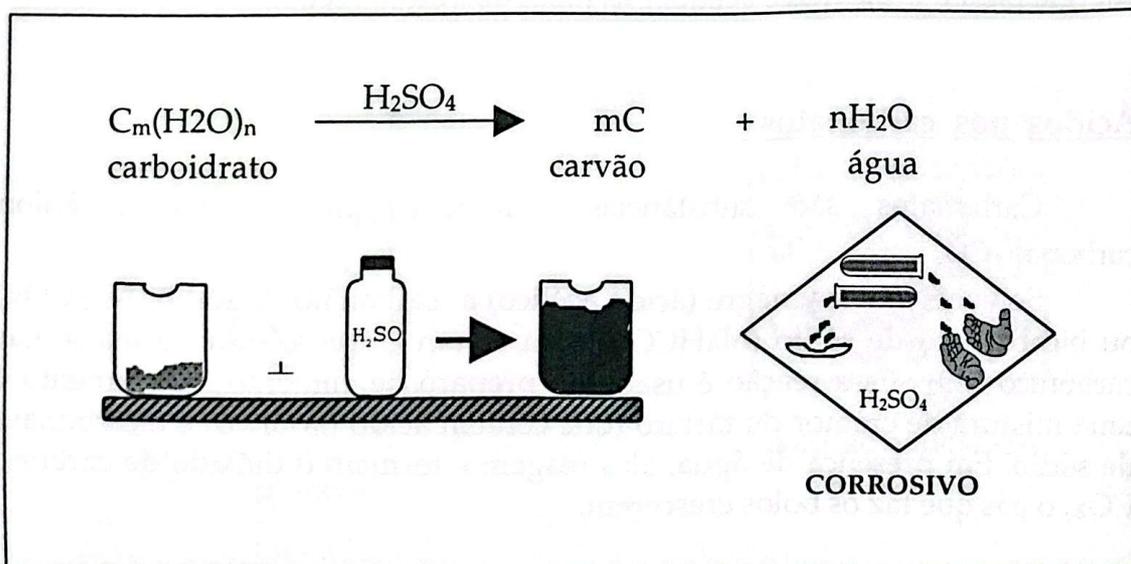
Os ácidos podem matar alguns tipos de bactérias. Os pickles, por exemplo, são preservados em vinagre, num processo chamado **conserva**. O ácido mata os microrganismos, impedindo a deterioração. As conservas foram muito usadas antes da invenção dos refrigeradores.

As células do estômago do homem e de outros animais produzem ácido clorídrico, que é um ácido forte. Além de auxiliar a digestão de alimentos que contêm proteínas, o ácido clorídrico desempenha ação anti-séptica no estômago: destrói microrganismos causadores de doenças ou responsáveis pela fermentação estomacal.

Os ácidos presentes nos sucos das frutas também têm certo poder germicida.

Um ácido na carbonização:

O ácido sulfúrico concentrado atua como **agente desidratante**, o que significa que remove a água das substâncias com as quais entra em contato. Papel é feito de celulose $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, um material extraído de árvores, que contém carbono, hidrogênio e oxigênio. Quando o ácido sulfúrico reage com o papel, remove a água (veja que na molécula da celulose há o dobro de átomos de hidrogênio em relação a oxigênio, como na molécula H_2O) e deixa o carbono na forma de carvão - preto. É por isso que o papel parece queimado - diz-se que ficou **carbonizado**. Da mesma forma, o ácido sulfúrico concentrado carboniza o açúcar, o algodão, a madeira, etc.



ÂNIONS			
HALOGÊNIOS		NITROGÊNIO	
F ⁻	Fluoreto	NO ₂ ⁻	Nitrito
Cl ⁻	Cloreto	NO ₃ ⁻	Nitrato
Br ⁻	Brometo	ENXOFRE	
I ⁻	Iodeto	S ²⁻	Sulfeto
ClO ⁻	Hipoclorito	SO ₃ ²⁻	Sulfito
ClO ₂ ⁻	Clorito	SO ₄ ²⁻	Sulfato
ClO ₃ ⁻	Clorato	S ₂ O ₃ ²⁻	Tiosulfato
ClO ₄ ⁻	Perclorato	S ₂ O ₈ ²⁻	Persulfato
BrO ⁻	Hipobromito	OUTROS	
BrO ₃ ⁻	Bromato	O ²⁻	Óxido
IO ⁻	Hipiodito	OH ⁻	Hidroxido
IO ₃ ⁻	Iodato	Cr ₂ O ₄ ²⁻	Cromato
IO ₄ ⁻	Periodato	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dicromato
CARBONO		MnO ₄ ⁻	Permanganato
CN ⁻	Cianeto	MnO ₄ ²⁻	Manganato
CNO ⁻	Cianato	MnO ₃ ²⁻	Manganito
CNS ⁻	Tiocianato	AlO ₂ ⁻	Aluminato
CO ₃ ²⁻	Carbonato	ZnO ₂ ²⁻	Zincato
C ₂ O ₄ ²⁻	Oxalato	SiO ₄ ⁴⁻	(Orto) silicato
Fe(CN) ₆ ³⁻	Ferricianeto	SnO ₂ ²⁻	Estanito
Fe(CN) ₆ ⁴⁻	Ferrocianeto	SnO ₃ ²⁻	Estanato
FÓSFORO		PbO ₂ ²⁻	Plumbito
HPO ₃ ²⁻	Fosfito	PbO ₃ ²⁻	Plumbato
PO ₄ ³⁻	(Orto) fosfato	AsO ₃ ³⁻	Arsenito
PO ₃ ⁻	Metafosfato	AsO ₄ ³⁻	Arseniato
P ₂ O ₇ ⁴⁻	Pirofosfato	SbO ₃ ³⁻	Antimonito
		SbO ₄ ³⁻	Antimoniato
		BO ₃ ³⁻	Borato
		SiF ₄ ²⁻	Fluorsilicato
CÁTIONS			
NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Sn ²⁺ ; Sn ⁴⁺	
Li ⁺	Ca ²⁺	Mn ²⁺ ; Mn ⁴⁺	
Na ⁺	Ba ²⁺	Pt ²⁺ ; Pt ⁴⁺	
K ⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	
Rb ⁺	Zn ²⁺	Bi ³⁺	
Cs ⁺	Cd ²⁺	Cr ³⁺	
Ag ⁺	Fe ²⁺ ; Fe ³⁺	Sb ⁴⁺	
Cu ⁺ ; Cu ²⁺	Ni ²⁺ ; Ni ³⁺	As ³⁺	
Au ⁺ ; Au ³⁺	Co ²⁺ ; Co ³⁺		
	Pb ²⁺ ; Pb ⁴⁺		

7.1.2. FORMULAÇÃO E NOMENCLATURA DE ÁCIDOS.

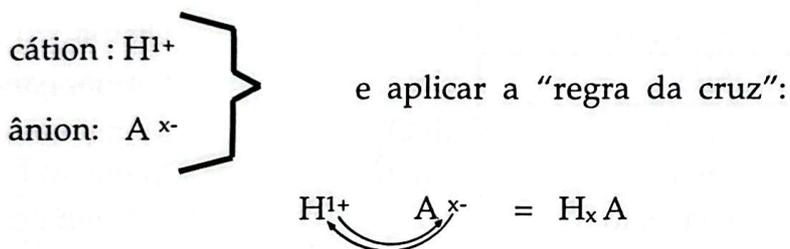
Formulação:

Como a característica dos ácidos é a presença do íons H^{1+} em água, e o que varia de um ácido para outro é o ânion, podemos representá-los genericamente assim:



Então, a fórmula molecular de um ácido sempre apresentará como primeiro símbolo o H.

Para escrever a fórmula podemos considerar:



Exercício

Escreva a fórmula do ácido cujo ânion aparece indicado:

- SO_4^{2-}
- NO_3^{1-}
- $P_2O_7^{4-}$
- Br^{1-}
- ClO_4^{1-}
- CO_3^{2-}
- S^{2-}

Nomenclatura:

A nomenclatura de ácidos é feita assim:

1.) palavra ácido;
2.) nome do ânion com a terminação alterada. (vide tabela de ânions).

Alterações

TERMINAÇÃO DO ÂNION	TERMINAÇÃO DO ÁCIDO	EXEMPLOS
ATO	ICO	$\text{HNO}_3 = \text{ácido nítrico}$
ITO	OSO	$\text{HNO}_2 = \text{ácido nitroso}$
ETO	ÍDRICO	$\text{H}_2\text{S} = \text{ácido sulfídrico}$

Exercícios

1. Escreva a fórmula dos seguintes ácidos:

- | | |
|----------------|-----------------|
| a) sulfuroso | d) tiosulfúrico |
| b) fluorídrico | e) hipocloroso |
| c) bórico | f) cianídrico |

2. Escreva o nome dos seguintes ácidos:

- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| a) H_2SO_4 | d) H_2CO_3 |
| b) HNO_3 | e) HClO_4 |
| c) H_3PO_4 | f) HBr |

7.1.3. LEITURA COMPLEMENTAR

ÁCIDOS MAIS COMUNS NA QUÍMICA DO DIA-A-DIA

Adaptada de Usberco e Salvador. Química - vol. 1. Ed. Saraiva e Carvalho G. C., Química Moderna, vol. 1. Ed. Scipione, 1995

Ácido clorídrico - $\text{HCl}_{(aq)}$

O cloreto de hidrogênio HCl é um gás à temperatura ambiente. O ácido clorídrico é uma solução aquosa de HCl e foi descoberto no século XV e sua produção industrial iniciou-se na Inglaterra. O ácido impuro é vendido no comércio com o nome de **ácido muriático** e é utilizado na limpeza após pintura de edifícios (caiação) ou de superfícies metálicas (antes da soldagem ou da galvanização). O $\text{HCl}_{(aq)}$ encontra-se no estômago

humano, fazendo parte do suco gástrico. É usado também no processamento de alimentos e na acidificação de poços de petróleo.

Ácido sulfúrico - H_2SO_4

O ácido sulfúrico é um líquido relativamente denso, incolor e inodoro. Já era conhecido pelos alquimistas árabes do século X, que o introduziram na Europa no século XV, recebendo então o nome de vitriolo.

É o ácido mais importante na indústria e no laboratório. O poder econômico de um país pode ser avaliado pela quantidade de H_2SO_4 que ele fabrica e consome.

O maior consumo é na fabricação de fertilizantes, como o **superfosfato** e o sulfato de amônio. É usado também na fabricação de filmes, rayon, medicamentos, corantes, tintas, baterias de automóvel, papel e refinação de petróleo.

Concentrado, o H_2SO_4 é um dos desidratantes mais enérgicos. Carboniza hidratos de carbono (açúcares, algodão e madeira) por sua ação desidratante. O contato com a pele provoca destruição dos tecidos. A inalação de vapores pode causar perda de consciência e sérios prejuízos pulmonares.

A chuva ácida, em ambientes poluídos por SO_2 , contém H_2SO_4 .

Ácido nítrico - HNO_3

Líquido transparente, incolor, fumegante, sufocante, tóxico. Era conhecido pelos alquimistas com o nome de **aqua fortis**. Seus vapores são extremamente tóxicos e requer cuidado no manuseio.

Depois do ácido sulfúrico, é o mais fabricado e consumido na indústria. Seu maior consumo é na fabricação de explosivos como trinitroglicerina TNG (dinamite), trinitrotolueno (TNT), trinitrocelulose (algodão pólvora), ácido pícrico e picrato de amônio. É importante para a fabricação do salitre.

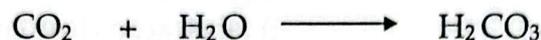
É encontrado dissolvido nas chuvas ácidas, em ambientes poluídos com óxidos do nitrogênio.

Ácido fluorídrico - $HF_{(aq)}$

A temperatura ambiente ($25^\circ C$) é um dímero $(HF)_2$ e gasoso. Só a temperaturas maiores se dissocia em HF. É venenoso e a concentração máxima admissível no ar que se respira é de 2 ppb ou seja, 2 mg/m^3 . Tem a propriedade de corroer o vidro, que é composto de silicatos e boratos; por isso, não pode ser acondicionado em recipientes de vidro: só em frascos de polietileno. É utilizado para gravar vidros.

Ácido carbônico - H_2CO_3

É o ácido das águas minerais gaseificadas e dos refrigerantes. Forma-se na reação do gás carbônico com a água. É um ácido fraco e instável, que se decompõe facilmente em água e gás carbônico:



Ácido fosfórico - H_3PO_4

É conhecido desde 1680. É um sólido incolor e cristalino. Em solução aquosa a 85% forma um líquido oleoso. É usado na fabricação de fertilizantes e como aditivo na fabricação de Coca-Cola.

Ácido cianídrico - HCN

É um líquido branco e transparente, com odor de amêndoas amargas. Forma um ácido muito fraco mas extremamente venenoso; é volátil, e na concentração de 0,3 ppm (0,3 mg por litro de ar) é imediatamente mortal pois age sobre a hemoglobina do sangue. O cianeto de hidrogênio (HCN gasoso) é usado nas "câmaras de gás" para execução de pessoas condenadas à pena de morte. Seu descobridor, Carl Wilhem Scheele, foi sua primeira vítima. Morreu ao deixar cair um vidro contendo esse ácido. Deve ser conservado ao abrigo da luz, mesmo difusa, pois ela pode provocar sua explosão. Seu nome comercial é ácido prússico.

É usado na fabricação de plásticos, acrilonitrila, acrilatos, cianetos e corantes.

Ácido sulfídrico - $\text{H}_2\text{S}_{(\text{AQ})}$

Quando puro, é um gás incolor. Dissolvido em água, forma um ácido fraco mas quase tão venenoso quanto o HCN : paralisa os centros de respiração e bloqueia as vias respiratórias. É fortemente irritante para as mucosas. A concentração letal é 2 ppm (2 mg/L de ar).

É inflamável. Usado como redutor, na purificação de ácido sulfúrico e na preparação de sulfetos insolúveis de certos metais. Forma-se na putrefação de substâncias orgânicas pela ação de bactérias aeróbicas sobre proteínas que contêm enxofre, como as do ovo. Daí dizer-se que o H_2S tem cheiro de ovo podre.

Exercício

Identifique o ácido que corresponde à descrição do uso:

- | | |
|---------------------------------|---------------------------------------|
| a) fabricação de TNT; | h) bateria de automóvel; |
| b) fabricação de salitre; | i) gravação de vidros; |
| c) cheiro de ovo podre; | j) fabricação de guaraná; |
| d) está no suco gástrico; | l) fabricação de superfosfato; |
| e) desidratante enérgico; | m) aditivo na Coca-Cola; |
| f) câmara de gás; | n) limpeza de respingos de cal; |
| g) limpa metais antes da solda; | o) mede o poder econômico de um país. |

7.2. BASES

Para combater a azia costuma-se usar leite de magnésia, que é uma suspensão de hidróxido de magnésio $Mg(OH)_2$ em água. Esta substância é uma base e neutraliza o excesso de acidez do estômago.

Bases ou álcalis são substâncias que podem neutralizar os ácidos, e algumas delas dissolvem-se em água.

A palavra álcali é árabe e significa "cinzas de plantas". Antigamente, obtinha-se os álcalis com a queima da madeira e de outras plantas.

Bases ou álcalis são substâncias comuns: estão nos limpadores de fogão, polidores de metais, leite de magnésia, cal extinta, soda cáustica, sabão, produtos de limpeza como Ajax, etc.

Como os ácidos, alguns álcalis são perigosos e podem causar queimaduras na pele.

Os álcalis, ao se dissolverem em água, formam íons hidróxido OH^{1-} . Esses íons se unem com os íons hidrogênio H^{1+} dos ácidos, anulando assim a acidez.

A presença do íon OH^{1-} (hidroxila ou hidróxido), faz com que as bases tenham sabor adstringente (= "amarram" na boca) e tornem azul uma tira de papel impregnada no corante tornassol.

7.2.1. BASES E SUAS PROPRIEDADES

Bases fortes e bases fracas

Álcalis como os hidróxidos de sódio ou de potássio são chamados bases fortes. Quando dissolvidos em água, libertam muitos íons OH^{1-} .

Limpadores de forno, por exemplo, contêm hidróxido de sódio, forte e corrosivo, que reage com a gordura queimada das paredes do forno.

Os álcalis fortes, quando dissolvidos em água, são bons condutores de corrente elétrica. Em uma bateria alcalina, o hidróxido de potássio, um álcali forte, conduz eletricidade entre dois eletrodos.

Álcalis como o hidróxido de amônio são fracos. Em uma solução aquosa há poucos íons OH^{1-} . Os polidores de metal são uma solução alcalina fraca: destroem apenas a camada oxidada da superfície do metal.

Sabão

Os álcalis escorregam entre os dedos porque reagem com o óleo da pele e dissolvem-no. Sabão é feito de gorduras animais ou óleos vegetais fervidos com álcali forte: o hidróxido de sódio NaOH .

Bases nos indicadores

Os indicadores também apresentam mudança de coloração quando estão na presença de álcalis ou bases. Esta mudança é causada pelo íon OH^{1-} . O tornassol adquire cor azul na presença de bases e o suco do repolho roxo fica verde. A solução de fenolftaleína fica com uma cor rosa forte ou "pink". O alaranjado de metila fica amarelo.

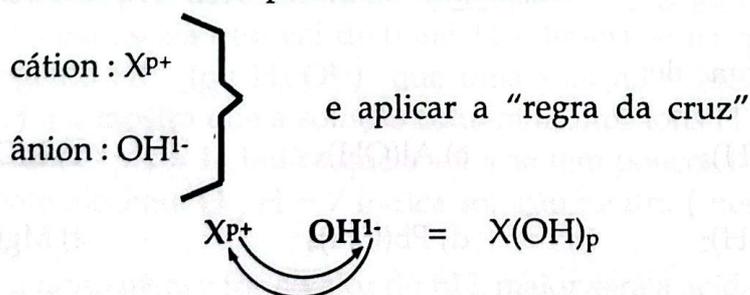
7.2.2. FORMULAÇÃO E NOMENCLATURA DE BASES

Formulação:

Como a característica das bases é a presença do íon OH^{1-} , e o que varia de uma base para outra é o cátion, podemos representá-las genericamente assim:



Para escrever a fórmula podemos considerar:



sempre que $p \neq 1$ deve-se usar parênteses.

Exercício

Escreva a fórmula da base cujo cátion aparece indicado:

- a) Ca^{2+}
- b) Al^{3+}
- c) Na^{1+}

- d) Cd^{2+}
- e) Fe^{3+}
- f) Li^{1+}

Nomenclatura:

A nomenclatura das bases é feita assim:

1. palavra **hidróxido**
2. preposição **de**
3. nome do cátion

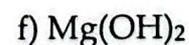
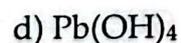
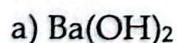
Sempre que o cátion tiver mais de uma valência (vide tabela de cátions), esta deverá ser indicada por algarismos romanos.

