



Quí mica

PVVC

PRÉ-VESTIBULAR CECIERJ | volume 1

Isabella R. Faria

Fabiano Lins da Silva

Samira G. M. Portugal



Quí mica

PVC

PRÉ-VESTIBULAR CECIERJ | volume 1

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador
Cláudio Castro

Secretário de Estado de Ciência, Tecnologia e Inovação
Dr. Serginho

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente
Rogerio Tavares Pires
Vice-Presidente de Educação
Superior a Distância
Caroline Alves da Costa

Pré-Vestibular Social
Diretor
Luiz Fernando Jardim Bento

Elaboração de Conteúdo
Isabella R. Faria
Fabiano Lins da Silva
Samira G. M. Portugal

Biblioteca
Any Bernstein, Simone da Cruz Correa de Souza
Vera Vani Alves de Pinho

cecierj.edu.br/pre-vestibular-social/

Material Didático
Diretor de Material Didático
Ulisses Schnaider Cunha
Diretora de Design Instrucional
Diana Castellani
Diretora de Material Impresso
Bianca Giacomelli
Projeto Gráfico
Cristina Portella e Maria Fernanda de Novaes
Ilustração da Capa
Renan Alves
Design Instrucional
Vittorio Lo Bianco
Renata Vitorette e Paula Barja
Revisão Linguística
Yana Gonzaga
Diagramação
Maria Fernanda de Novaes
Tratamento de Imagens e Ilustrações
André Amaral
Produção Gráfica
Fabio Rapello

FICHA CATALOGRÁFICA

P922

Pré-Vestibular Ciecierj. Química. Volume 1 / Isabella R. Faria, Fabiano Lins da Silva, Samira G. M. Portugal – Rio de Janeiro: Fundação Ciecierj, 2021.
166 p.; 21 x 28 cm.

ISBN: 978-85-458-0253-2

1. Pré-Vestibular Ciecierj. 2. Química. 3. Elementos e átomos. 4. Núcleo e eletrosfera. 5. Tabela Periódica. 6. Ligações químicas. 7. Funções inorgânicas. I. Faria, Isabella R. II. Silva, Fabiano Lins da. III, Portugal, Samira G. M. 1. Título.

CDD: 540



Esta obra está licenciada com uma Licença Creative Commons Atribuição - Não Comercial - Sem Derivações 4.0 Internacional (CC BY-NC-ND 4.0). Reservados todos os direitos mencionados ao longo da obra.

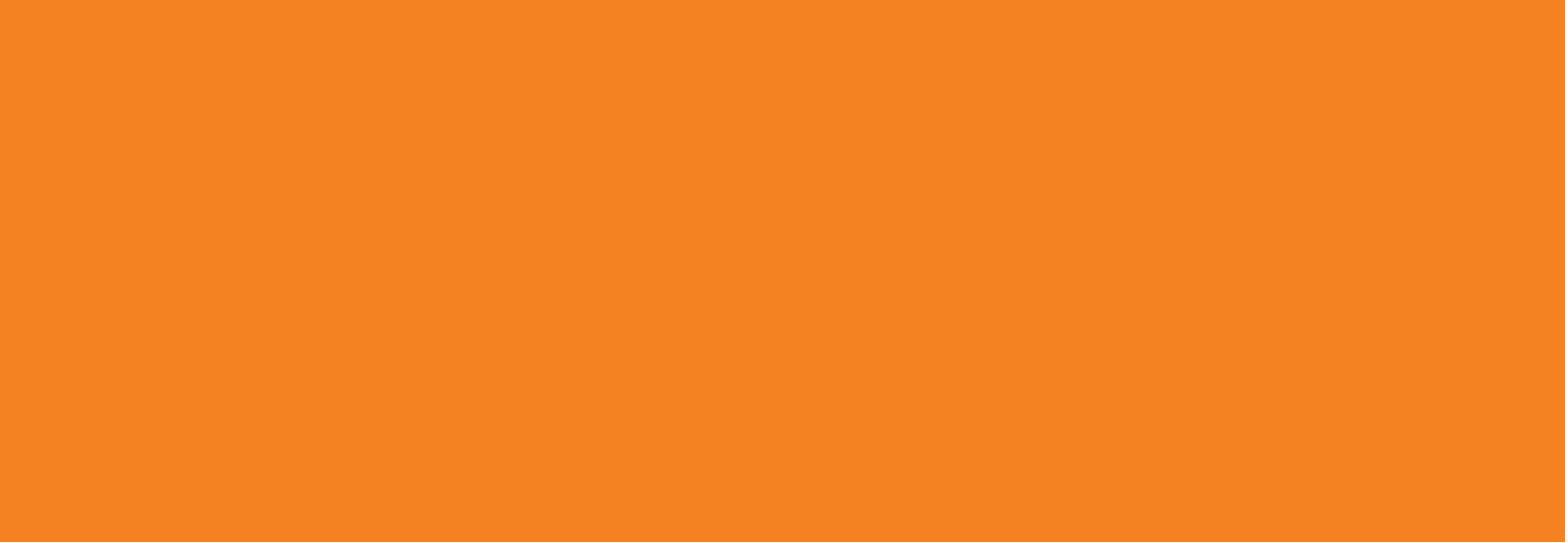
Proibida a venda.

Referências bibliográficas e catalogação na fonte de acordo com as normas da ABNT.
Texto revisado segundo o Novo Acordo Ortográfico da Língua Portuguesa.

Quí mica

sumário

| | | |
|-----------|--|-----|
| 1. | Aspectos macroscópicos da matéria: o que se vê | 7 |
| 2. | Elementos e átomos: pensando nos pequenos detalhes | 31 |
| 3. | Núcleo e eletrosfera: mergulhando no átomo | 55 |
| 4. | Tabela periódica: colocando os elementos nos devidos lugares | 79 |
| 5. | Ligações químicas: arranjando uniões | 97 |
| 6. | Funções inorgânicas: o mundo que ajuda o viver! | 127 |



Apresentação

Caros alunos,

A Química está presente em todas as atividades humanas e, conseqüentemente, não se limita somente a processos industriais e pesquisas em laboratório. Quando cozinhamos ou usamos medicamentos e chás para tratarmos da saúde, estamos fazendo uso do conhecimento e da propriedade das substâncias químicas.

Esperamos que esse material didático, preparado exclusivamente para os alunos do Pré-Vestibular Social da Fundação CECIERJ, não só os ajude na realização dos concursos que vocês farão, como também promova a compreensão dos processos de transformação do nosso dia a dia (como a respiração, por exemplo), assim como a relação entre as questões ambientais e os processos industriais.

Nesse primeiro módulo, denominado Química Geral, estudaremos os conceitos básicos que permeiam todo o conhecimento da Química e apresentaremos a Química Inorgânica.

Esse material é complementar à atividade dos mediadores; nossa proposta é que ele sirva de condutor e facilitador do seu processo de aprendizagem.

Bons estudos a todos!

Aspectos macroscópicos da matéria: o que se vê

01

metas

Apresentar o conceito de matéria e seus estados físicos, a diferença entre substância pura e misturas, e seus métodos de fracionamento.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- conceituar matéria;
- reconhecer os estados físicos da matéria e os fenômenos de mudanças de estado;
- diferenciar substância pura de mistura;
- caracterizar os sistemas materiais em puros ou misturas, e em homogêneos ou heterogêneos;
- conceituar massa específica;
- reconhecer as temperaturas de mudanças de estado como critério para distinguir sistemas homogêneos em puros ou misturas (critérios de pureza);
- analisar gráficos de aquecimento para reconhecer as mudanças de estado;
- identificar os principais métodos de fracionamento das misturas homogêneas e das misturas heterogêneas.

Introdução

A Química é uma ciência relacionada com descobertas, criações e transformações. Sem o trabalho dos químicos, avanços no tratamento de doenças, exploração espacial e avanços tecnológicos não teriam acontecido.

Ela contribui para a humanidade com alimentos, medicamentos, roupas, energia, matérias-primas, transportes e comunicações, além de fornecer materiais para a Física, Biologia, Farmacologia e outras ciências e tecnologias.

Tal ciência também ajudou o mundo a ficar mais confortável, pois nossos carros, casas e roupas estão relacionados com a criatividade química. No futuro, a energia dependerá da Química, assim como atingir um dos objetivos do milênio, que é prover água e saneamento básico seguros para toda a humanidade.