Exemplos:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ = hidróxido de ferro (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ = hidróxido de ferro (III)
 $\text{Mn}(\text{OH})_2$ = hidróxido de manganês (II); $\text{Mn}(\text{OH})_4$ = hidróxido de manganês (IV)

Exercícios

1. Escreva o nome de:



2. Escreva a fórmula de:

a) hidróxido de zinco

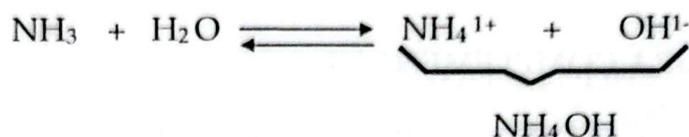
d) hidróxido de rubídio

- b) hidróxido de ferro (III)
c) hidróxido de cádmio

- e) hidróxido de estanho (II)
f) hidróxido de sódio

O "sangue do diabo"

As moléculas de gás amoníaco ou amônia NH_3 , ao se dissolverem na água dão uma reação de ionização produzindo os íons NH_4^{1+} e OH^{1-} que constituem o hidróxido de amônio:



O hidróxido de amônio, NH_4OH é uma base fraca e solúvel em água, podendo ser utilizada para fazer a brincadeira conhecida como "sangue do diabo", um líquido róseo que, ao ser borrifado sobre um tecido branco, perde rapidamente sua cor.

Você pode fazer o "sangue do diabo" dissolvendo em meio copo de água, 20 gotas de limpador com amoníaco (tipo Ajax) e 10 gotas de solução de fenolftaleína em álcool.

A explicação para o comportamento do "sangue do diabo" está no fato de que o hidróxido de amônio é a única base volátil. Inicialmente, o meio é básico e a fenolftaleína tem aí sua cor rosa característica. Quando o líquido é jogado sobre uma roupa, a amônia evapora e o meio passa a ficar neutro, o que faz a fenolftaleína voltar a ficar incolor e a mancha desaparece.

pH = Medida da acidez e da basicidade:

Você já reparou como a cor do chá muda ligeiramente quando se junta uma fatia de limão?

O chá está agindo como **indicador**, mostrando que o suco do limão aumentou a acidez. Algumas substâncias coloridas sofrem mudança em sua estrutura molecular na presença do íon H^{1+} ou do íon OH^{1-} e são usadas para mostrar se uma substância é ácida (H^{1+}) ou alcalina (OH^{1-}).

A grandeza que mede a acidez ou a alcalinidade de um sistema (solução) é chamada **pH**, abreviatura de "**potencial hidrogeniônico**"

O pH é uma escala que vai de 0 até 14 e baseia-se na quantidade de íons de hidrogênio H^{1+} (ou H_3O^{1+}) que uma solução contém. Assim por exemplo, o $\text{pH} = 1$ mostra que a solução contém muitos íons H^{1+} : é um meio fortemente ácido. O $\text{pH} = 14$ indica que a solução tem poucos íons H^{1+} : é um meio fortemente alcalino. O $\text{pH} = 7$ indica solução neutra (nem ácida nem alcalina).

Então, quanto menor for o valor do pH, maior será a acidez da solução.

Você deve observar que na escala de pH cada variação de uma unidade significa uma variação de 10 vezes na quantidade de íons H^{1+} ou H_3O^{1+}).

Assim por exemplo, uma solução com pH=3 contém uma quantidade de íons H^{1+} 10 vezes maior que uma solução com pH=4, o pH 1.0 é dez vezes mais ácido que o pH 2.0, cem vezes mais ácido que o pH 3.0 e, assim por diante.

A água destilada, quando rigorosamente pura, tem, aproximadamente, pH 7.0; a água de chuva, normalmente tem pH em torno de 5.6. Em diversos pontos do mundo, no entanto, tem-se registrado precipitações com índice de acidez próximo de 2.0; Como observam alguns cientistas, é como se chovesse ainda mais ácido que suco de limão, cujo pH é 2.1. A maioria dos peixes morrem quando o pH dos rios ou lagos atinge 4.5.

7.2.3. LEITURA COMPLEMENTAR

BASES MAIS COMUNS NA QUÍMICA DO DIA-A-DIA

Adaptada de Usberco e Salvador, Química - Vol. 1, Ed. Saraiva e Carvalho, G. C., Química Moderna, vol. 1, Ed. Scipione, 1995

Hidróxido de sódio ou soda cáustica - NaOH

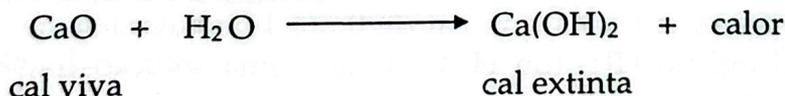
É sólido branco, cristalino, higroscópico, absorve água e CO_2 do ar. É altamente tóxico e irritante.

É a base mais importante da indústria e do laboratório, pois é produzida e consumida em grandes quantidades.

Usado na fabricação de sabões e detergentes, celofane, rayon, extração de celulose e obtenção de papel, refino do petróleo, refino de óleos vegetais, recuperação da borracha. Conhecida também como lixívia, é usada em certos tipos de limpadores de esgoto. Entra também na composição de certos produtos de limpeza domésticos, como os limpadores de forno e os desentupidores de pia. É muito corrosivo, exigindo bastante cuidado no manuseio. Suas soluções aquosas reagem lentamente com o vidro.

Hidróxido de cálcio - $Ca(OH)_2$ (cal apagada, cal extinta, cal hidratada)

É conhecida como cal extinta, pois pode ser obtida da cal viva ou cal virgem, pela reação com água:



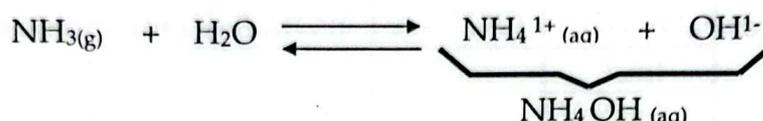
É a reação que ocorre quando os pedreiros preparam a argamassa (areia + cal) usada no assentamento de tijolos.

É relativamente solúvel na água e a solução aquosa de $Ca(OH)_2$ é chamada "leite de cal".

É consumida em grandes quantidades na construção civil (argamassa), nas pinturas a cal (caiação), na purificação do açúcar de cana e na preparação do alvejante chamado "cal clorada" = $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$.

Hidróxido de amônio - $\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{aq})}$

Líquido incolor, odor forte e penetrante, obtido pela dissolução de até 30 % de amônia ou gás amoníaco NH_3 em água. O hidróxido de amônio não existe isolado: forma-se apenas na presença de água:



É altamente tóxico, irritante dos olhos.

Usado na indústria têxtil, fabricação de borracha, fertilizantes, revelação de filmes fotográficos, produtos farmacêuticos, tratamento de madeira, tintas, detergentes, produtos alimentícios e produtos de limpeza doméstica, como Ajax, Fúria, etc.

Hidróxido de magnésio - $\text{Mg}(\text{OH})_2$

É um sólido branco, pouco solúvel em água. Quando disperso em água, a uma concentração de aproximadamente 7 % em massa, o hidróxido de magnésio origina um líquido branco e espesso que contém partículas sólidas misturadas à água. A esse líquido damos o nome de **leite de magnésia**, cuja principal aplicação consiste no uso como antiácido estomacal (neutraliza o excesso de HCl do suco gástrico) e laxante.

Hidróxido de alumínio - $\text{Al}(\text{OH})_3$

Base fraca, pouco solúvel em água, forma uma estrutura coloidal gelatinosa.

É usada no tratamento da água, pois, ao ser formada na superfície (através da reação do sulfato de alumínio com H_2O), tende a descer arrastando consigo as impurezas sólidas (como a argila).

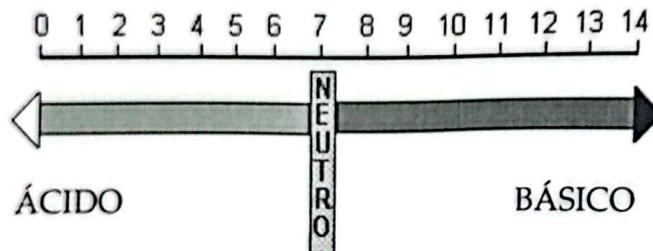
É usado também como antiácido estomacal.

Exercício

Identifique a base pela descrição do uso:

- | | |
|-------------------------|----------------------------|
| a) fabricação de sabão; | e) preparo da argamassa; |
| b) tratamento de água; | f) antiácido e laxante; |
| c) soda cáustica; | g) pintura de paredes. |
| d) leite de cal; | h) desentupimento de pias. |

7.2.4. ESCALA DE pH



Devemos observar então:

$\text{pH} = 7.0$ a quantidade de H^+ é igual a quantidade de OH^- . Meio neutro, água pura.

$\text{pH} < 7.0$ a quantidade de H^+ é maior que a quantidade de OH^- . Meio ácido.

Cafezinho $\text{pH} = 5$

Vinagre $\text{pH} = 3$

$\text{pH} > 7.0$ a quantidade de H^+ é menor que a quantidade de OH^- . Meio alcalino.

Limpador a base de amônia $\text{pH} = 12$

Clara de ovo $\text{pH} = 8$

Indicadores Ácido-Base

Existem substâncias que adquirem colorações diferentes em soluções ácidas ou básicas. São os indicadores ácido-base. Como exemplo, temos:

INDICADOR	ÁCIDO	BASE
Tornassol	Rosa	Azul
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho
Alaranjado de metila	Vermelho	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	Azul

Para se concluir que uma solução é básica ou ácida, é preciso observar a mudança de cor do indicador utilizado.

Por exemplo: No caso do Tornassol, temos em duas versões, o azul e o rosa; quando queremos verificar se uma solução é ácida, utilizamos o Tornassol azul e verificar se uma solução é básica, utilizamos o rosa.

Fazendo misturas convenientes, de vários indicadores comuns, os químicos conseguiram obter indicadores chamados Universais, que adquirem diferentes colorações em diferentes pHs. Tiras de papel de filtro embebidas no indicador Universal depois de secas são enroladas e vendidas no comércio. Na sua embalagem vem uma escala de cores e os valores dos respectivos pH expressos por números inteiros. Para avaliar o pH de uma solução, nela mergulhamos o papel indicador Universal e a seguir comparamos a sua coloração com a da referida escala de cores. Desta maneira, conseguimos avaliar o pH da solução com alguma aproximação.

Exercícios

1. Identifique a alternativa que apresenta dois produtos caseiros com propriedades alcalinas (básicas):
 - a) detergente e vinagre;
 - b) sal e açúcar;
 - c) Coca-Cola e leite de cal;
 - d) leite de magnésia e sabão.

2. Para acondicionar líquidos de propriedades ácidas e líquidos de propriedades básicas é conveniente a utilização de recipientes feitos respectivamente de:
- vidro e polietileno;
 - latão e vidro;
 - latão e alumínio;
 - polietileno e vidro.
3. "Sangue de diabo" é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre roupa branca. Para prepará-lo, adiciona-se fenolftaleína a uma solução de NH_3 em água.
- Por que o "sangue de diabo" é vermelho ?
 - Explique por que a cor desaparece.
 - Explique por que a cor aparece novamente quando a roupa é lavada com sabão.
4. Estabeleça a relação correta entre as bases dadas a seguir :
- I - NaOH II - $\text{Mg}(\text{OH})_2$ III - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ IV - NH_4OH
- e os usos e ocorrências de cada uma:
- antiácido estomacal
 - Ajax, Fúria, etc.
 - refino do petróleo
 - purificação do açúcar
5. Considere os seguintes materiais:
- solução aquosa de soda cáustica;
 - produtos de limpeza tipo Ajax;
 - água de bateria de automóvel;
 - leite de magnésia;
 - vinagre.

Quais tornam azul o papel róseo de tornassol? Por quê?

6. Nas condições ambientes, pastilhas de hidróxido de sódio, expostas ao ar durante várias horas, transformam-se em um líquido claro. Este fenômeno ocorre porque o hidróxido de sódio:
- absorve água do ar;
 - reage com o hidrogênio do ar;
 - reage com o oxigênio do ar;
 - produz água ao decompor-se.

Sugestões de Atividades Práticas

Experimento 12 : Caracterização das Funções Ácido e Base

Objetivos: Verificar as cores de alguns indicadores em presença de ácido e base.

Identificar uma solução desconhecida como ácida ou básica através do teste com indicadores testados.

Preparar um indicador usando repolho roxo.

Introdução teórica:

Ácidos são substâncias que, quando dissolvidas em água, liberam cátions do tipo H^{1+} , e as bases, dissolvidas em água, liberam ânions OH^{1-} .

Os indicadores geralmente são substâncias coloridas que mudam de cor na presença de ácidos ou bases. Assim, podemos verificar se uma substância que foi dissolvida em água é um ácido ou uma base com o auxílio dos indicadores.

Materiais
6 tubos de ensaio
frascos conta-gotas
suporte para tubos de ensaio
fenolftaleína
alaranjado de metila
azul de bromotimol
almofariz com pistilo
solução A e solução B

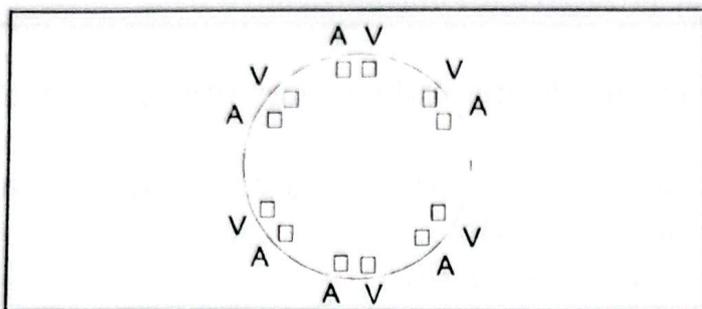
Reagentes
suco de limão
solução diluída de Ajax
solução diluída de NaOH
papel de tornassol azul e vermelho
vinagre
repolho roxo
béquer de 50 mL
vidro de relógio com 11 cm de diâmetro

Procedimento experimental:

Parte 1 - Verificação do comportamento do tornassol:

- Corte uma tira de papel tornassol vermelho (TV) em 6 pedaços e faça o mesmo com uma tira de papel tornassol azul (TA).
- Arrume os pedaços de tornassol no vidro de relógio como mostra a figura 1.
- Coloque uma gota de suco de limão no tornassol vermelho e uma gota no tornassol azul. Observe e anote a cor na tabela 1.
- Repita a operação c para o vinagre, e, sucessivamente, para as outras soluções, sempre observando a cor e anotando na tabela 1.

e) Agora, classifique as substâncias que testou em dois grupos, de acordo com a coloração que produzem no tornassol.



Grupo 1	Grupo 2

Parte 2 - Verifique agora o que ocorre usando fenolftaleína:

a) Coloque 20 gotas de cada solução em tubos diferentes e adicione 2 gotas de fenolftaleína em cada tubo. Agite, observe a coloração e anote na tabela 1.

Parte 3 - Verifique o que ocorre com o alaranjado de metila:

Esvazie e lave bem os tubos de ensaio e repita as operações da parte 2, colocando agora, em cada solução, 2 gotas de alaranjado de metila.

Parte 4 - Verifique o que ocorre com o azul de bromotimol:

Esvazie e lave bem os tubos de ensaio e repita as operações da parte 2, colocando agora, em cada solução, 2 gotas de azul de bromotimol.

Parte 5 - Prepare você um indicador

a) Extraia o suco do repolho roxo, triturando, num almofariz, a metade de uma folha picada em pedacinhos. Coloque um pouco de água e decante o extrato para o béquer de 50 mL.

b) Repita a operação da parte 2, colocando agora em cada solução, 10 gotas do suco do repolho roxo. Observe a cor e anote na tabela 1.

TABELA 1

	suco de limão	vinagre	sol. de NaOH	Ajax	sol. A	sol. B
tornassol						
fenolftaleína						
alaranjado de metila						
azul de bromotimol						
suco de repolho roxo						

Parte 6 - Teste o sabão:

Faça uma solução de sabão, teste com um dos indicadores e classifique-a num dos grupos estudados: Grupo 1 (ácidos) ou Grupo 2 (bases).

Exercícios

1. Anote em seu caderno a cor de cada um dos indicadores testados:
 - a) em presença de ácido
 - b) em presença de base.
2. Considerando o grupo dos ácidos, o que os faz mudar a cor dos indicadores?
3. Considerando o grupo das bases, o que as faz mudar a cor dos indicadores?
4. Suponha que você receba três frascos sem rótulo, contendo líquidos incolores. Um deles pode conter solução aquosa de ácido clorídrico, outro, solução aquosa de hidróxido de sódio e, o outro, solução aquosa de cloreto de sódio. Descreva um procedimento que faria para identificar corretamente o conteúdo de cada frasco.
5. Durante esta atividade e após adicionar um dos indicadores a uma das soluções, você tinha num tubo de ensaio o que se denomina "sangue do diabo". Você é capaz de identificar a solução aquosa e o indicador ?
6. Durante a atividade prática, um aluno derramou um pouco do "sangue do diabo" em sua camisa branca, só para testar. No dia seguinte, quando sua mãe foi lavar a camisa com sabão, a mancha reapareceu. Você sabe explicar por quê ?

Experimento 13: ACIDEZ E BASICIDADE - INDICADORES

Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA Roque Cruz
- Editora Scipione - Volume I)

Objetivo: Estudar o comportamento de alguns indicadores em relação aos meios ácidos e básicos.

Material:
pisseta
2 micropipetas (azul e vermelha)
2 tubos de ensaio
2 rolhas
placa de reações

Reagentes:
H ₂ SO ₄
NaOH
água destilada
vermelho neutro
azul de bromotimol
alaranjado de metila
papel de tornassol (vermelho ou azul)
fenolftaleína

Procedimento:

- Em um tubo de ensaio, coloque 3 mL de água e 1 gota de H₂SO₄.
- Feche o tubo com uma rolha e homogeneize a solução, agitando.
- Com o auxílio da micropipeta vermelha, adicione 6 gotas da solução preparada em cada célula listada A1, A2, A3 e A4.
- Analogamente, prepare uma solução de NaOH usando 3 mL de água e uma pastilha de NaOH.
- Com o auxílio da micropipeta azul, adicione 6 gotas da solução de NaOH preparada, em cada célula: B1, B2, B3 e B4.
- Com a micropipeta sem cor, complete os volumes das células com 5 gotas de água destilada, agitando-as em seguida.
- Usando o papel indicador, observe a coloração adquirida quando em contato com as soluções ácidas e básicas. Anote as cores obtidas.
- Em cada célula, aplique um indicador diferente (2 gotas quando líquido), observe a coloração adquirida pelo meio e anote na tabela.

Indicador	Meio	Coloração
tornassol vermelho (ou azul)	ácido	
	básico	
azul de bromotimol	ácido	
	básico	
alaranjado de metila	ácido	
	básico	
vermelho neutro	ácido	
	básico	
fenolftaleína	ácido	
	básico	

Experimento 14: ACIDEZ E BASICIDADE - INDICADORES II
 (Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA Roque Cruz
 - Editora Scipione - Volume I)

Objetivo: Analisar o caráter ácido/base de algumas substâncias de nosso uso cotidiano.