Sem essa ciência, o mundo não teria materiais sintéticos, telefones, computadores e cinema, nem aspirina, detergentes, shampoo ou pasta de dente, cosméticos, contraceptivos, papel, jornais, livros, colas ou tintas. Sem o desenvolvimento proporcionado pela Química, a vida seria chata, curta e dolorida! Ela permite compreender os fenômenos e atuar sobre eles; ela move o mundo, e os profissionais químicos atuam de forma criativa e responsável para torná-lo cada vez melhor (adaptado de ZUCCO, 2011).

lá na plataforma

Gostou do texto sobre a Química?

Leia-o na íntegra na plataforma.

Assista também a alguns dos vídeos lá na plataforma, para conhecer mais sobre o papel da Química na nossa vida e o porquê de estudarmos essa ciência.

// atenção

Química é a ciência que busca conhecer tudo que nos cerca, incluindo nós mesmos, a partir do estudo da matéria e de suas transformações.

Estudo da matéria

Como vimos, a Química estuda a matéria. Mas você pode estar se perguntando: “Tudo que existe é matéria?” “Afim, o que é matéria?”

Podemos entender como matéria tudo o que apresenta massa e ocupa lugar no espaço. Isso significa dizer que é possível caracterizar a matéria por meio de suas propriedades *massa* e *volume*.

Não é preciso nem perguntar um exemplo de matéria, pois é muito fácil fazer uma lista contendo milhões deles, em que poderão aparecer cadeira, barra de ferro, sabonete, água etc.

Você conseguiria citar alguma coisa que não é matéria?

Para responder a essa pergunta, podemos pensar na seguinte situação: um balão de aniversário foi cheio de ar ou de água ou de grãos de areia. Ele, quando vazio, apresentava menor massa e volume do que quando foi colocado ar, água ou areia. Isso é sinal de que enchemos o balão com matéria, já que é possível caracterizar a massa e o volume. Agora, imagine enchê-lo com luz, som ou calor. Não é possível, porque são formas de energia. Essa impossibilidade caracteriza a diferença entre matéria e energia.

Parando para pensar ainda um pouco mais sobre essa situação, vemos que o balão de aniversário poderia ter sido preenchido com areia, água ou ar, que são matérias com características físicas bem distintas. Isso nos mostra que a matéria pode ser encontrada em três estados físicos: *sólido*, como a areia; *líquido*, como a água, ou *gasoso*, como o ar.

Já sei o que você está pensando! Quando esquece a água do café no fogo, ela desaparece e quando coloca água no congelador ela vira gelo. Então, a água pode apresentar aspecto físico igual ao da areia ou igual ao do ar? Isso mesmo! É possível, fornecendo ou retirando energia, mudar o estado físico dos materiais.

O esquema a seguir mostra as transformações dos estados da matéria por meio dos seus respectivos nomes.

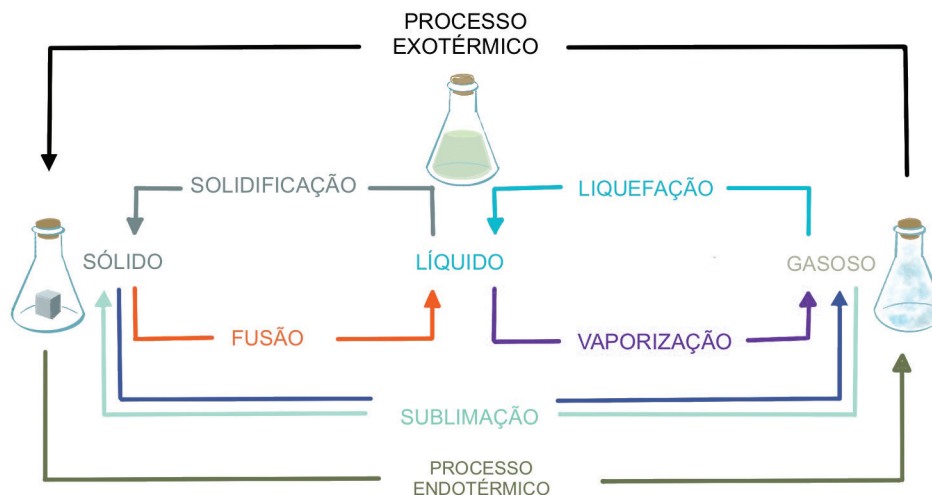


Figura 1.1: Mudanças dos estados físicos da matéria.

A vaporização pode ocorrer de duas formas: *evaporação*, que é a passagem lenta que ocorre na superfície do líquido, e a *ebulição*, que é uma mudança mais rápida que acontece com a formação de bolhas em toda a extensão do líquido (fervura).

// atenção

Os processos que ocorrem absorvendo calor são denominados endotérmicos, e os processos que ocorrem liberando calor são denominados exotérmicos.

Sistemas

Toda matéria é formada por substâncias e algumas nós conhecemos no nosso dia a dia, como água e sal de cozinha.

Os sistemas materiais podem ser classificados segundo dois critérios:

Quanto ao número de substâncias (componentes):

- *puros*: apenas um componente.
Exemplo: água destilada.
- *misturas*: dois ou mais componentes. Exemplo: água do mar.

Quanto ao número de fases (porções homogêneas):

- *homogêneos* ou *monofásicos*: apenas uma fase. Exemplo: álcool hidratado.
- *heterogêneos* ou *polifásicos*: duas ou mais fases. Exemplo: água com óleo de soja.

Os exemplos a seguir demonstram a completa independência entre as duas classificações.

ÁGUA + GELO

- *puro*: só água (H_2O).
- *heterogêneo* ou *bifásico*: uma fase sólida (gelo) e uma fase líquida (água).

ÁGUA + AÇÚCAR

- *mistura*: com dois componentes.
- *homogêneo* ou *monofásico*: com uma fase líquida.

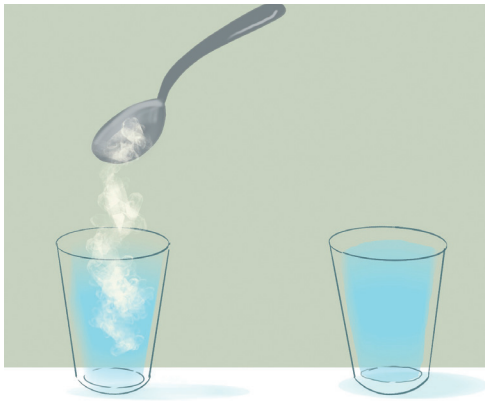


Figura 1.2: Dois copos contendo água e açúcar. No da esquerda, o açúcar está sendo dissolvido e, no da direita, o açúcar já está dissolvido.

ÁGUA + AREIA

- *mistura*: com dois componentes.
- *heterogêneo*: com uma fase sólida (areia) e uma fase líquida (água).



Figura 1.3: Copo contendo água e areia.

Vejamos o exemplo a seguir. Na **Figura 1.4**, vemos um sistema material constituído por água, uma pitada de sal de cozinha, uma colher de chá de açúcar, areia e duas pedras de gelo, conforme o desenho a seguir.



Figura 1.4: Sistema heterogêneo.

Neste sistema, existem quatro componentes: água e gelo (H_2O), sal (NaCl), açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) e areia (SiO_2). Eles se apresentam em três fases: uma líquida (água + sal + açúcar) e duas sólidas (areia e gelo).

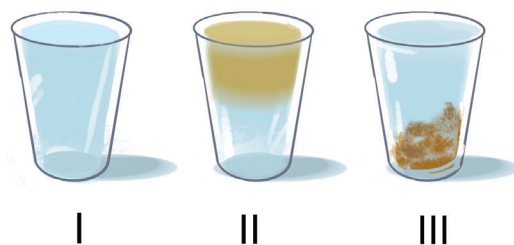
// atenção

Água destilada: água que passou pelo processo de destilação, tornando-se quimicamente pura.

Atividade

Agora é a sua vez. Tente resolver as atividades a seguir e, para isso, use o seu caderno. As respostas estão no final da Unidade.

1. Uma mistura é formada por um pouco de areia, uma pitada de sal de cozinha, 100 mL de álcool, 100 mL de água e cubos de gelo. Quantas fases apresenta o sistema descrito?
2. Quantas fases e quantos componentes apresenta um sistema formado por quatro cubos de gelo, um pouco de sal totalmente dissolvido em água e um pedaço de ferro?
3. Considere os copos I, II e III a seguir:



Qual das alternativas corresponde à identificação mais adequada dos seus conteúdos?