Material:
placa de reações
pisseta

Reagentes:
vinagre
limão
cândida (ou alvejante, ou água sanitária)
amoníaco
água filtrada
sabão em pedra
azul de bromotimol

Procedimento:

- Em cada célula, adicione pequenas porções de substâncias, de acordo com a tabela abaixo; complete até a metade do volume da célula com água destilada da pisseta.

Material-Célula	Coloração	Caráter Ácido-Base
amoníaco - A1		
vinagre - A2		
água filtrada - A3		
cândida - A4		
sabão em pedra - A5		
suco de limão - A6		

- Em cada célula, adicione 2 gotas de azul de bromotimol, observe a coloração obtida e classifique o material quanto ao caráter (ácido ou básico).

Experimento 15: Extrato de Repolho Roxo como Indicador Universal de pH

Por apresentar cores diversas conforme a acidez ou basicidade do meio em que se encontra, o extrato de repolho roxo pode constituir-se em bom indicador de pH, substituindo - ainda que para menor número de faixas de

pH - os papéis indicadores universais, que só podem ser adquiridos em lojas especializadas e não são encontráveis em todas as regiões do país.

Neste experimento será utilizado extrato de repolho roxo para construção de uma escala de pH.

Material:

- 14 tubos de ensaio ou frascos de remédio transparentes e incolores;
- 2 seringas de 10 mL;
- 1 peneira;
- 1 conta-gotas;
- 1 bequer de 500 mL
- 1 Bico de Bunsen (ou lamparina a álcool).

Reagentes:

- Solução diluída de ácido clorídrico (1 mL de ácido concentrado em água até 100 mL);
- Solução de hidróxido de sódio (1 pastilha de NaOH em 100 mL de água destilada);
- Detergente com amoníaco (verificar no rótulo);
- Álcool comum para lamparina;
- Vinagre branco;
- Repolho roxo;
- Água destilada.

Procedimento:

Parte 1 - Preparação do extrato de repolho roxo.

Corte o repolho em pedaços pequenos e coloque-os no bequer com água destilada até cobri-los.

Ferva até que a água seja reduzida à metade do volume inicial.

Com o auxílio de uma peneira, coe a solução obtida.

Obs.: O extrato de repolho roxo deve ser guardado em geladeira, ou de preferência congelado, pois se decompõe com o tempo.

Parte 2 - Preparação da escala padrão:

Prepare nos tubos de ensaio as soluções indicadas na tabela.

Rotule os frascos com os valores de pH aproximados de acordo com a tabela.

As soluções não podem ser guardadas; para poder utilizá-las como escala padrão de pH, elas devem ser preparadas na hora do uso. Os valores aproximados de pH foram medidos com pHmêtro.

SOLUÇÃO	PREPARO	VALOR DE pH (APROXIMADO)
1	5 mL de ácido clorídrico + 5 mL de extrato de repolho	1
2	5 mL de água destilada + 5 gotas de vinagre branco + 5 mL de extrato de repolho	3
3	5 mL de água destilada + 5 mL de extrato de repolho	6
4	5 mL de água destilada + 1 gota de detergente com amoníaco + 5 mL de extrato de repolho	9
5	5 mL de água destilada + 5 gotas de detergente com amoníaco + 5 mL de extrato de repolho	11
6	5 mL de solução diluída de hidróxido de sódio + 5 mL de extrato de repolho roxo	12

Podem ser usados lápis de cor para fazer uma escala durável em papel, tal como as que existem nos rótulos dos papéis indicadores de pH, que poderá ser utilizada em vários experimentos, sem a necessidade de preparar novamente os tubos com soluções de escala de padrão.

Parte 3 - Testando o pH de diferentes materiais.

Nesta parte do experimento são testados alguns elementos ou materiais de uso doméstico para determinar a acidez ou basicidade dos mesmos, como por exemplo xampu, leite, suco de limão, solução de bateria de automóveis, detergente líquido, clara de ovo, etc. Para isso:

- * coloque em cada tubo de ensaio 5 mL de água destilada e 5 mL de extrato de repolho roxo, tal como na Parte 2. Acrescente a cada um cinco gotas do material a ser testado.
- * compare a cor obtida com a escala padrão.

Questões propostas

- 1) Quais dos materiais testados são ácidos? Entre esses, quais são os mais ácidos?
- 2) Quais são básicos? Quais são os mais básicos?
- 3) Certo material confere cor lilás ao repolho roxo. Em que faixa de pH este material se encontra?

Exercício

Identifique o sal pela descrição do emprego:

- | | |
|--------------------------|------------------------------|
| a) sal-gema | d) ossos de animais |
| b) fabricação da pólvora | e) aditivo do sal de cozinha |
| c) salitre | f) barrilha |

7.3. SAIS

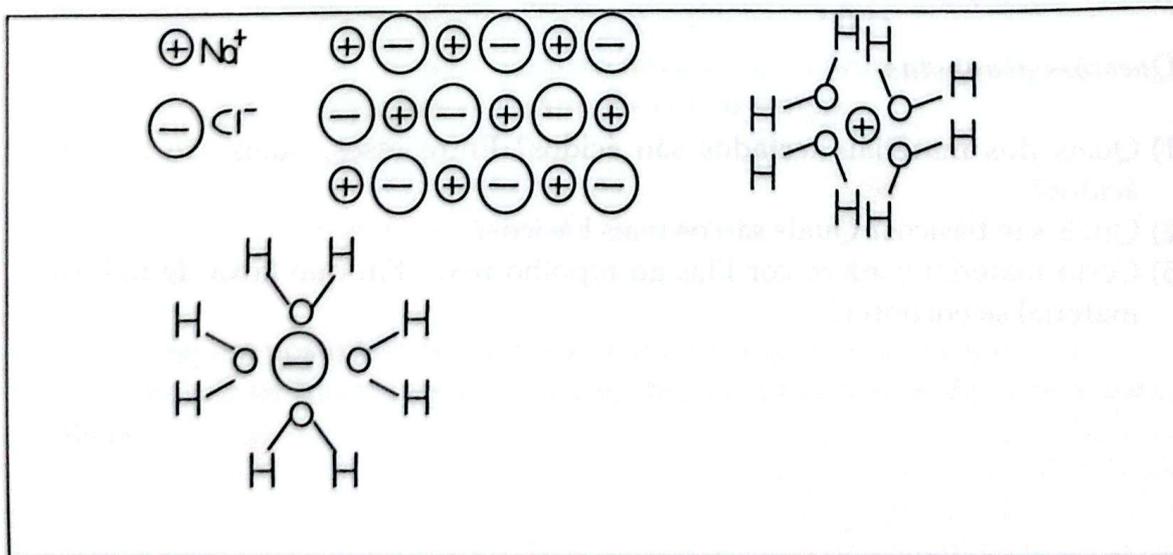
Você já sabe que sais são compostos que ocorrem naturalmente e que freqüentemente se dissolvem em água. A água serve como meio de transporte para os sais e, dos rios, eles são levados para o mar, tornando-o "salgado".

O sal que usamos nos alimentos (NaCl) é apenas um dos existentes. Há muitos outros.

O bicarbonato de sódio (NaHCO_3) é usado como antiácido estomacal e também como fermento para bolos e bolachas; o sulfato de sódio Na_2SO_4 (sal de Glauber) e o sulfato de magnésio MgSO_4 (sal amargo) são usados como laxante; o gesso usado em ortopedia é o sulfato de cálcio hidratado $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Um sal se forma toda vez que um ácido reage com um metal ou com uma base. Sais são compostos iônicos, são sólidos à temperatura ambiente e formam, em geral, lindos cristais.

Nos sais, o cátion é igual ao da base (ou do metal) que o originou e o ânion é igual ao do ácido. Dissolvidos em água os sais sofrem **dissociação iônica**, isto é, separação de seus íons. A água provoca esta separação e, por ser polar, **solvata**, isto é, cerca os íons, impedindo sua união. Assim, dissolvidos em água os sais conduzem corrente elétrica, ou seja, são **eletrólitos**.



7.3.1. NEUTRALIZAÇÃO

Sempre que um ácido (que contém o íon H^{1+}) encontra uma base (que contém o íon OH^{1-}), ocorre uma reação chamada **neutralização**: resultam daí a água (H_2O) e um componente chamado **sal**.



Esta reação pode ser usada para tratar ferroadas de insetos e irritações causadas por certas plantas. O ferrão da vespa é constituído por uma base, que se pode neutralizar por um ácido (suco de limão ou vinagre, por exemplo). A abelha e a formiga têm um ácido no ferrão, que se neutraliza com um álcali: o sabão. As urtigas também são ácidas, o que também pode ser tratado com sabão, que é alcalino.

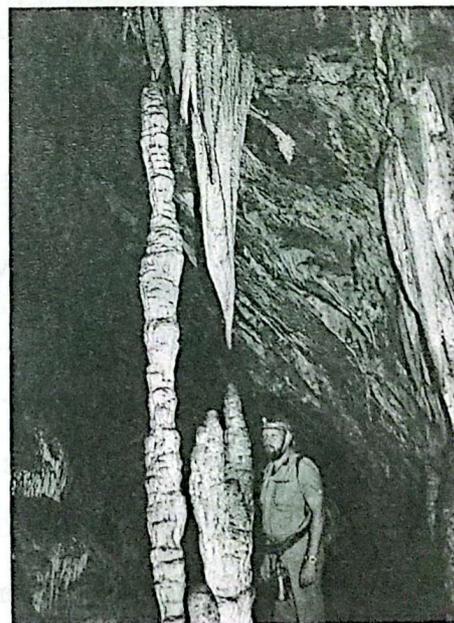
Como a reação de neutralização é comum e forma sais, é muito mais fácil encontrarmos sais na natureza do que ácidos ou bases livres. Assim, não há jazidas naturais de ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido fosfórico, hidróxido de sódio, hidróxido de cálcio, etc. Todos esses produtos são fabricados pela indústria.

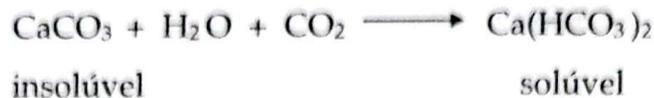
Porém, na crosta terrestre há jazidas de sais, entre eles o sal-gema ($NaCl$ - cloreto de sódio), que também pode ser encontrado dissolvido na água do mar.

O nitrato de sódio ($NaNO_3$), conhecido como salitre, é encontrado em extensas jazidas no Chile. O fosfato de cálcio: $Ca_3(PO_4)_2$ é componente importante dos ossos e dentes dos mamíferos.

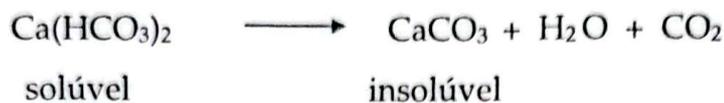
O sulfato de cálcio di-hidratado $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ encontra-se na natureza e é chamado gipsita. Ao ser aquecida, a gipsita se desidrata parcialmente e dá origem ao gesso.

- carbonato de cálcio $CaCO_3$ é um dos sais mais espalhados na crosta terrestre. Existem muitos terrenos calcários (ricos em $CaCO_3$) e o mármore é uma variedade natural deste sal. Em certas grutas ocorrem formações calcárias de cima (teto) para baixo, chamadas **estalactites**, e de baixo (piso) para cima, chamadas **estalagmites**. A explicação para estas formações é a seguinte: as águas naturais que contêm CO_2 , em contato com as rochas de carbonato de cálcio, transformam o $CaCO_3$, insolúvel, em bicarbonato de cálcio, $Ca(HCO_3)_2$, que é solúvel.





O bicarbonato de cálcio, então, é levado pelas águas que penetram nas cavernas, gotejando do teto. Nesse gotejamento, o $\text{Ca(HCO}_3)_2$ se decompõe, regenerando o CaCO_3 , que, por ser insolúvel, vai formando novamente uma rocha grudada no teto e no piso:



7.3.2. SAIS PRESENTES EM NOSSA VIDA.

Os sais no corpo

Se você tiver a curiosidade de experimentar sua lágrima, notará que ela é salgada. Sempre que você transpira seu corpo perde sal (NaCl) e, como ele é vital para a saúde, a perda pode levar à desidratação ou a um colapso. É por isso que os médicos recomendam pastilhas de sal em lugares quentes: é para repor o sal perdido no suor.

Mensagens no corpo são levadas como sinais elétricos ao longo das fibras nervosas. Quando há um falha, o sinal é levado adiante pelos íons K^{1+} e Na^{1+} no líquido da célula. Esses íons vêm dos sais na alimentação. Os sais minerais contidos nos alimentos fornecem os seguintes íons ao organismo:

PO_4^{3-} - armazenamento de energia pelas células.

Ca^{2+} - mecanismo de coagulação sangüínea.

Ca^{2+} e PO_4^{3-} - formação de ossos e dentes.

K^{1+} ; Na^{1+} ; Cl^{1-} ; Ca^{2+} ; Mg^{2+} - funcionamento de nervos e músculos.

K^{1+} ; Mn^{2+} ; Zn^{2+} ; Cu^{2+} ; Co^{2+} ; Mg^{2+} - funcionamento das enzimas.

Fe^{2+} ; Cu^{2+} - formação dos glóbulos vermelhos.

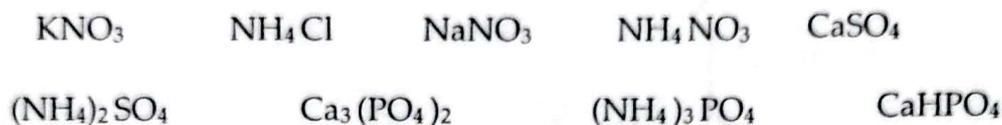
I^{1-} - funcionamento da glândula tireóide.

Sais indispensáveis aos vegetais

Os vegetais precisam, entre outros elementos, de grandes quantidades de:

nitrogênio - necessário para o crescimento das folhas;
fósforo - importante para o desenvolvimento das raízes;
potássio - indispensável para a floração e a formação dos frutos.

É o tradicional **N - P - K** dos fertilizantes. Pois bem: os fertilizantes são fabricados de modo a fornecer esses elementos na forma de sais. Alguns sais presentes nos fertilizantes são:



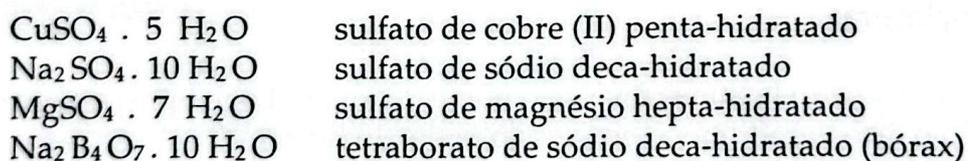
Sais hidratados

O gesso é obtido da gipsita, um dos minerais que ocorrem em grandes depósitos, em várias partes do mundo. A gipsita é um exemplo de sal hidratado. Trata-se do sulfato de cálcio di-hidratado $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ onde a água que aparece na fórmula é chamada de **água de cristalização**.

Chamamos de **água de cristalização** ou **água de hidratação** àquela que se encontra presente dentro do retículo cristalino de um composto iônico, em quantidade bem definida, fazendo parte de sua composição.

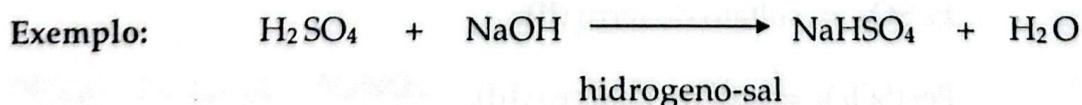
Um sal é chamado **sal hidratado** quando possui água de cristalização.

Outros exemplos, além da gipsita, são:



Hidrogeno-sal

É um sal cujo ânion tem um ou mais hidrogênios ionizáveis. Resulta de uma reação de neutralização parcial do ácido.

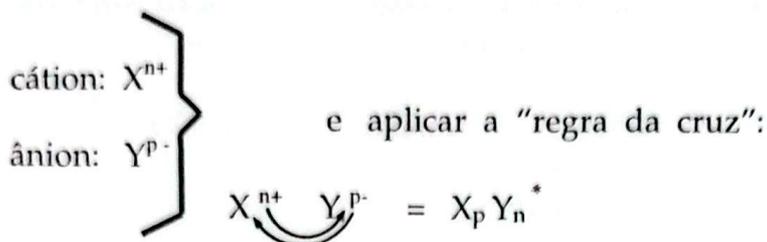


O hidrogeno-sal mais importante é o NaHCO_3 conhecido como bicarbonato de sódio.

7.3.3. FORMULAÇÃO E NOMENCLATURA DE SAIS

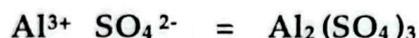
Formulação:

Podemos considerar de maneira genérica, os sais como sendo formados por:

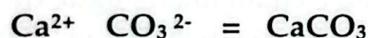


Exemplos:

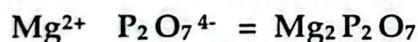
a) fórmula do sal com cátion = Al^{3+} e ânion = SO_4^{2-}



b) fórmula do sal com cátion = Ca^{2+} e ânion = CO_3^{2-}



c) fórmula do sal com cátion = Mg^{2+} e ânion = $P_2O_7^{4-}$



Nomenclatura:

Em primeiro lugar escreve-se o nome do ânion. Logo após, escreve-se a preposição **de** e por último, escreve-se o nome do cátion.

Sempre que o cátion tiver mais de uma valência (vide tabela de cátions), esta deverá ser indicada por algarismos romanos.

Exemplos: $CaCO_3$ = carbonato de cálcio.

Na_2SO_4 = sulfato de sódio.

$FeSO_4$ = sulfato de ferro (II).

$Fe_2(SO_4)_3$ = sulfato de ferro (III).

* Sempre que $n = p$ ou n e p forem múltiplos, deve-se simplificá-los

Exercícios

1. Escreva o nome de:

- a) KMnO_4
- b) Na_2CO_3
- c) CdS

- d) FeCl_3
- e) ZnSO_4

2. Escreva a fórmula de:

- a) sulfato de ouro (III)
- b) nitrato de chumbo (II)
- c) iodeto de sódio

- d) perclorato de potássio
- e) oxalato de cálcio
- f) fluoreto de magnésio

7.3.4. LEITURA COMPLEMENTAR

SAIS MAIS COMUNS NA QUÍMICA DO DIA-A-DIA

Adaptada de Usberco e Salvador, Química - Vol. 1, Ed. Saraiva e Carvalho, G. C., Química Moderna, vol. 1, Ed. Scipione, 1995

Cloreto de sódio - NaCl

Pode ser encontrado dissolvido na água do mar, de onde é extraído por evaporação nas salinas, ou em jazidas na crosta terrestre (sal-gema).

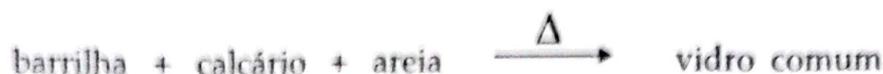
É usado na alimentação e, para esse fim, deve ser adicionado ao NaCl o iodeto (NaI ou KI) para evitar o bócio. É utilizado também na conservação de carnes, peles e pescado. Com gelo, obtém-se uma mistura que atinge até -22°C usada como mistura refrigerante. A solução contendo 0,92 % de NaCl em água estéril é conhecida como soro fisiológico.

Nitrato de sódio - NaNO_3

É conhecido como salitre ou nitro. É usado como fertilizante e na fabricação de pólvora.

Carbonato de sódio - Na_2CO_3

É comercializado na forma impura, com o nome de barrilha ou soda. É utilizado na fabricação do vidro comum e de sabões.

Fluoreto de sódio - NaF

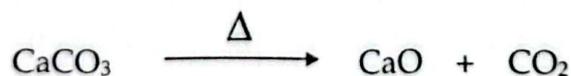
É utilizado na fluoretação da água potável e na fabricação de pastas de dente, para diminuir a incidência de cárie dentária, pois inibe a desmineralização dos dentes.

Hipoclorito de sódio - NaClO

É um sal vendido comercialmente em solução aquosa com os nomes de água sanitária ou água de lavadeira. Possui efeito bactericida e alvejante, sendo usado no tratamento da água e na limpeza doméstica.

Carbonato de cálcio - CaCO_3

É um dos sais mais espalhados na crosta terrestre. É conhecido como calcário. O mármore é uma variedade de CaCO_3 . O calcário é utilizado na fabricação de cal viva CaO



É utilizado também na fabricação do vidro comum e do cimento Portland.

Sob a forma de mármore é utilizado em pias, pisos, escadarias, estátuas, monumentos, etc. A obra "Pietà" de Michelangelo é um exemplo marcante de escultura em mármore.

Fosfato de cálcio - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

É componente importante dos ossos e dentes do corpo. Encontra-se sob a forma dos minerais fosforita e apatita. É utilizado para se

obter o elemento químico fósforo e seus compostos e também para fabricar fertilizantes para a agricultura. A "farinha de osso", obtida por incineração de ossos de animais tem alto teor de fosfato de cálcio.

AS UTILIDADES DO BICARBONATO DE SÓDIO

Quando o bicarbonato de sódio reage com um ácido, ocorre a liberação de gás carbônico (efervescência):



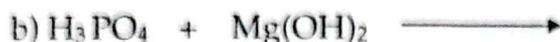
Você mesmo pode observar a efervescência adicionando bicarbonato de sódio sólido (adquirido em farmácias) a uma porção de vinagre ou suco de limão.

A reação com ácidos explica por que o NaHCO_3 pode ser usado em fermentos, extintores de incêndio e como antiácido estomacal.

- * **antiácido estomacal**: ao ser ingerido, o NaHCO_3 reage com o HCl presente no estômago, combatendo a acidez estomacal e a azia.
- * **fermento para bolos**: o fermento, além do NaHCO_3 , contém também um ácido orgânico, geralmente o ácido tartárico. Quando dissolvemos o fermento em água ou leite, ocorre a reação entre ambos, libertando CO_2 que faz a massa do bolo crescer (expandir-se) e ficar fofo.
- * **extintores de incêndio de espuma química**: Quando virado de "cabeça para baixo", o H_2SO_4 contido num recipiente interno entra em contato com o NaHCO_3 . O CO_2 produzido sai misturado com a solução, formando uma espuma que é usada para apagar o fogo. A espuma contém íons dissolvidos e, portanto, conduz a corrente elétrica. Assim, esse tipo de extintor não pode ser usado em equipamento ligado à rede elétrica.

EXERCÍCIOS

1. Complete as equações químicas:



2. Escreva as equações químicas das reações entre:

- a) ácido bórico e hidróxido de ferro (III);
- b) ácido nítrico e hidróxido de alumínio;
- c) ácido fosfórico e hidróxido de cálcio;
- d) ácido oxálico e hidróxido de magnésio;
- e) ácido bromídrico e hidróxido de cádmio.

3. Escreva a equação química da reação que permite obter cada um dos sais abaixo a partir do ácido e da base correspondentes:

- a) sulfato de bário;
- b) fosfato de bismuto;
- c) dicromato de alumínio;
- d) sulfeto de ferro (III).

4. Urtiga é um nome genérico dado a diversas plantas cujas folhas, cobertas de pelos finos, liberam ácido fórmico em contato com a pele, produzindo irritação. Cite dois produtos de uso doméstico que podem ser utilizados para diminuir esta irritação. Justifique sua resposta.

5. Verifica-se alteração na cor do chá-mate ao se adicionar gotas de limão.

- a) como se explica?
- b) como retornar à cor original ? (Conselho: não beba o chá no fim da experiência.)

6. O ácido muriático é usado na limpeza de edifícios, após a caiação, para remover os respingos de cal.

- a) por que isso pode ser feito ?
b) equacione a reação que ocorre no processo.

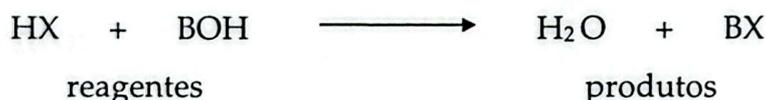
7. Equacione a reação que ocorre no estômago quando uma pessoa ingere leite de magnésia.

7.3.5. REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO:

Reação química é um fenômeno químico no qual as substâncias presentes no estado final (**produtos**) são diferentes das substâncias do estado inicial (**reagentes**). A reação química é representada através de uma **equação química**.

Reação de neutralização (ou salificação) é a reação entre um ácido (HX) e uma base (BOH); os produtos são água (H₂O) e um sal (BX).

Equação química :



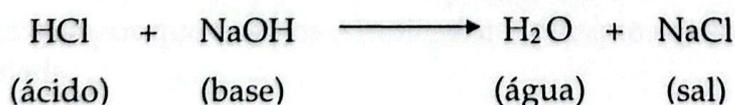
cátion - igual ao da base

Note que o sal tem:

ânion - igual ao do ácido

Exemplo: reação entre ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH).

Equação química:



Nas reações químicas comuns não há transformação apreciável de massa em energia, o que nos leva a concluir que os produtos resultantes de uma reação química devem ter a mesma massa dos reagentes. Isto foi demonstrado em 1774 por Lavoisier e constitui a **Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação da Massa**, que pode ser enunciada como:

"Na natureza nada se perde, nada se cria: tudo se transforma."

Então, numa reação química, dentro dos limites experimentais, a massa **não é criada nem destruída**. Uma consequência, do ponto de vista da Química, é que **em qualquer equação química, o número de átomos de cada elemento químico deve ser igual nos dois membros da equação**.

Desse modo, ao se escrever uma equação química deve-se proceder ao acerto de coeficientes (ou balanceamento) para que a Lei de Lavoisier seja obedecida.

Exemplo:



Sugestão de Atividades Práticas

Experimento 16: REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO

(Atividade extraída do livro EXPERIMENTOS DE QUÍMICA EM MICROESCALA Roque Cruz - Editora Scipione - Volume 1)

Objetivo: Realizar experimentalmente uma reação de neutralização total.

Material
Bagueta
micropipeta (azul e preta)
colher de medida
placa de reações
tela metálica
cápsula de porcelana
pinça de madeira
tripé
tubo de ensaio
rolha

Reagentes
NaOH
azul de bromotimol
HCl
água destilada

Procedimento:

- Na célula B2, adicione 1 gota de HCl concentrado em 1 mL de água. Agite o sistema com o auxílio da bagueta.
- Adicione 2 gotas de azul de bromotimol na solução contendo o ácido.
- No tubo de ensaio, coloque 3 mL de água destilada e 1 pastilha de NaOH. Homogeneize a solução, tampando-a com a rolha e agitando o tubo.
- Com o auxílio da micropipeta azul, adicione gota a gota a solução de NaOH à de HCl, até que esta adquira a cor azulada (agite a solução de HCl continuamente, enquanto adicionar cada gota da solução de NaOH, para aumentar o contato entre os reagentes e, portanto, facilitar a reação).
- Com o auxílio da micropipeta preta, coloque 1 mL da solução obtida (azul) na cápsula de porcelana. Aqueça e observe.
- Explique por que usamos o indicador e por que aquecemos a solução azulada.

7.3.6. LEITURA SUPLEMENTAR

O CIMENTO

Adaptado: Vanin, J. A. Alquimistas e Químicos.
Ed. Moderna, 1994

Para se construir um edifício ou uma casa, é necessário dispor do material adequado.

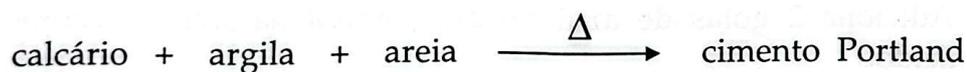
No passado, todo esse material provinha estritamente dos recursos naturais oferecidos pelo meio ambiente, como, por exemplo, a madeira e as pedras. Mas, seja qual for o tipo de material utilizado, é preciso dispor de algum aglutinante que permita uni-lo. Os egípcios empregaram, no interior das pirâmides, uma argamassa de gesso impuro, para o assentamento das pedras e revestimento das paredes. Quimicamente, o gesso é sulfato de cálcio, que, misturado com água, forma uma massa pegajosa e modelável.

Os gregos e os romanos usavam uma argamassa de material vulcânico (constituída principalmente por silicatos), areia (óxido de silício), cal extinta (hidróxido de cálcio) e água. O Coliseu Romano é um exemplo de construção antiga que foi erguida com esse tipo de cimento primitivo.

Nas construções da Idade Média, era comum o uso de uma mistura de areia e cal, algumas vezes desidratada por prévio aquecimento, embora os resultados fossem precários.

A tecnologia das construções teve um grande avanço com o uso do cimento Portland, em 1824. Com ele é possível obter uma argamassa que, após endurecida, tem a aparência de uma pedra. Esse material era extraído e empregado na ilha de Portland, na Inglaterra, daí o nome.

Para a obtenção desse cimento são misturados calcário (carbonato de cálcio) e argila (mistura de vários silicatos). A mistura é aquecida a 1500 °C, obtendo-se um material apelidado de **clínquer**.



O clínquer consiste de pedriscos bastante duros, de cor cinza escuro, os quais, moídos, constituem o cimento. A seguir, são adicionados 5 % de gesso a fim de retardar o endurecimento e melhorar a liga, isto é, a capacidade de adesão. Na realidade, o clínquer tem uma grande quantidade de silicato de cálcio anidro, que, em contato com água, sofre transformações por hidratação e hidrólise. São as reações químicas envolvidas nesse processo que permitem a formação de um gel coloidal de área superficial interna, que forma uma massa grudenta. Esta une as partículas maiores formadas por grãos de areia (adicionada para preparar a argamassa) ou pedaços de pedra britada (adicionada para preparar o concreto), originando, após a secagem, uma massa dura e resistente. Na superfície ocorrem também reações com o gás carbônico do ar. Com isso, o processo de endurecimento do cimento dura anos, durante os quais os processos químicos referidos prosseguem, ainda que em baixa velocidade.

Misturado com o amianto (material fibroso constituído por silicato de magnésio), dá origem ao cimento-amianto, comercializado com o nome de Brasilit. Pelas suas boas qualidades impermeáveis, esse cimento é usado para a confecção de telhas e caixas d'água.

Questões

1. Escreva as fórmulas dos sais citados :

- | | |
|------------------------|----------------------------|
| a) carbonato de cálcio | d) silicato de magnésio |
| b) silicato de cálcio | e) silicato de alumínio |
| c) sulfato de cálcio | f) silicato de ferro (III) |

2. Que sais constituem:

- | | |
|-------------|------------|
| a) calcário | c) gesso |
| b) argila | d) amianto |

7.4. ÓXIDOS

Introdução:

Há mais oxigênio da Terra do que qualquer outro elemento. Respiramos oxigênio, encontramos nas rochas, nos minerais, na água e bem alto, na atmosfera, temos ozônio, uma camada protetora contra os raios ultravioletas do sol.

O oxigênio é muito relativo. Queimar, oxidar são algumas das reações que acontecem quando substâncias se combinam com o oxigênio do ar.

7.4.1. REAÇÕES COM OXIGÊNIO:

Se você sentisse frio na Lua, nunca seria capaz de acender uma fogueira. A combustão é uma reação em que uma substância se combina com o oxigênio e na Lua não há oxigênio.

Muitas reações diárias e importantes envolvem reações com oxigênio. Ela ocorre quando uma substância queima, usando um metal se oxida, até quando respiramos.

A combustão ou oxidação de certas substâncias leva à formação de uma classe de compostos com elemento químico oxigênio.

São os óxidos, substâncias mais abundantes na crosta terrestre. Um bom exemplo é a combustão do magnésio; reação, que há algum tempo atrás era realizada em lâmpadas de flash descartáveis. É uma reação que ocorre com grande liberação de energia na forma de luz e calor. O produto dessa reação, uma substância branca, é o óxido de magnésio.

Temos então:



Outro exemplo de reação com formação de óxido é a respiração, cujo óxido formado é o dióxido de carbono.

O que seria então um óxido?

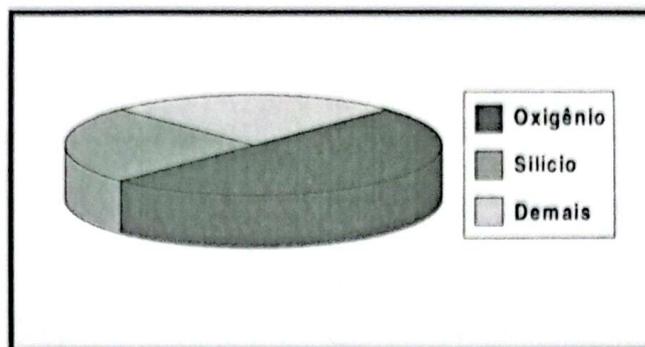
Óxido é todo composto constituído de dois elementos químicos (composto binário) sendo o oxigênio o mais eletronegativo.

7.4.2. OCORRÊNCIA DOS ÓXIDOS NA NATUREZA

Como foi dito anteriormente, os óxidos são muito abundantes na crosta terrestre, inúmeros são os minerais e minérios constituídos por óxidos. Veja:

- * Hematita, principal minério de ferro: Fe_2O_3
- * Quartzo, cristal de rocha, sílica: SiO_2
- * Pirolusita, minério de manganês: MnO_2
- * Cassiterita, minério de estanho: SnO_2
- * Bauxita, minério de alumínio: Al_2O_3

O óxido mais abundante na crosta terrestre é o SiO_2 (sílica). A areia é basicamente sílica; o quartzo, um dos componentes do granito, também é sílica. Os silicatos naturais, na realidade, são misturas dos quais a sílica é componente obrigatório. O oxigênio e o silício são os dois elementos, mais frequentes na constituição da crosta terrestre. Assim, o oxigênio participa com 50% e o silício com 25% da construção, sobrando 25% para repartir com os demais elementos.



7.4.3. PRINCIPAIS ÓXIDOS NA NOSSA VIDA

Dióxido de carbono - CO₂ - É um gás incolor, inodoro, mais denso que o ar, por isso pode se acumular no chão e causar asfixia se sua concentração for maior que 0,5% em volume. Não é combustível por isso é usado como extintor de incêndios. O dióxido de carbono sólido é chamado de gelo seco. É muito usado para produzir baixas temperaturas.

O dióxido de carbono não é tóxico, portanto não é poluente. É utilizado em refrigerantes e nas águas gaseificadas.

O CO₂ é o principal responsável pelo chamado efeito estufa.

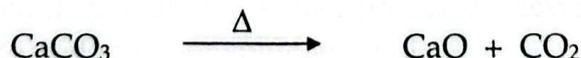
Este gás forma-se no processo de respiração dos seres vivos (animais e vegetais) e é consumido no processo de fotossíntese realizado pelas plantas.

O CO₂ forma-se principalmente na queima dos combustíveis (derivados do petróleo, álcool e carvão).

Até certo tempo atrás, o teor de CO₂ na atmosfera manteve-se constante devido ao equilíbrio dos processos: respiração, fotossíntese e combustão de compostos orgânicos.

Recentemente, o teor de CO₂ na atmosfera tem aumentado e esse fato é responsável pelo aumento da temperatura global da terra. O aumento do teor desse gás é devido ao aumento da queima dos combustíveis e a diminuição da fotossíntese provocado pelo desmatamento.

Óxido de cálcio - CaO - O calcário é uma rocha constituída de carbonato de cálcio CaCO₃, sendo muito utilizado na pavimentação de passeios públicos e na obtenção da cal viva (óxido de cálcio).



A essa reação damos nome de decomposição térmica do calcário. A cal viva formada é aplicada em pintura (caiação) e também em argamassa, uma mistura de areia, cimento e cal. Na agricultura é utilizada para neutralizar acidez do solo.

Cal virgem reage com água formando hidróxido de cálcio (cal extinta).



Monóxido de carbono - CO - É um gás incolor, extremamente tóxico. Forma-se na queima incompleta de combustíveis, como a gasolina, óleo diesel, querosene, etanol, etc., constituindo um seríssimo poluente atmosférico.

O monóxido de carbono é muito venenoso, pois tem muito mais afinidade pela hemoglobina que o oxigênio sendo assim transportado para as célula. A reação entre hemoglobina e monóxido de carbono pode ser revertida, por isso é bom respirar ar fresco em caso de envenenamento.

7.4.4. CHUVA ÁCIDA

Óxidos formadores de chuva ácida

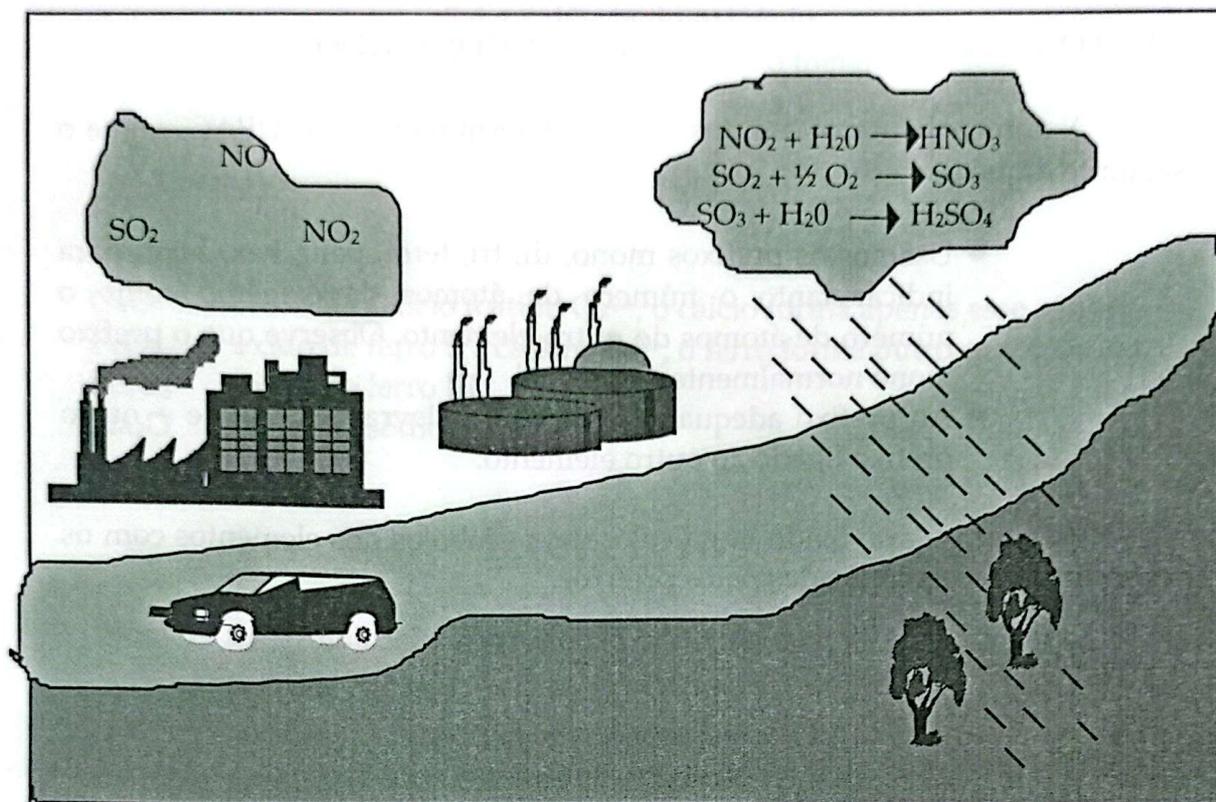
Em áreas geográficas não contaminadas por emissões vindas da queima de combustíveis, o pH da chuva é aproximadamente 5,6. A chuva, mesmo em ambientes não poluídos, é levemente ácida devido à presença de gás carbônico, resultado da respiração, que parte é consumida pelos vegetais e outra permanece no ar atmosférico.