- a) copo I (zinco + água); copo II (querosene + água); copo III (cloreto de sódio + água).
 - b) copo I (cloreto de sódio + água); copo II (querosene + água); copo III (zinco + água).
 - c) copo I (querosene + água); copo II (zinco + água); copo III (cloreto de sódio + água).
 - d) copo I (cloreto de sódio + água); copo II (zinco + água); copo III (querosene + água).
 - e) copo I (zinco + água); copo II (cloreto de sódio + água); copo III (querosene + água).
4. Classifique os sistemas a seguir em homogêneo ou heterogêneo.
- a) cubos de gelo e solução aquosa de açúcar (glicose).
 - b) gás nitrogênio e gás carbônico.
 - c) água e acetona.
 - d) querosene e óleo diesel.

Densidade

Nós sempre queremos buscar o porquê das coisas. Por isso, levantaremos uma nova questão:

Massas iguais de substâncias diferentes ocupam o mesmo volume?

Podemos utilizar a **Figura 1.5** para analisarmos essa questão.

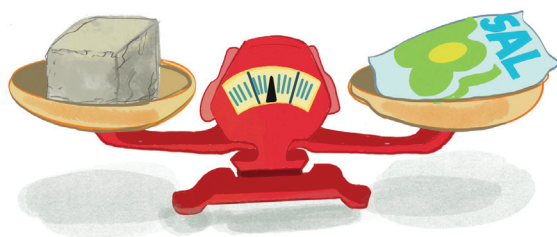


Figura 1.5: Balança aferindo massas iguais de substâncias diferentes.

A situação mostra claramente que não. A propriedade que relaciona a massa e o volume de uma substância é denominada *massa específica* ou *densidade*, sendo algebricamente representada pela expressão a seguir:

$$d = \mu = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

É a densidade que justifica a posição ocupada pelas substâncias em um sistema heterogêneo, sendo que o mais denso ocupa a posição inferior, conforme o sistema água e óleo mostrado a seguir:

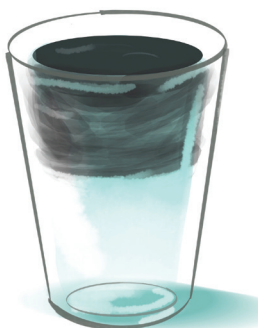


Figura 1.6: Copo contendo água e óleo.

Vejamos algumas situações problemas em que a densidade está envolvida.

Situação 1

g.mL⁻¹

Para a expressão do valor da densidade, são usadas unidades como g.mL⁻¹ ou kg.L⁻¹. Essas unidades nos dizem a massa contida em 1 mililitro ou em um litro de determinada substância.

Assim sendo, quando temos a informação de que a densidade da água é 1 g.mL⁻¹ ou 1 kg.L⁻¹, estamos dizendo que 1 grama é a massa de 1mL de água ou que 1 litro de água equivale a 1 kg.

Você dispõe de uma lata vazia de óleo de soja com capacidade de 1 litro. Sabendo que a densidade do óleo é 0,85 g.mL⁻¹, como é possível determinar a massa de óleo de soja contida na lata completamente cheia?

A capacidade da lata de óleo é de 1 litro, que é igual a 1000 mL. A densidade do óleo é 0,85 g.mL⁻¹, ou seja 0,85 g é a massa de 1 mililitro.

Como

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

substituindo, os valores temos:

$$0,85 = \frac{m}{1000}$$

Logo, $m = 0,85 \times 1000 = 850 \text{ g}$.

A massa de óleo é 850 g.

Agora, esvazie a lata e coloque 850 g de água, a mesma massa de óleo. Sabendo que a densidade da água é 1 g.mL⁻¹, qual o volume ocupado pela água?