O gás carbônico reage com a água formando o ácido carbônico, um ácido fraco, segundo a equação:



A chuva ácida nessas condições, apesar do pH, não é considerada chuva ácida nem nociva.

Uma chuva é considerada ácida, quando o pH está abaixo de 5,6. Ela ocorre em grandes centros urbanos e industriais e é produzida principalmente por óxidos de enxofre e de nitrogênio, formados a partir da queima de combustíveis, como a gasolina, álcool e principalmente o óleo diesel, que contém altos teores de enxofre.



Óxidos de enxofre produzem ácido sulfúrico e óxidos de nitrogênio produzem ácido nítrico.

Conseqüências da chuva ácida

O pH abaixo de 5 das chuvas causa diminuição sensível do número de peixes de lagos e rios. Causa arraste de metais tóxicos do solo, como alumínio e cobre, que prejudica a microflora dos lagos e rios.

Nas cidades, monumentos e edifícios também estão sujeitos a duros ataques pela precipitação ácida. Estes possuem mármore ou estruturas metálicas passíveis de ataque por soluções ácidas.

Apesar de não serem conhecidos efeitos diretos sobre a saúde humana vários pesquisadores têm chamado a atenção para a possibilidade do surgimento de problemas mentais causados por determinadas concentrações de alumínio e outros metais na água potável, como também a existência de problemas respiratórios e cardíacos causados pela presença de aerossóis contendo ácido sulfúrico.

7.4.5. FORMULAÇÃO E NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

A nomenclatura oficial dos óxidos, determinada pela IUPAC, segue o seguinte esquema:

- * Usamos os prefixos mono, di, tri, tetra, pent, hex, hept, para indicar tanto o número de átomos de oxigênio como o número de átomos do outro elemento. Observe que o prefixo mono normalmente é opcional.
- * Ao prefixo adequado ligamos a palavra óxido + de + outro prefixo ligado ao outro elemento.

Para formular o óxido basta colocar os símbolos dos elementos com os respectivos índices indicados pelos prefixos.

Exemplos:

Cl_2O_7	heptóxido de dicloro
SO_3	trióxido de enxofre
P_2O_5	pentóxido de difósforo
CO_2	dióxido de carbono

Outro sistema de nomenclatura, mais antigo que esse, cujo uso continua por força do costume, é mais utilizado quando o outro elemento é um metal.

Baseia-se na carga do cátion que o metal forma.

- * regra para metais que formam um cátion apenas

óxido de _____
nome do metal

- * regra para metais que formam mais de um cátion (cargas diferentes)

Deve-se indicar a carga do cátion em algarismo romano.

óxido de _____
nome do metal e o algarismo romano

Nesse caso teremos a seguinte fórmula geral:

M_2O_x onde: M é o metal
 O é oxigênio
 2 é a valência do oxigênio
 x é a carga do cátion do metal

Exemplos

CaO óxido de Cálcio (cátion Ca^{2+} , o cálcio forma apenas esse cátion)
FeO óxido de ferro II (cátions Fe^{2+} , o ferro forma outro cátion Fe^{3+})
Fe₂O₃ óxido de ferro III
Na₂O óxido de sódio

Exercícios

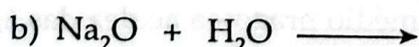
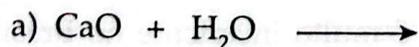
1. Numere a segunda coluna de acordo com a primeira:

- | | |
|-------------------------|------------------------------------|
| (1) Bauxita | () CO ₂ |
| (2) Hematita | () SiO ₂ |
| (3) gelo seco | () Al ₂ O ₃ |
| (4) pedra semi preciosa | () Fe ₂ O ₃ |

2. Responda:

- Qual é o óxido utilizado para neutralizar a acidez do solo?
- Qual é a diferença entre "cal apagada" e "cal virgem" ?
- A chuva em ambientes não poluídos é ácida ou básica? Explique por meio de equação.
- Quais são os óxidos formadores de chuva ácida? Onde são, principalmente, formados?
- Explique, com auxílio de equações químicas, como ocorre o aparecimento de ácido sulfúrico na água da chuva.
- Cite três conseqüências de chuva ácida.

3. Os óxidos de enxofre e de nitrogênio são classificados como óxidos ácidos, porque reagem com a água formando um ácido. É de se esperar, então, que o óxido básico, quando reagir com a água formará uma base Usando seu raciocínio, complete as seguintes reações, dando nome às bases formadas.



4. Escreva os nomes dos seguintes óxidos:

- | | |
|------------------|----------------------------|
| a) CO_2 | e) CaO |
| b) MgO | f) Al_2O_3 |
| c) SO_3 | g) N_2O_5 |
| d) CO | h) FeO |

5. Escreva as fórmulas dos seguintes óxidos:

- dióxido de nitrogênio
- óxido de zinco
- óxido de chumbo IV
- óxido de cobre I
- pentóxido de difósforo
- monóxido de nitrogênio
- óxido de ferro III

7.4.6. LEITURA COMPLEMENTAR

AS CHUVAS ÁCIDAS COMEÇAM A CAIR EM SÃO PAULO

Hélio Belik

Revista de Ensino de Ciências, n.º 16, pág. 31, set. 1986

São Paulo já foi terra da garoa. Hoje é da chuva ácida. E não só da chuva ácida. Índices de acidez foram detectados também no orvalho e na neblina das madrugadas paulistanas. Pesquisa realizada nos últimos dois anos pela Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental (Cetesb) e até hoje não divulgada revelam que a chuva em São Paulo é mais ácida e poluída do que a de Nova York e a de grandes centros norte-americanos. A média de pH da nossa chuva é 4,5, quando o padrão seria 5,65. E quanto menor o pH, mais ácido é o líquido.

Isto não quer dizer que todas as chuvas de São Paulo sejam ácidas. Está comprovado que a acidez é inversamente proporcional ao índice pluviométrico. A própria chuva em grandes quantidades encarrega-se de dissipar a concentração iônica (ácida). Mesmo assim, após tantos anos de poluição atmosférica contínua, as conseqüências da chuva ácida já podem ser facilmente identificadas. Os solos de São Paulo estão mais acidificados, os carros enferrujam com maior rapidez e as estátuas de mármore já apresentam sinais de corrosão e decomposição.

Com o estudo das chuvas ácidas é muito incipiente no Brasil, não se sabe ao certo que perigos elas podem representar de imediato para a população. A longo prazo - ou mesmo a médio prazo - a acidez das águas das

chuvas poderá contaminar as provisões de água potável provocar danos nas cadeias alimentares que chegam ao homem. Prejudicial à lavoura, à fauna e à flora, a chuva ácida é resultado da queima em larga exala de combustíveis fósseis, principalmente em centrais elétrica, fábricas e motores de veículos.

Os grandes responsáveis por este fenômeno típico da era industrial são o dióxido de enxofre e os óxidos de nitrogênio, que em contato com a água na atmosfera desencadeiam a formação do ácido sulfúrico e do ácido nítrico. O dióxido de enxofre é proveniente das indústrias (caldeiras e fornos). E os óxidos de nitrogênio são liberados pelos veículos automotores. Precipitados, este ácido se dissolve nas gotas de chuvas e chegam ao solo concentrados.

Questionário

- 1) Existe em São Paulo uma instituição responsável pelo controle da poluição ambiental? Qual é?
- 2) Cite alguns efeitos negativos da chuva ácida em São Paulo.
- 3) Que atividades humanas contribuem para a acidez da chuva?
- 4) Cite alguma conseqüências das chuvas ácidas para a fauna e para a flora.
- 5) A acidez da água da chuva não é o único fator de agressão ao meio ambiente. Mencione outros que atuam em São Paulo.
- 6) Existe uma relação entre o teor de enxofre no ar e a corrosão de superfícies metálica? Explique.
- 7) Dê exemplos de cidades afetadas pela poluição da cidade de São Paulo.
- 8) Como podemos minimizar o problema das chuvas ácidas?

8. ÁGUA

Três quartos da superfície do globo são oceanos. Daí que, vista de longe, a Terra é pura água. **No planeta Terra, água é vida.**

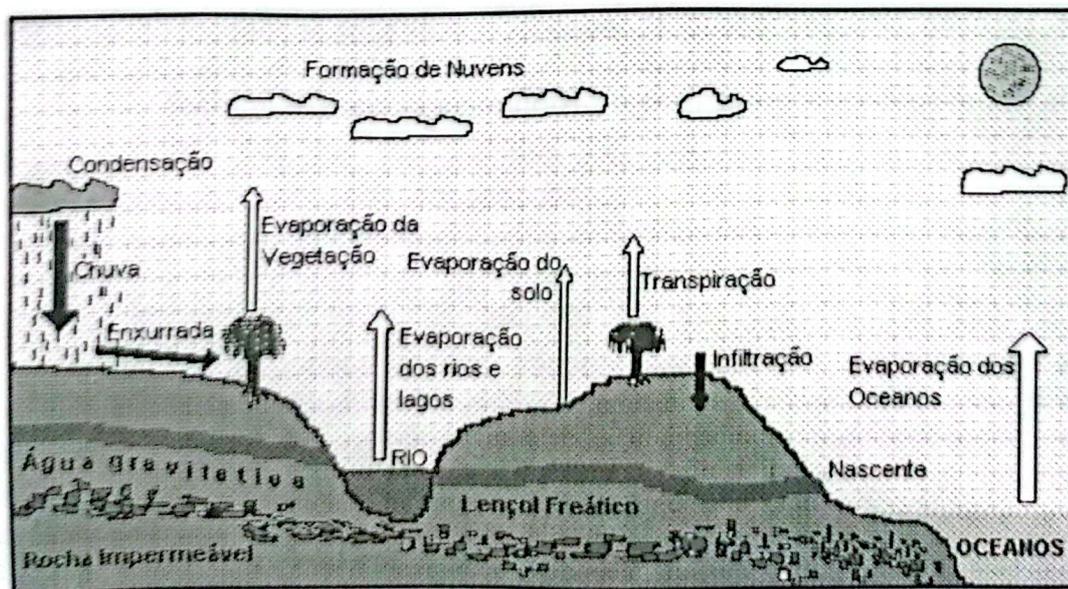
O ciclo básico (mobilidade da água) através do qual a água evapora, condensa, cai como chuva e corre ao longo da superfície da Terra, governa a vida animal e a vegetal.

Essa mobilidade da água faz dela um importante transportador de materiais e energia. Nos vegetais a água dissolve os elementos essenciais do solo e os transporta, na forma de seiva, desde as raízes até as folhas, para todas as células das plantas. Nos animais é o componente principal do sangue, transportador de alimentos e oxigênio a todas as partes do corpo.

água nos vegetais	80% das folhas 60% do caule 95% de alguns frutos
água nos animais	90% no corpo de uma medusa 70% no corpo humano

Se não contivesse água, o corpo de um humano adulto não teria mais que 60 cm de altura e pesaria cerca de 25 Kg mais isso seria completamente impossível, porque a água no corpo humano - assim como em outros animais e vegetais - não desempenha somente um papel estrutural, mas, também como foi mencionado anteriormente, transportador de nutrientes.

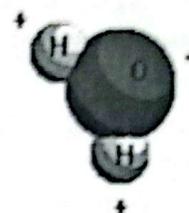
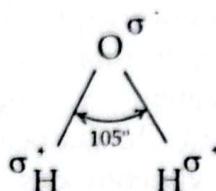
O homem pode ficar 28 dias sem alimento, mas apenas 3 dias sem água.



8.1. PROPRIEDADES DA ÁGUA

A água é uma substância molecular, formada por 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Nela, a força atrativa do núcleo de um átomo de oxigênio sobre o par de eletrônicos ligante é maior que aquela exercida pelo núcleo do átomo de hidrogênio. Observa-se também que ela tem uma forma angular e o ângulo entre os átomos de hidrogênio é igual a $104^{\circ}30'$.

Por essas razões, a molécula de água tem uma distribuição assimétrica de cargas, estando carregada positivamente nos átomos de hidrogênio e negativamente nos átomos de oxigênio; por isso se diz que a molécula de água é polar.



σ^- representa concentração de cargas negativas

σ^+ representa concentração de cargas positivas

A molécula da água constitui assim um dipolo elétrico. Em consequência, entre as moléculas de água, no estado sólido e líquido, ocorre a atração dos átomos de hidrogênio e oxigênio de moléculas diferentes denominadas pontes de hidrogênio.

Graças a essa interação entre as moléculas, a água possui inúmeras propriedades que a tornam uma substância muito peculiar entre outros compostos da natureza.

8.1.1. O GELO FLUTUA NA ÁGUA NO ESTADO LÍQUIDO.

Com o aumento de temperatura os corpos sólidos, líquidos ou gasosos, se dilatam. Ou seja, as substâncias diminuem suas densidades quando são aquecidas.

Com a água, entretanto, observa-se um fenômeno muito curioso. Para uma mesma quantidade de água o volume diminui quando ocorre a fusão até a temperatura de 4°C onde o volume é o mínimo, para depois aumentar.

Conseqüentemente a densidade da água tem uma variação um tanto irregular com a temperatura, como verificamos na tabela abaixo.

TEMPERATURA (°C)	ESTADO	DENSIDADE g/ml
0	sólido	0.9170 (min.)
0	líquido	0.9998
3.98	líquido	1.0000 (máx.)
10	líquido	0.9997
25	líquido	0.9971
100	líquido	0.9584

Isso pode ser interpretado da seguinte maneira: água no estado sólido, gelo, possui uma estrutura cristalina muito organizada (pontes de hidrogênio) com espaços vazios em seu interior; quando o gelo se funde, o desmoronamento parcial de sua estrutura conduz a um aumento de densidade. E à medida que se aumenta a temperatura do líquido, esse desmoronamento se acentua. Entretanto, há também um efeito oposto: quanto maior a temperatura, maior o movimento das moléculas. As pontes de hidrogênio se rompem e as moléculas de água se afastam em média. Este efeito se torna dominante em temperaturas acima de 4°C, enquanto que abaixo dessa temperatura o efeito de destruição da estrutura do gelo é mais importante.

Por esse motivo o gelo flutua sobre a água fria, e, durante o inverno ou em regiões frias, somente as superfícies dos rios, lagos e mares se congela. A densidade do gelo é menor que a da água no estado líquido.

8.1.2. ALTOS PONTO DE FUSÃO E EBULIÇÃO.

A água é a única substância inorgânica natural que se encontra no estado líquido, em temperatura ambiente.

Compostos químicos, semelhantes à água, (H_2S , H_2Se , NH_3 , HF , etc.) são todos gases nas condições ambientes. Existe uma regra geral segundo a qual as temperaturas de fusão e ebulição são diretamente proporcionais ao peso das moléculas. Se a água seguisse essa regra, sua temperatura de ebulição seria aproximadamente $-80\text{ }^\circ\text{C}$, significando que, mesmo em locais frios do nosso globo, ela somente deveria existir no estado gasoso.

Isso não acontece porque a água possui um calor específico muito alto. Essa propriedade consiste em consumir grandes quantidades de calor sem praticamente elevar sua temperatura. Em outras palavras água não se aquece muito ao retirar calor de outro corpo e não se resfria demais ao ceder calor. A maior parte dessa energia é consumida para romper as pontes de hidrogênio para as mudanças de estados físicos (fusão e ebulição).

A água tem uma importância no estabelecimento do clima terrestre. Da totalidade das radiações térmicas lançadas pelo sol sobre a superfície da terra, uma parte considerável é absorvida pelas grandes massas de água que constituem os oceanos, sem provocarem aumento significativo de suas

temperaturas, o que contribui para amenizar o clima terrestre durante as horas de insolação. À noite, ao contrário, quando o solo e o ar perdem rapidamente a temperatura, a água cede calor ao ar, impedindo um resfriamento drástico.

Onde não há água, como nos desertos, na Lua e em Marte, as temperaturas podem variar em até 90°C , entre o dia e a noite.

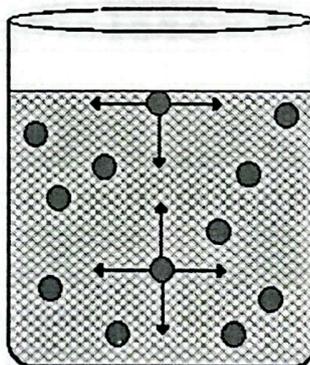
8.1.3. TENSÃO SUPERFICIAL.

Onde a água e o ar se encontram, forma-se uma película na superfície. Como muitos insetos, são minúsculos, essa película é forte o suficiente para sustentá-los. Alguns insetos como mosquitos e besouros, podem correr sobre ela.

Essa película é provocada pela tensão superficial, uma combinação de forças entre as moléculas da água (pontes de hidrogênio) e a adesão entre as moléculas da água e as moléculas da parede do recipiente.

Essas forças estão distribuídas uniformemente em todas as direções, menos para cima. Na superfície há partículas que possam participar dessas interações. O resultado é uma forte união superficial das moléculas formando a película. A tensão superficial da água é suficientemente forte para suportar uma fina lâmina de aço.

Distribuição de forças entre as moléculas de água



8.1.4. ÁGUA COMO SOLVENTE.

A água se caracteriza por sua extraordinária capacidade de dissolver outras substâncias, o que ainda é uma consequência das pontes de hidrogênio. Por isso, a água existente na natureza é sempre uma mistura de quase todos os elementos encontrados na superfície do globo terrestre. Na água do mar, por exemplo, encontram-se dissolvidos pelo menos quarenta metais diferentes.

Como a água é capaz de dissolver gases, é em princípio um meio capaz de garantir condições de desenvolvimento de uma grande quantidade de seres aquáticos, através da nutrição e da respiração.

Uma alteração da concentração* das substâncias presentes na água de um ecossistema, seja no sentido de aumento ou redução, pode trazer sérias conseqüências para ele.

O fato de a água ser líquida e de dissolver muitas substâncias é que nos faz usá-la em lavagens. Em muitos casos ela remove a sujeira por arraste das partículas.

* Concentração de substâncias dissolvidas em água.

Quando dissolvemos uma substância (soluto) em água (solvente), temos uma solução aquosa. Podemos expressar a quantidade da substância em uma unidade de solução, de diversas maneiras. Quantidades muito pequenas de substâncias dissolvidas em água, geralmente são expressas pela unidade de concentração ppm (partes por milhão). Para soluções de sólidos em líquidos costumam usar ppm em peso. Vamos ilustrar com o seguinte exemplo:

"Solução aquosa contendo 0,05 ppm de íons chumbo II já é imprópria para beber."

0,05 ppm de íons chumbo II em peso significa: 0,05 g de Pb^{2+} em 10^6 g de água.

Exercícios

1 - O ciclo da água representa a viagem interminável que a água realiza. Assinale a seqüência correta da passagem da água no ciclo:

- a) lago - chuva - rio - nuvens - mar
- b) chuva - evaporação - nuvem - gelo
- c) rio - mar - evaporação - nuvem - chuva
- d) nuvem - gelo - mar - chuva - rio

2 - Procurar em qualquer livro de química, a definição de densidade e, a partir dessa pesquisa, responda à seguinte pergunta: por quê um iceberg flutua no mar?

3 - É fácil encontrar água pura na natureza? Por quê?

4 - Citar algumas evidências que indiquem que a água é essencial à vida no planeta Terra.

5 - Nos desertos , faz muito calor durante o dia e muito frio durante a noite. Explicar esse fato, baseado em uma das propriedades da água.

6 - De que forma o fato de a água ser um bom solvente é útil para vida aquática?

8.1.5. LEITURA COMPLEMENTAR

Água Mineral

A União Federal dos Consumidores da França (UFC) analisou a composição de 42 águas minerais francesas com e sem gás e concluiu que algumas delas como a Perrier e Saint Yorre (consumidas no Brasil) não devem ser consumidas em excesso.

O consumo de água mineral é a alternativa encontrada por muitas pessoas que preferem não beber água de torneira, que, além de um gosto acentuado, tem alto teor de nitratos e pesticidas para torná-la potável.

As indústrias do setor, percebendo a preferência do consumidor pela água mineral, diversificaram nos últimos anos seus produtos criando águas com sabor, com alto teor de flúor, etc. Na França, por exemplo, a Contrex, produzida pela Nestlé, afirma que seu consumo pode auxiliar em dietas de emagrecimento.

A água mineral se diferencia de outras águas pelo seu teor de minerais e pela pureza original. No Brasil, para que uma empresa possa comercializá-la, ela deve obter uma autorização do Ministério da Saúde, que avalia os exames laboratoriais realizados a fim de determinar todas as substâncias que entram na sua composição.

O teste da UFC revela que a Saint Yorre e a Vicky têm alto teor de flúor e sódio (8 e 5,5 mg/l respectivamente) e não devem ser consumidas diariamente em grande quantidade. Elas têm como vantagem o fato de serem ricas em bicarbonatos, que auxiliam a digestão.

A Perrier, por possuir grande quantidade de nitratos (20 mg/l), também não deve ser consumida indiscriminadamente, diz a UFC. A Perrier é a que apresenta maior teor dessa substância entre as marcas analisadas. Ela é naturalmente gasosa e recebeu ainda mais uma adição de gás da mesma fonte. Sua grande proporção de gás carbônico também facilita a digestão.

A São Pellegrino foi considerada benéfica à saúde devido à quantidade de cálcio e magnésio em sua composição. A água também é rica em sulfatos, que possibilitam uma melhor absorção de cálcio pelo organismo.

ENTENDA A COMPOSIÇÃO DAS ÁGUAS MINERAIS

- ⇒ Bicarbonato e gás carbônico (HCO_3^- e CO_2): O gás carbônico é responsável pelo aspecto efervescente da água. Seu único efeito no organismo é o de facilitar a digestão. Já o bicarbonato, presente em maior quantidade nas águas gasosas, tem um efeito mais digestivo mais acentuado.
- ⇒ Flúor (F^-): A quantidade ideal de flúor na água é de 0.7 a 1.2 miligramas por litro. O limite diário a ser consumido por uma pessoa é de 0.04 mg por kg de seu peso corporal. O consumo regular de uma água com mais de 1 mg/litro, não deve ser associado ao de outras substâncias com forte concentração desse elemento.
- ⇒ Sulfatos (SO_4^{2-}): Os sulfatos, que dão um gosto bem específico à água, podem ter um efeito laxante se consumidos em grande quantidade, principalmente se associados ao magnésio ou sódio.
- ⇒ Nitratos (NO_3^-): Os nitratos são considerados tóxicos. Águas com grande concentração dessa substância não devem ser consumidas em excesso. (Forma nitrosaminas se alojando no fígado).
- ⇒ Magnésio (Mg^{2+}): Sua função mais conhecida no organismo é o de auxiliar no combate ao estress.
- ⇒ Cálcio (Ca^{2+}): Uma boa absorção de cálcio presente na água pelo organismo só foi comprovada no caso de águas ricas em sulfatos (mais de 200 mg/litro).
- ⇒ Sódio (Na^+): O consumo excessivo de sal sempre foi conhecido por favorecer a hipertensão arterial e a retenção de líquidos no organismo. Atualmente alguns especialistas discordam desta teoria afirmando que a maioria das pessoas não precisam moderar seu consumo de sal. Enquanto não existir uma conclusão sobre o assunto, é melhor não abusar da ingestão de águas com grande teor de sal.

Fonte: Folha de São Paulo 8/04/96

Questionário

1 - Todas as águas minerais são iguais? No que elas podem se diferenciar?

2 - Você já leu um rótulo de composição de uma água mineral? Na próxima aula, traga um rótulo ou uma embalagem e determine a composição da água.

3 - Cite 2 motivos por que não devemos tomar excesso de algumas marcas de água mineral.

4 - Por que consumir água com sais de magnésio e cálcio é benéfico à saúde?

8.2 FONTES NATURAIS DE ÁGUA.

O nosso planeta conta com aproximadamente $1.3 \cdot 10^{15}$ toneladas de água. Com efeito, essa massa de água preenche os vazios da crosta terrestre, cobrindo três quartos da superfície e integrando a atmosfera. De acordo com as mais recentes avaliações, essa quantidade de água acha-se assim distribuída:

DISTRIBUIÇÃO	PORCENTAGEM	TONELADAS
Água salgada (oceanos e mares)	95	$1.298.800 \cdot 10^9$
Calotas polares e geleiras	2.2	$29.920 \cdot 10^9$
Água doce (atmosfera, rios, subsolo, lagos, etc)	2.3	$31.280 \cdot 10^9$



“TERRA: PLANETA ÁGUA”

Dos 2.3% de água doce, a maior parte, ou seja, $31 \cdot 10^9$ toneladas, encontra-se retida no solo e subsolo; cerca de 130 trilhões de toneladas constituem os lagos e pântanos e o restante acha-se distribuído na atmosfera e nos rios.

Porém as águas se renovam continuamente, na superfície - e também nas camadas do solo e do subsolo, graças as $100 \cdot 10^9$ toneladas de água que evaporam dos oceanos e precipitam-se anualmente sobre os continentes.

Avalia-se, pois, que, desse volume de chuvas, 37 trilhões de toneladas correm, por ano, pelos rios e são despejados no mar. Essas águas não se acham, entretanto, distribuídas uniformemente por todo planeta. Uma parcela muito pequena cabe à Austrália; na África e na Europa a água também não é muito abundante, embora possuam, cada uma, o dobro do que há na Austrália; a América do Norte apresenta o dobro do volume de água da África. As regiões do Globo mais favorecidas são a Ásia e a América do Sul, sendo que nesta última só o rio Amazonas despeja $6 \cdot 10^9$ toneladas de água, por ano, no oceano Atlântico.

8.3. TRATAMENTO DE ÁGUA PARA OBTENÇÃO DE ÁGUA POTÁVEL.

Água potável é aquela que não causa danos à saúde quando ingerida. Além disso, ser potável consiste estar também associada ao aspecto incolor, praticamente inodoro e transparente.

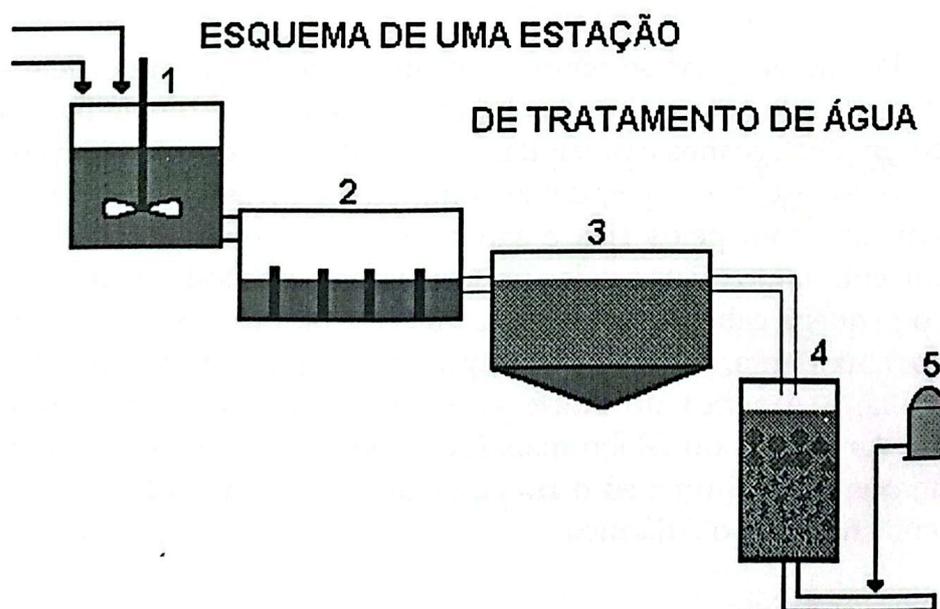
De um modo geral, a água, proveniente de uma represa, ou rio, contém diversos tipos de impurezas. Há desde sólidos em suspensão, como areia e limo, que por não se dissolverem na água poderiam ser removidos por processos simples de decantação ou filtração, até substâncias em solução aquosa, ou finamente divididas, às vezes em estado coloidal, além de microorganismos (bactérias, protozoários, plânctons) cuja remoção requer outros procedimentos.

A diversidade de impurezas conduz a um tratamento mais complexo, implicando vários processos: mistura rápida, floculação, decantação, filtração, desinfecção.

a) Mistura rápida

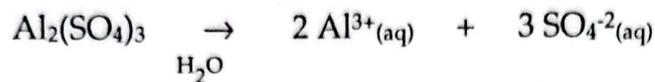
Adiciona-se de forma bastante homogênea uma substância que possa reagir com certas substâncias presentes na água, para originar um produto gelatinoso, capaz de retirar impurezas da água e arrastá-las ao fundo dos tanques de decantação.

O sulfato de alumínio tem sido usado para esta finalidade, porque é fácil de transportar, utilizar, além de ser barato.



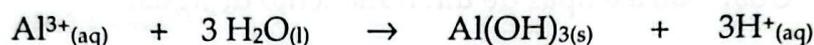
b) Floculação.

O sulfato de alumínio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ em água sofre dissociação iônica:



Seus íons Al^{3+} sofrem hidrólise, facilitada em meio básico. Caso a água não tenha a alcalinidade necessária, acrescenta-se carbonato de sódio (barrilha), ou outra substância que garanta um PH alcalino.

Podemos equacionar, de modo simplificado, a hidrólise por:



Os coágulos de hidróxido de alumínio vão se aglomerando e absorvendo em sua superfície partículas diminutas, bactérias e outras unidades, que aderem à sua superfície gelatinosa.

Os flóculos, formados por hidróxido de alumínio com impurezas que aderem a ele, sofrem o processo de decantação.

c) Decantação.

O decantadores são tanques onde se procura evitar turbulências. A mistura deve circular em baixa velocidade para que haja a deposição dos grânulos de hidróxido de alumínio aos quais as impurezas aderiram.

d) Filtração.

Ao sair dos tanques de decantação, a água, já livre de boa parte das impurezas existentes no início do tratamento, passa através de camadas de areia de granulações apropriadas, que filtram a água de modo a reter partículas que ainda ficaram após a decantação.

e) Desinfecção.

A água isenta de materiais que a impurificavam pode conter ainda microorganismos. Além disso, é necessário que a água permaneça livre deles por todo trajeto que percorre desde a estação de tratamento até o local onde será consumida.

Uma das possibilidades de desinfecção da água é a cloração.

A cloração pode ser feita através da adição de Cl_2 gasoso ou de um composto de cloro (como hipoclorito de sódio).

Há estações de tratamento que utilizam ozônio O_3 para fazer a desinfecção da água. É o que ocorre em várias cidades da França e da Alemanha. Ainda podem ser usadas na desinfecção por radiações ultravioleta, ou outras substâncias como bromo Br_2 , I_2 , etc.

Exercícios

- 1 - O que é água potável? Citar algumas de suas características.
- 2 - Quais são as etapas de um tratamento de água?
- 3 - Você acha que tratar água de uma cidade como São Paulo é um processo simples ou complicado? Por quê?

8.4. LEITURA COMPLEMENTAR

Três milhões de vidas em perigo

Segundo o Dr. Amadeu Bobbio, especialista em História da Medicina, o cólera surgiu no final da Idade Média e a última grande epidemia da doença aconteceu em 1923 na Europa Oriental. No Brasil houve duas epidemias, em 1855 e 1893, que coincidiram com surtos da moléstia na Bolívia. Segundo ele, em 1988 houve dez casos de cólera no continente americano e, em 1989, a África registrou a maior incidência da doença desde a epidemia de 1923, com mais de 35 mil casos.

O cólera é causado pelo bacilo *Vibrio Cholerae*, que se instala na parede do intestino. Ao multiplicar-se, o vibrião, como é chamado o bacilo, provoca diarreias e vômitos, levando o portador a perder até 20 litros de água em um dia.

A contaminação ocorre através da ingestão de água ou alimentos contaminados. O bacilo atinge a água por meio de fezes humanas. Está claro, portanto, que um país como o Brasil, onde 54 milhões de pessoas não têm água tratada e 108 milhões não dispõem de coleta de esgoto, é um campo fértil para o cólera chegar e tomar conta. Os números do saneamento básico são assustadores.

O diretor da Cetesb - estatal paulista que cuida da qualidade ambiental - e especialista em saneamento básico Lineu Alonso calcula que o Brasil economizaria 50% do que gasta para curar doenças se investisse mais em saneamento básico e em medicina preventiva. De acordo com dados recolhidos por ele em 1988, o governo brasileiro usa US\$ 4 bilhões por ano

para curar pacientes. Muitas doenças comuns no país, entretanto, deixariam de existir e de ser transmitidas se as condições de higiene da população fossem melhores. Com a metade desta verba, US\$ 2 bilhões, aplicada por ano em saneamento, muitas doenças desapareceriam, com a vantagem de que essas obras sanitárias são permanentes, não precisam ser refeitas, explica Alonso.

fonte : Folha de São Paulo, 4/10/87.

Questionário

1 - De que forma a questão do cólera está relacionada com a falta de tratamento de água e esgoto?

2 - Qual a relação proposta pelo diretor da Cetesb paulista entre prevenção e cura de doença?

3 - Por que uma das recomendações divulgados por ocasião do aparecimento do cólera no Estado do Amazonas foi a de se utilizar cloro para a desinfecção de verduras cruas?

4 - Que fração aproximada da população dispõe de esgoto? E de água tratada? Suponha aproximadamente 140 milhões de habitantes.

8.5. POLUIÇÃO DAS ÁGUAS

Depois de usada, a água retorna aos rios. Isso faz parte dos fenômenos cíclicos que caracterizam a natureza. O caminho de volta pode ser mais longo ou mais curto, mas é inevitável; a água entra limpa e pura em nossas casas e sai impura, na forma de esgoto.

O fato de a água ser um ótimo solvente, isto é, um líquido capaz de dissolver quase todas as substâncias, torna-a a substância ideal para remover resíduos e impurezas de todos os objetos e ambientes, tornando um veículo de substâncias solúveis ou não, em direção aos rios.

Em meados do século passado, ocorreu na Inglaterra, uma reforma sanitária, obrigando a ligação de todos os esgotos domésticos aos coletores urbano. Se por um lado representou um grande benefício, removendo as matérias contaminantes do interior das casas, por outro lado iniciou um processo de contaminação dos rios.

Se não bastasse, com o desenvolvimento industrial, o problema da poluição foi bastante aumentado, com os efluentes jogados sem um prévio tratamento.

a) O esgoto doméstico

O esgoto doméstico contém substâncias artificiais e naturais, como restos de alimentos, matérias fecais, detergentes, xampus, condicionadores, etc.

Substâncias orgânicas naturais, consomem oxigênio dissolvido nas águas dos rios no processo de decomposição (substâncias biodegradáveis). Essa redução das concentrações de oxigênio causa a morte não só dos peixes, mas também de todos os seres que respiram oxigênio, crustáceos, moluscos, vermes, algas, plânctons, etc. Por fim os próprios microorganismos decompositores, não dispondo mais de oxigênio morrem ou se adaptam à vida sem oxigênio (anaeróbico). As bactérias anaeróbicas prosseguem no processo de decomposição, provocando a formação de gases como metano, gás sulfídrico, dióxido de carbono, e outros produtos que se caracterizam pelo forte odor.

Bem diferente do rio saturado de oxigênio, de água cristalina contendo uma infinidade de formas de vida aquática, teremos agora um rio mal cheiroso, de aspecto denso e oleoso, de água cinzenta, desprendendo bolhas de gás que explodem à superfície; um rio morto.

Mas um rio morto pode ressuscitar. Se não receber novas cargas orgânicas, e se for progressivamente depurada, o rio recomeçará a absorver oxigênio do ar no momento em que as matéria poluidoras forem destruídas.

Substâncias orgânicas sintéticas resistem à biodegradação, mantendo-se incólumes ao longo do processo de autodepuração.

Essas substâncias tendem a diminuir, também ao longo do rio, não em quantidade, mas em concentração, por simples diluição das águas dos afluentes. Muitos também podem precipitar-se, porém se mantêm ativos nos lodos do fundos dos rios.

b) Efluentes industriais

O lançamento de resíduos industriais nas águas constitui um sério problema ecológico. Substâncias poluentes como ácidos, amônia e metais pesados, entre outras, chegam aos rios causando o envenenamento dos ecossistemas e contribuindo e muito para a morte de um rio.

A atividade industrial tem causado a introdução, no meio aquático, de um grande número de metais pesados.

Eles são descarregados na natureza através de efluentes industriais de eletricidade, química e farmaceuticas, através de resíduos da mineração, da indústria de papel, de cosméticos, etc.

Um dos motivos pelos quais os metais pesados são tão perigosos é que estão presentes em praticamente todos os ambientes líquidos e são indestrutíveis. Mesmo quando atacados pelo homem e então precipitados ou absorvidos e conseqüentemente acumulados no fundo dos rios ou dos

oceanos, o processo pode ser revertido e os metais voltam à sua forma tóxica, podendo provocar sérios problemas.

FATOS OCORRIDOS E COMPROVADOS POR CAUSA DA POLUIÇÃO DE METAIS PESADOS.

- ↳ 1965 - Holanda - cerca de 100.000 peixes marinhos morreram. A causa foi sulfato de cobre. A quantidade normal dessa substância no mar daquela região é da ordem de 3 ppm, mas na ocasião constatou-se que a quantidade era de 500 ppm. Além dos peixes, morreram também muitas espécies marinhas.
- ↳ Baía de Minamata - Japão - 111 pessoas foram vítimas de um mal que provocava perda de coordenação dos movimentos, dificuldades no falar, comer, ouvir. Foi constatado que houve uma atrofia cerebral. No início foi difícil determinar a causa da doença. Até que, fazendo-se a autópsia, verificou-se que o fígado da vítima continha elevadas doses de mercúrio.
- ↳ 1964 - Suécia - o mercúrio, também provocou a morte de muitas aves, peixes de água doce e de outros animais.

8.5.1. PROPOSTA DE ATIVIDADES

a) Água dura

A dureza da água é definida em termos da concentração dos cátions cálcio e magnésio, normalmente acompanhados pelo ânions carbonato, bicarbonato, cloreto ou sulfato. Dependendo da concentração desses cátions, as águas são classificadas em duras.

concentrações maiores que 150 ppm - água dura
concentrações entre 75 e 150 ppm - moderadas
concentrações menores que 75 ppm - água mole

A presença de cálcio e magnésio na água normalmente provém da dissolução de rochas calcárias, encontradas em algumas regiões brasileiras. Essas águas são fontes de cálcio para os dentes e esqueletos.

Em águas consideradas duras, os sabões não fazem espumas, por causa da formação de um sal insolúvel de cálcio e magnésio.

Sugestão de Atividades Práticas:

EXPERIMENTO 16: Verificação do efeito da água dura sobre os sabões.

Materiais
3 frascos de refrigerantes de 2 litros
3 tubos de ensaio com suporte
1 copo
1 colher de café
1 conta-gotas

Reagentes
2 litros de água destilada
água de torneira
cal virgem ou qualquer sal solúvel de cálcio
pedaço de sabão

Procedimento 1:

- Dissolver em um copo contendo água destilada até a metade aproximadamente 1 g (uma colher de café) de cal virgem ou de um sal solúvel de cálcio. Transferir para um frasco de 2 litros, completar o volume com água e rotular: água dura.
- Encher outro frasco de 2 litros com água destilada e rotular: água mole.
- Encher um terceiro frasco de 2 litros com água de torneira e rotular: amostra.
- Ensaboar a mão e lavar com água a água contida no primeiro frasco, gastando o mínimo de água possível, até remover todo o sabão; observar a quantidade de água gasta;
- Repetir o procedimento anterior para água mole e depois para a amostra;
- Observar a quantidade de água gasta e comparar com o item anterior.

COMO VOCÊ CLASSIFICARIA A ÁGUA QUE SAI DA TORNEIRA DE SUA CASA?

Procedimento 2

- Enumere 3 tubos de ensaio;
- Adicione ao tubo 1 um terço de seu volume de água destilada; ao tubo 2 o mesmo volume de água dura; e ao tubo 3 igual volume de água de torneira.
- Coloque um pedaço de sabão em um copo com água (100ml) e dissolva completamente. Aqueça para dissolver e trabalhe com essa solução ainda morna ou logo após resfriar.
- Adicione, gota a gota, a solução de sabão ao tubo 1 e determine quantas gotas são necessárias para produzir espuma.
- Repita o procedimento para o tubo 2 e depois para o tubo 3.
- Observe e explique os resultados.

Questões

- 1) Como você classifica a água de sua torneira?
- 2) Que problema terá a lavadeira situada numa região de solo rico em calcário?
- 3) Como você classifica a água de uma região em que são depositadas crostas brancas nas banheiras e vasilhas de ferver água?

9. MOL: Medida da Quantidade de Matéria

Átomos ligam-se fortemente entre si para produzir moléculas. E moléculas ligam-se fortemente entre si como porções maiores de matéria, suficientemente grandes para serem vistas ou tocadas. Um átomo de oxigênio liga-se a dois átomos de hidrogênio para formar a molécula da água. E muitas moléculas de água ligam-se para formar gotas de chuva, flocos de neve, icebergs, etc.



Você já imaginou quantas moléculas de água estão presentes numa só gota ?

Pois saiba que numa gota d'água com volume de 0,01 mL existem $3,3 \cdot 10^{20}$ moléculas H_2O . Um número muito grande, não é mesmo ? E como é possível calcular esse número ?

É o que vamos mostrar a seguir.

MASSA ATÔMICA

A massa de uma substância depende do número de partículas que a constitui. Mas a massa de um átomo é extremamente pequena e não pode ser medida. Então, cientistas encontraram uma maneira simples de expressar a massa de um átomo.

Primeiro, escolheram o átomo de carbono ^{12}C como padrão.

A seguir, fixaram sua massa em exatamente 12 unidades (são 6 prótons e 6 nêutrons, já que a massa dos elétrons é desprezível).

Então, compararam todos os outros átomos com o átomo padrão utilizando um instrumento chamado espectrômetro de massa e encontraram valores para suas massas como os seguintes:

- o átomo de magnésio tem massa 2 vezes maior que o padrão ^{12}C , então, sua massa é 24.
- o átomo de hidrogênio tem massa $1/12$ do padrão ^{12}C , então, sua massa é 1.

A massa de um átomo, determinada em comparação com o ^{12}C é chamada *massa atômica relativa* e aparece em tabelas como a seguinte:

Massas atômicas relativas de alguns elementos comuns

Elemento	Símbolo	Massa atômica	Elemento	Símbolo	Massa atômica
hidrogênio	H	1	cloro	Cl	35,5
carbono	C	12	potássio	K	39
nitrogênio	N	14	cálcio	Ca	40
oxigênio	O	16	ferro	Fe	56
sódio	Na	23	cobre	Cu	64
magnésio	Mg	24	iodo	I	127
enxofre	S	32	chumbo	Pb	208

Alguns elementos apresentam isótopos. O cloro, por exemplo, é constituído por 75% do isótopo com massa 35 e 25% do isótopo com massa 37. Usando essa informação, calcula-se a massa atômica do cloro como sendo a média ponderada das contribuições dos isótopos. Assim:

$$\text{massa atômica do cloro} = \frac{35 \times 75 + 37 \times 25}{100} = 35,5$$

A massa atômica relativa de um elemento é a média ponderada das massas de seus isótopos, comparadas com o padrão ^{12}C .

Para muitos elementos, a massa atômica relativa é bem próxima de números inteiros. Então, arredonda-se para números inteiros, com a finalidade de facilitar cálculos.

Questões

- 1) Que é a massa atômica relativa de um elemento ?
- 2) Qual a massa atômica relativa do íon Na^{1+} ?
- 3) Qual a massa atômica relativa do íon iodeto I^{1-} ?
- 4) O boro ocorre na natureza como uma mistura de 80% do isótopo com massa 10 e 20% do isótopo com massa 11. Calcule a massa atômica relativa do elemento boro.

MASSA MOLECULAR

Com base nas massas atômicas, chega-se à massa molecular de uma substância. Para isso, leva-se em conta os átomos que constituem a molécula (ou o agregado iônico).

Por exemplo, a substância ácido sulfúrico é formada por moléculas H_2SO_4 e sua massa molecular é obtida através do cálculo:

$$\begin{array}{r} 2 \times \text{massa atômica do hidrogênio} = 2 \\ 1 \times \text{massa atômica do enxofre} = 32 \quad + \\ 4 \times \text{massa atômica do oxigênio} = 64 \\ \hline 98 \end{array}$$

Então, 98 é a massa molecular relativa do ácido sulfúrico.

Questões

- 1) Calcule a massa molecular relativa de:
 - a) cloro Cl_2 ;
 - b) metano CH_4 ;
 - c) etanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
 - d) glicose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$

- 2) Que substância tem massa molecular relativa maior: propano C_3H_8 ou etanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?

DETERMINANDO O NÚMERO DE PARTÍCULAS

A reação de formação da água a partir de oxigênio e hidrogênio ocorre de acordo com a equação:



Realizando a reação em laboratório, verifica-se experimentalmente que 32 g de oxigênio reagem com 4 g de hidrogênio. Os coeficientes da equação indicam que a reação entre oxigênio e hidrogênio ocorre na proporção 1:2. Então, se em 32 g de oxigênio houver um número N de moléculas, em 4 g de hidrogênio haverá um número 2 N de moléculas:



32 g	4 g	36 g
------	-----	------

N moléculas	2 N moléculas	
-------------	---------------	--

Uma série muito grande de dados experimentais permitiu verificar que, expressas em gramas, as massas atômicas e moleculares indicam respectivamente, a massa de N átomos e N moléculas.

QUANTO VALE N ?

N é chamada constante de Avogadro e existem várias maneiras para determinar experimentalmente o seu valor, que têm por base a passagem de corrente elétrica através de substâncias iônicas fundidas ou em solução aquosa.

O valor numérico obtido para N é $6,02 \cdot 10^{23}$

MOL

O termo mol (em latim significa "amontoado" ou "monte") foi criado para indicar um conjunto de $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades (equivale a 602 sextilhões).

Assim, quando se fala em um mol de moléculas, está-se indicando $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas; 1 mol de átomos = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos; 1 mol de elétrons = $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons.

Em 1971, o termo mol foi introduzido como unidade de base do Sistema Internacional de Unidades (SI) para a grandeza quantidade de matéria:

O mol é definido como sendo a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas unidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de carbono 12.

Quando se utiliza a unidade mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, íons, elétrons, etc.

Exemplos: 1 mol de átomos de magnésio = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de moléculas de água = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de elétrons = $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons

Questões

1) Quantas moléculas existem em 2,5 mols de moléculas CH_4 ?

2) Quantos átomos existem em 4 mols de moléculas O_2 ?

MASSA MOLAR

A massa de uma amostra que contenha 1 mol de partículas ($6,02 \cdot 10^{23}$ unidades) é chamada *massa molar*.

Os valores das massas molares dos diferentes elementos foram determinados e tabelados. Esses valores, expressos em **gramas/mol** são numericamente iguais aos valores das massas atômicas dos elementos.

Assim, a massa molar do elemento oxigênio (O) é 16 g/mol (sua massa atômica é 16, um número relativo, sem unidades). Então, 16 g de O correspondem a $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

Um mol de partículas de qualquer substância contém sempre o mesmo número de partículas ($6,02 \cdot 10^{23}$) embora as massas correspondentes possam ser diferentes.

Ex.: massa molar do ferro = 56 g/mol (corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos Fe)

massa molar do magnésio = 24 g/mol (corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos Mg)
massa molar da água = 18 g/mol (corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas H₂O)
massa molar da sacarose (açúcar de cana) = 342 g/mol (corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas C₁₂H₂₂O₁₁)

Questões

- 1) Quais as massas molares de sódio, enxofre, potássio e cobre ?
- 2) Quantos átomos estão contidos respectivamente nas massas referentes à questão 1 ?
- 3) Calcule as massas molares de óxido de ferro (II) FeO, carbonato de cálcio CaCO₃ e gás oxigênio O₂.
- 4) Qual a massa, em gramas, de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido nítrico HNO₃ ?
- 5) Qual a massa correspondente a :
 - a) 3 mols de monóxido de carbono CO
 - b) 0,5 mol de etano C₂H₆
 - c) 4,5 mols de glicose C₆H₁₂O₆
 - d) 2 mols de sulfato de sódio Na₂SO₄ ?

QUANTIDADE DE MATÉRIA (n)

Conhecendo-se o valor da massa molar pode-se calcular facilmente a quantidade de matéria presente em qualquer amostra de substância. Por exemplo, a quantidade de matéria que há em 300 g de carbonato de cálcio é 3 mols porque: massa molar do CaCO₃ = 100 g/mol; então, 300 g de carbonato de cálcio corresponde a 3 mols, o que equivale a $1,80 \cdot 10^{24}$ partículas.

Então, o conceito de massa molar permite relacionar massa e número de partículas de amostras de uma substância.

Questões

- 1) Calcule a massa de :
 - a) 2 mols de átomos do elemento oxigênio
 - b) 2 mols de moléculas de gás oxigênio (O₂)

- c) 3,5 mols de etanol C_2H_5OH
- 2) Calcule a quantidade de matéria (mols) que há em:
- 36,5 g de ácido clorídrico HCl
 - 32,0 g de dióxido de enxofre SO_2
 - 54 g de água H_2O
- 3) Num experimento foram usados 0,0016 g de cálcio.
- que quantidade de matéria (mol) de cálcio corresponde a essa massa ?
 - quantos átomos de cálcio participam do experimento ?
- 4) Considerando que um prego de ferro tem massa 3,0 g:
- qual a quantidade de matéria (mols) de átomos de ferro que constitui esse prego ?
 - quantos átomos de ferro constituem esse prego ?
 - qual a massa, em gramas, de um único átomo de ferro ?
- 5) Um mol de uma substância X contém $1,8 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono e $4,8 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio. Qual a fórmula que representa a substância ?
- 6) $1,5 \cdot 10^{23}$ partículas de uma substância A correspondem a 45 g da substância. Qual é a massa molar de A ?
- 7) Quantas moléculas existem numa gota d'água com 0,001 mL?
Dado: densidade da água = 1 g/mL.

ESTUDO DAS PROPORÇÕES ENTRE REAGENTES E PRODUTOS NUMA TRANSFORMAÇÃO: ESTEQUIOMETRIA

Toda reação química é governada por proporções fixas entre quantidades de reagentes e produtos e essas proporções são visíveis na equação química balanceada.

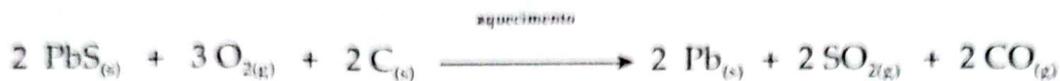
A estequiometria refere-se a cálculos matemáticos baseados em equações químicas. Através de procedimentos estequiométricos, o analista pode determinar a composição detalhada de amostras, o químico orgânico pode comprovar a eficiência de uma nova síntese; o engenheiro químico pode planejar um processo econômico para produção de uma substância em larga escala; o bioquímico pode seguir processos metabólicos de um organismo; o cientista espacial pode calcular a quantidade de combustível necessária para uma espaçonave.

Os cálculos estequiométricos baseiam-se em proporções fixas entre as espécies (átomos, moléculas, íons) envolvidas em reações químicas. Tais proporções são indicadas por índices numéricos nas fórmulas e coeficientes

numéricos em equações químicas balanceadas. Essas proporções determinam as quantidades relativas de reagentes e produtos a qualquer nível (número de partículas, massa, volume).

Exemplo:

O chumbo não é encontrado livre na crosta terrestre, mas é conhecido desde a Antigüidade porque sua obtenção é relativamente simples. Seu principal minério é a galena PbS , que aquecida com carvão e na presença do oxigênio do ar, produz o metal, numa reação que pode ser representada pela equação:



Interpretando a equação em termos de quantidade de matéria tem-se:



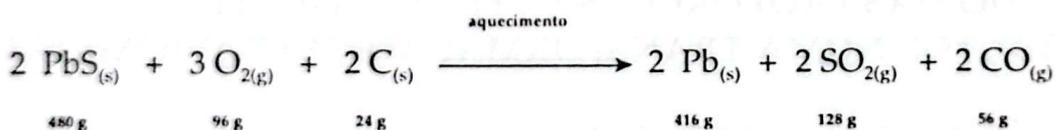
Assim sendo, pode-se calcular a quantidade de matéria (mols) de oxigênio necessária para reagir com 8 mols de galena:

2 mols de PbS reagem com 3 mols de oxigênio (dado da equação)

8 mols de PbS reagirão com x mols de oxigênio:

$$x = \frac{8 \times 3}{2} = 12 \text{ mols}$$

Interpretando em termos de massa tem-se:



Assim sendo, pode-se calcular a massa de chumbo obtida a partir de 8,4 t de galena:

480 g de galena produzem 416 g de chumbo

$8,4 \cdot 10^6$ g de galena produzirão x g de chumbo

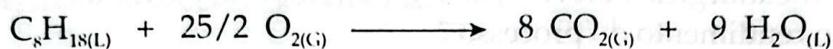
$$x = \frac{8,4 \cdot 10^6 \times 416}{480} = 8,32 \cdot 10^6 \text{ g} = 8,32 \text{ t de chumbo}$$

Questões

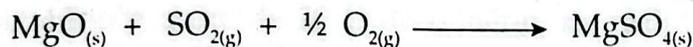
- 1) Calcule a massa de oxigênio (em gramas) necessária para formar 1 mol de óxido de alumínio Al_2O_3 segundo a reação:



- 2) Pode-se considerar que um litro de gasolina contém 7 mols de octano (C_8H_{18}). Que quantidade de dióxido de carbono é liberada na atmosfera quando um automóvel consome 40 litros de gasolina? Resposta em quilogramas. Equação da reação:

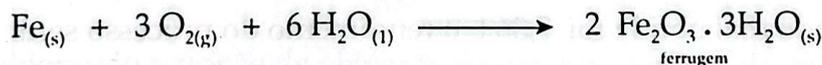


- 3) Uma das maneiras de impedir que o SO_2 , um dos responsáveis pela "chuva ácida", seja liberado na atmosfera é tratá-lo previamente com dióxido de magnésio, em presença de ar, como mencionado a seguir:



Quantas toneladas de óxido de magnésio são consumidas no tratamento de $9,6 \cdot 10^3$ toneladas de SO_2 ?

- 4) A corrosão do ferro pode ser representada assim:



Na formação de 10 mols de ferrugem, qual a massa de ferro que sofreu corrosão?

- 5) Calcário pode ser decomposto por aquecimento segundo a reação:



Calcule a massa de CaO obtida por decomposição de 50 kg de calcário.

- 6) Muitos anos atrás, na época do lampião de gás, fazia-se um combustível chamado "gás d'água", passando-se vapor d'água sobre carvão aquecido. O carbono do carvão era convertido em monóxido de carbono, e o vapor era reduzido a hidrogênio molecular. Supondo uma conversão estequiométrica numa mistura equimolar de hidrogênio (H_2) e monóxido de carbono (CO) = gás d'água, que peso de carvão era necessário para a formação de 12 toneladas de gás d'água para os lampiões de um bairro?

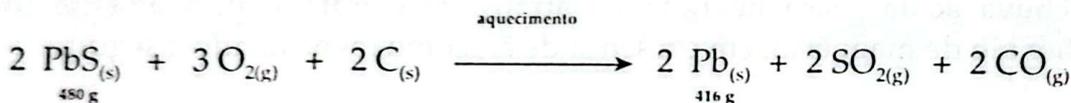
RENDIMENTO DO PROCESSO

Nas previsões sobre massas de reagentes e de produtos envolvidas em reações químicas, admite-se que todo o reagente se transforma em produto. Na prática, as condições em que os processos se realizam contribuem para que as massas obtidas sejam menores que as esperadas.

A relação entre a quantidade de produtos obtida na prática e a quantidade prevista a partir da equação química é chamada de *rendimento do processo*.

Exemplo: Certa metalúrgica obteve 7,36 t de chumbo a partir de 10 t de galena. Qual foi o rendimento do processo ?

Pela equação química:



480 g de PbS produzem 416 g de Pb

10 . 10⁶ g de PbS devem produzir x g de Pb

$$x = \frac{10 \cdot 10^6 \times 416}{480} = 8,66 \cdot 10^6 \text{ g} = 8,66 \text{ t de chumbo}$$

Como a quantidade real obtida foi 7,36 t o rendimento do processo será:

8,66 t corresponde a 100%

7,36 t corresponde ao rendimento

$$\text{rendimento} = \frac{7,36 \times 100}{8,66} = 84,98\%$$

O rendimento do processo foi cerca de 85%.

No planejamento dos processos industriais, os fatores que influem no rendimento são analisados e controlados a fim de que se obtenham quantidades máximas de produto a partir do mínimo de matéria-prima. Esses fatores podem ser: granulação dos materiais, contato entre reagentes, pressão, temperatura e eficiência da aparelhagem.

Questões

- 1) Queimando-se 40,0 g de carvão, produziram-se 131,0 g de dióxido de carbono CO_2 . Qual o rendimento desse processo ?
- 2) Quantos gramas dos gases hidrogênio e oxigênio são necessários para se obterem 90,0 g de água, considerando que o rendimento do processo foi de 50% nas condições em que se realizou a transformação ?

PUREZA DOS REAGENTES

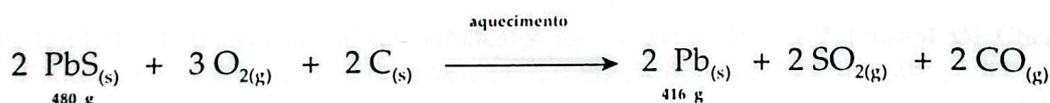
Impurezas presentes na matéria-prima também influem na quantidade de produto obtido.

Exemplo: Quando se parte de galena com 90% de pureza, isto significa que, em cada 100 partes da massa do minério, apenas 90 partes são constituídas de PbS . As 10 partes restantes são constituídas por impurezas. Se a metalúrgica parte de 20 t de minério, na realidade a quantidade real de galena é apenas 18 t, de acordo com o cálculo:

100 t de minério correspondem a 90 t de galena
 20 t correspondem a x (quantidade real de galena)

$$x = \frac{20 \times 90}{100} = 18 \text{ t}$$

Considerando a reação de obtenção de chumbo a partir de galena:



480 g de galena produzem 416 g de chumbo
 $18 \cdot 10^6$ g de galena produzem X g de chumbo

$$X = \frac{18 \cdot 10^6 \times 416}{480} = 15,6 \cdot 10^6 \text{ g} = 15,6 \text{ t}$$

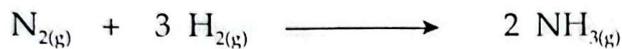
Então, se a metalúrgica partiu de 20 t de galena com 90% de pureza, ela obteve 15,6 t de chumbo.

Questões

- 1) Qual a massa de ferro contida em 32 t de hematita Fe_2O_3 de pureza 90% ?
- 2) Uma amostra contendo 200 g de NaOH com 80% de pureza reage com H_2SO_4 . Qual a massa de ácido sulfúrico necessária para produzir neutralização total segundo a reação:



- 3) No processo de obtenção da amônia, representado pela equação:



uma amostra de 200 g de gás nitrogênio produziu, numa reação com rendimento total, 170 g de gás amônia (NH_3). Determine a porcentagem de pureza da amostra de gás nitrogênio.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- AICHINGER, E. C.; BACH, S. W.; MANGE, G. C.; MOREIRA, D. R. *Química* vol. 1 e 2, S. Paulo. Editora Pedagógica e Universitária, 1980.
- AMBROGI, A.; VERSOLATO, E. F. e LISBOA, J. C. F. *Unidades Modulares de Química*, S. Paulo, Gráfica Editora Hamburg, 1987.
- BELTRAM, N. O. e CISCATO, C. A. M. *Química*, S. Paulo, Cortez Editora, 1990.
- BIBLIOTECA CIENTÍFICA LIFE. "A Energia" e "A Matéria", Rio de Janeiro, Livraria José Olympio Editora, 1969.
- CANTO, E. L., *Minerais, Minérios, Metais*, S. Paulo, Editora Moderna, 1996.
- CARRARO, F. F. e MEDITSH, J. O., *Dicionário de Química*, Porto Alegre, Editora Globo, 1977.
- CARVALHO, Geraldo Camargo de, *Química Moderna*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora Scipione, 1995.
- CARVALHO, Geraldo Camargo de, *Química Moderna I*. Editora Scipione - 2ª Ed.
- CRUZ, R., *Experimentos de Química em Microescala*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora Scipione, 1995.
- ENCICLOPÉDIA GLOBO DE CIÊNCIA, vol. 1, 2 e 12, S. Paulo, Editora Globo, 1994.
- FELTRE, R., *Química*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora Moderna, 1995.
- FONSECA, M. R. M., *Química*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora FTD, 1992.
- GALLAGHER, R. e INGRAM, P., *Chemistry Made Clear*, Oxford, GCSE Edition, 1996.
- GALLO NETTO, C., *Química - da Teoria à Realidade*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora Scipione, 1996.
- GEPEQ, *Interações e Transformações*, vol. I e II, S. Paulo, Editora da Universidade de São Paulo, 1995.
- LUTFI, M., *Cotidiano e Educação em Química*, Ijuí, UNIJUI, 1988.
- LUTFI, M., *Os Ferrados e os Cromados*, Ijuí, UNIJUI, 1992.
- MURGEL, Branco Samuel - *Água, Origem, Uso e Preservação*. Editora Moderna 1994.
- NABUCO, J. R. T. e BARROS, R. V., *Química Geral e Inorgânica*, Rio de Janeiro, Editora Ao Livro Técnico, 1978.
- NAKHLEH, M. B., *Por que alguns estudantes não aprendem Química?* Journal Of Chemical Education, v. 69, n. 3, p. 191-196, mar., 1992, tradução de Luis O. F. Amaral.
- NEHMI, V., *Química*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora Ática, 1993.
- NOVAIS, V. L. D., *Química*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Atual Editora, 1993.
- O'CONNOR, R., *Fundamentos de Química*, S. Paulo, Editora Harper & Row do Brasil, 1971.
- PERUZZO, T. M. e CANTO, E. L., *Química na Abordagem do Cotidiano*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora Moderna, 1994.
- PIMENTEL, G. C. e SPRTLEY, R. D., *Química: Um Tratamento Moderno*, S. Paulo, Editora Edgard Blücher/EDUSP, 1974.
- REVISTA GLOBO CIÊNCIA, n.º 38, S. Paulo, Editora Globo, 1994.
- REVISTA QUÍMICA NOVA NA ESCOLA, n.º 1, 2 e 3, S. Paulo, SBQ - IQUSP, 1995 - 1996.
- REVISTA SUPERINTERESSANTE - *Água*. Editora Abril - Julho de 1994.
- RUSSEL, J. B., *Química Geral*, S. Paulo, Editora Mc Graw-Hill do Brasil, 1981.
- SERDELLA, A. e MATEUS, E., *Dicionário Escolar de Química*, S. Paulo, Editora Atica, s/data.

- SCHNETZLER, R. P., *Construção do Conhecimento e Ensino de Ciências*, Brasília, Em Aberto, ano 11, n.º 55, jul./set., 1992.
- SECRETARIA DA EDUCAÇÃO DO ESTADO DE SÃO PAULO, *Ensino de Química dos Fundamentos à Prática*, vol. 1, CENP, S. Paulo, 1990.
- SIENKO, Michell - *Química* - Editora Nacional e Editora da USP - 1967.
- SIENKO, M. J. e PLANE, R. A. , *Química*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Editora Saraiva, 1995.
- TITO e CANTO - *Química na Abordagem do Cotidiano*. Editora Moderna - 1993.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E., *Química*, S. Paulo, Companhia Editora Nacional, 1968.
- VANIN, J. A., *Alquimistas e Químicos: o passado, o presente e o futuro*, S. Paulo, Editora Moderna, 1994.
- YVONE - NAÍDES, *Química - Dos Experimentos às teorias*, vol. 1 e 2, S. Paulo, Companhia Editora Nacional, 1977.

Sobre as autoras

Ana Maria Aoki Gonçalves, Química, graduada pelo Instituto de Química da USP EM 1985.

É professora do CEETEPS desde 1992 e ministra aulas na ETE Getúlio Vargas e ETE Rocha Mendes.

Maria Messaros, Química, graduada pela Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras da USP.

É professora do CEETEPS desde 1992 e ministra aulas de Química na ETE Getúlio Vargas.

Atividade editada sob a responsabilidade da
Coordenadoria de Ensino Técnico – CETEC
Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza – CEETEPS

Responsável por Material Didático

Doroti Quiomi K. Toyohara

Coordenação

Doroti Quiomi K. Toyohara

Elaboração

Ana Maria Aoki Gonçalves

Maria Messaros

Revisão

José Eduardo de Oliveira

Digitação e layout

Diana Maia

Capa/Ilustração

Luís Carlos Maia

Impressão

Copidart Editora Ltda.

Fone: (011) 298-5667 - Fax 267-9923

Proibida a reprodução total ou parcial deste material.

Direitos autorais garantidos aos Elaboradores.

Direitos de uso reservados ao CEETEPS, por prazo indeterminado, em suas Unidades.



CEETEPS

Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Praça Cel. Fernando Prestes, 74 - CEP 01124-060 - São Paulo - SP

Tel. (011) 3327-3000 - Fax (011) 228-1080

UNIDADES PERTENCENTES AO CEETEPS RELAÇÃO DAS ESCOLAS TÉCNICAS ESTADUAIS - ETes e ETAEs

ADAMANTINA

ETE Prof. Eudécio Luiz Vicente
(018) 521-2493
ETAE Eng. Herval Bellusci
(018) 521-2494

AMERICANA

ETE Polivalente de Americana
(019) 468-4071 / 468-1611

AMPARO

ETE João Belarmino
(019) 870-2288

ANDRADINA

ETAE Sebastiana Augusta de Moraes
(018) 982-2633

ARARAQUARA

ETE Profª Anna de Oliveira Ferraz
(016) 236-6636 / 236-6155

ARARAS

ETE Prefeito Alberto Feres
(019) 541-2819

ASSIS

ETE Pedro D'Arcádia Neto
(018) 322-3941 / 322-8211

BARRA BONITA

ETE Comendador João Rays
(014) 641-1310.

BARRETOS

ETE Cel. Raphael Brandão
(017) 322-2341 / 323-1099

BATAÍAS

ETE Antonio de Pádua Cardoso
(016) 761-2428

BOTUCATU

ETE Dr. Domingos Minicucci Filho
(014) 822-0503

CABRÁLIA PAULISTA

ETAE Astor de Mattos Carvalho
(014) 245-1210

CAÇAPAVA

ETE Machado de Assis
(012) 253-3225

CACHOEIRA PAULISTA

ETE de Cachoeira Paulista
(012) 561-2816

CAFELÂNDIA

ETAE Profª. Helcy Moreira Martins Aguiar
(014) 562-1184

CAMPINAS

ETE Bento Quirino
(019) 252-3596 / 251-8934
ETE Conselheiro Antonio Prado
(019) 242-2888 / 241-5931

CÂNDIDO MOTA

ETAE Prof. Luiz Pires Barbosa
(018) 341-1014

CASA BRANCA

ETE Dr. Francisco Nogueira de Lima
(019) 671-1170

CATANDUVA

ETE Elias Nechar
(017) 522-2408

CERQUEIRA CESAR

ETAE Prefeito José Esteves
(014) 974-9175

CRUZEIRO

ETE Prof. José Sant'Ana de Castro
(012) 544-1207

DRACENA

ETAE Profª Carmelina Barbosa
(018) 822-1063

ESPÍRITO SANTO DO PINHAL

ETAE Dr. Carolino da Motta e Silva
(019) 651-1229

FRANCA

ETE Júlio Cardoso
(016) 722-4590
ETAE Prof. Carmelino Correia Jr.
(016) 703-0035 / 703-0776

GARÇA

ETE Monsenhor Antônio Magliano
(014) 461-0099
ETAE Dep. Paulo Ornellas C. de Barros
(014) 461-1534

GUARATINGUETÁ

ETE Prof. Alfredo de Barros Santos
(012) 525-2266

IGARAPAVA

ETAE Antonio Junqueira da Veiga
(016) 772-1814

IGUAPE

ETAE Eng. Agrônomo Narciso de Medeiros
(013) 841-1706

ILHA SOLTEIRA

ETE de Ilha Solteira
(018) 762-2575 / 762-4338

IPAUSSU

ETE Pedro Leme Brisolla Sobrinho
(014) 344-1408

ITAPETINGA

ETAE Prof. Edson Galvão
(015) 271-0444

ITAPEVA

ETE Dr. Demétrio Azevedo Junior
(015) 522-1077

ITATIBA

ETE Rosa Perrone Scavone
(011) 7806-1493

ITU

ETAE Martinho Di Ciero
(011) 7824-1009 / 409-0411

JACARÉ

ETAE Cônego Jose Bento
(012) 351-5800

JALES

ETAE Dr. José Luiz Viana Coutinho
(017) 985-9055

JAÚ

ETE Joaquim Ferreira do Amaral
(014) 622-3566 / 622-2776

ETAE Prof. Urias Ferreira
(014) 623-1170 / 623-1190

JUNDIAÍ

ETE Vasco Antonio Venchiarutti
(011) 7397-3093 / 7397-1905
ETAE Benedito Storani
(011) 7392-1881 / 7392-5142

LEME

ETE Deputado Salim Sedeh
(019) 571-4898

LIMEIRA

ETE Trajano Camargo
(019) 441-7836

MARÍLIA

ETE Antonio Devisate
(014) 433-5467

MATÃO

ETE Sylvio de Mattos Carvalho
(016) 282-6878 / 282-1226

MIGUELÓPOLIS

ETAE Laurindo Alves de Queiroz
(016) 835-1370

MIRASSOL

ETAE Prof. Matheus Leite de Abreu
(017) 242-3249

MOCOCA

ETE Francisco Garcia
(019) 656-0052
ETE João Baptista de Lima Figueiredo
(019) 656-2052

MOGI DAS CRUZES

ETE Presidente Vargas
(011) 4799-4069

MOGI MIRIM

ETE Pedro Ferreira Alves
(019) 862-0888

MONGAGUÁ

ETE Adolpho Berezin
(013) 448-3800

MONTE APRAZÍVEL

ETAE Padre Jose Nunes Dias
(017) 275-1841

ORLÂNDIA

ETE Prof. Alcídio de Souza Prado
(016) 826-0774 / 826-1765

OSVALDO CRUZ

ETE Amin Jundi
(018) 561-3982

OURINHOS

ETE Jacinto Ferreira de Sá
(014) 322-4908

PARAGUAÇU PAULISTA

ETAE Augusto Tortorello Araújo
(018) 361-1130

PENÁPOLIS

ETAE João Jorge Geraissate
(018) 652-1577

PINDAMONHANGABA

ETE João Gomes de Araújo
(012) 242-2414

PIRACICABA

ETE Cel. Fernando Febeliano da Costa
(019) 433-9734

PRESIDENTE PRUDENTE

ETAE Prof. Dr. Antonio Eufrásio de Toledo
(018) 222-0617

PRESIDENTE VENCESLAU

ETAE de Presidente Venceslau
(018) 271-3687

QUATÁ

ETAE Dr. Luiz Cesar Couto
(018) 366-1001

RANCHARIA

ETAE Deputado Francisco Franco
(018) 251-1045

RIBEIRÃO PRETO

ETE José Martimiano da Silva
(016) 610-8374 / 610-8261

RIO CLARO

ETE Prof. Armando Bayeux da Silva
(019) 524-2330 / 534-1688

RIO DAS PEDRAS

ETAE Dr. José Coury
(019) 493-2244

SANTA CRUZ DO RIO PARDO

ETAE Orlando Quagliato
(014) 372-2011

SANTA RITA DO PASSA QUATRO

ETAE Manoel dos Reis Araujo
(019) 582-2100

SANTO ANDRÉ

ETE Júlio de Mesquita
(011) 440-2577 / 412-2086

SANTOS

ETE Aristóteles Ferreira
(013) 236-9998

SÃO BERNARDO DO CAMPO

ETE Lauro Gomes
(011) 448-2288

SÃO CAETANO DO SUL

ETE Jorge Street
(011) 743-9510 / 743-7955

SÃO CARLOS

ETE Paulino Botelho
(016) 271-1027

SÃO JOAQUIM DA BARRA

ETE Pedro Badran
(016) 728-2192 / 728-2607

SÃO JOSÉ DO RIO PRETO

ETE Philadelpho Gouveia Netto
(017) 233-9823 / 232-9266

SÃO MANUEL

ETAE Dona Sebastiana de Barros
(014) 841-2599 / 841-2288

SÃO PAULO

ETE Albert Einstein (Casa Verde)
(011) 266-0503
ETE Prof. Basíldes de Godoy (Vila Leopoldina)
(011) 260-4111
ETE Carlos de Campos (Brás)
(011) 230-7098
ETE Getúlio Vargas (Ipiranga)
(011) 273-3222 / 273-3891
ETE Guaracy Silveira (Pinheiros)
(011) 211-6208
ETE José Rocha Mendes (Vila Prudente)
(011) 6163-4454
ETE Martin Luther King (Tatuapé)
(011) 295-1428
ETE Prof. Aprígio Gonzaga (Penha)
(011) 295-1491
ETE Prof. Camargo Aranha (Móoca)
(011) 264-6733 / 264-6438
ETE Prof. Horacio Augusto da Silveira (Vila Guilherme)
(011) 264-7508
ETE de São Paulo (Bom Retiro)
(011) 227-8891 / 227-6979

SÃO SIMÃO

ETAE Prof. Francisco dos Santos
(016) 684-1752 / 684-1415

SOROCABA

ETE Fernando Prestes
(015) 221-9677 / 221-2044
ETE Rubens de Faria e Souza
(015) 233-7189 / 233-1314

TAQUARITINGA

ETE Dr. Adail Nunes da Silva
(016) 352-5615 / 352-5159

TAQUARIVAI

ETAE Dr. Dario Pacheco Pedroso
(015) 534-1139

TATUÍ

ETE Sales Gomes
(015) 251-4242

VERA CRUZ

ETAE Paulo Guerreiro Franco
(014) 462-1373

VOTUPORANGA

ETAE Frei Arnaldo Maria de Itaporanga
(017) 421-3112