Como

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

substituindo os valores, temos:

$$1 = \frac{850}{V}.$$

Logo,

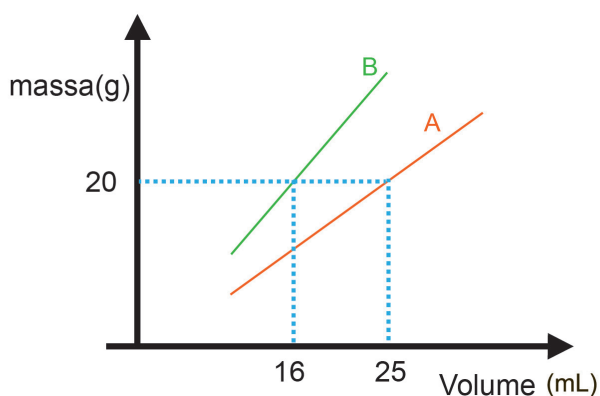
$$V = \frac{850}{1} = 850 \text{ mL}$$

O volume de água é de 850 mL.

Situação 2

A seguir estão representadas as relações massa-volume de dois líquidos puros A e B.

Gráfico 1.1: Relação entre massa e volume dos líquidos A e B



Analisando o gráfico representado, podemos:

a) determinar o volume ocupado por 100 g do líquido de maior massa específica ou densidade.

Vamos calcular a densidade dos líquidos A e B.

Para o líquido A, temos: $d = m/V$. Substituindo:

$$d = \frac{20}{25} = 0,8 \text{ g / mL}$$

Para o líquido B, temos: $d = m/V$. Substituindo:

$$d = \frac{20}{16} = 1,25 \text{ g / mL}$$

Sem calcular a densidade e analisando o gráfico, já poderíamos ter determinado que o líquido B era o mais denso.

Como? Pelo seguinte raciocínio: a densidade é diretamente proporcional à massa. A reta de inclinação mais próxima ao eixo das massas – reta B – identifica o líquido de maior densidade.

Agora é só calcular o volume correspondente a 100 g do líquido B.

Como

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

substituindo

$$1,25 = \frac{100}{V},$$

temos então:

$$V = \frac{100}{1,25} = 80\text{mL}.$$

Se $d = m/V$, substituindo temos:

$$1,25 = 100/V.$$

$$V = 100/1,25 = 80\text{ mL}$$

O volume ocupado pelo líquido mais denso (líquido B) é 80mL.

Situação 3

Vamos colocar no sistema um novo componente e propor uma nova situação para analisarmos.

Um sólido C ($\mu = 1,12\text{ g.mL}^{-1}$), que é insolúvel nos líquidos A e B da situação 2, é colocado dentro de um recipiente que contém o líquido A ou o líquido B (**Figura 1.7**).



Figura 1.7: Recipiente com um sólido insolúvel em dois líquidos.

Qual o líquido presente no sistema?

Podemos observar que sólido C está no fundo do recipiente, portanto, o sólido C apresenta maior densidade que o líquido.

Na situação 2, o cálculo da densidade dos líquidos nos levou aos seguintes valores:

$$d_A = 0,8 \text{ g.mL}^{-1} \text{ e } d_B = 1,25 \text{ g.mL}^{-1}.$$

Sabendo que a densidade do sólido C é $1,12 \text{ g.mL}^{-1}$, por isso é mais denso que o líquido A ($0,8 \text{ g.mL}^{-1}$) e menos denso que o líquido B ($1,25 \text{ g.mL}^{-1}$), concluímos que só pode ser o líquido A.

Atividade

Agora é a sua vez. Tente resolver as atividades a seguir e, para isso, use o seu caderno. As respostas estão no final da Unidade.

5. Você tem de um recipiente com capacidade de 2 litros e deseja enchê-lo com álcool combustível ($d_{\text{álcool}} = 0,8 \text{ g.mL}^{-1}$). Imagine que o preço do álcool seja estabelecido em R\$ 0,02/grama (dois centavos por grama). Quanto você pagaria pelo combustível?

Substância pura e mistura

Uma nova pergunta para você pensar: como saber se um sistema homogêneo, por exemplo um líquido incolor, é puro ou uma mistura?

Essa também era a dúvida dos químicos. A solução encontrada foi utilizar alguns testes em laboratório, denominados critérios de pureza, que utilizam propriedades que indicam se há apenas uma substância no sistema. Essas propriedades são denominadas *específicas* e, entre algumas, destacam-se:

- temperaturas de mudanças de estado: temperatura de fusão (PF) e temperatura de ebulição (PE);
- massa específica.

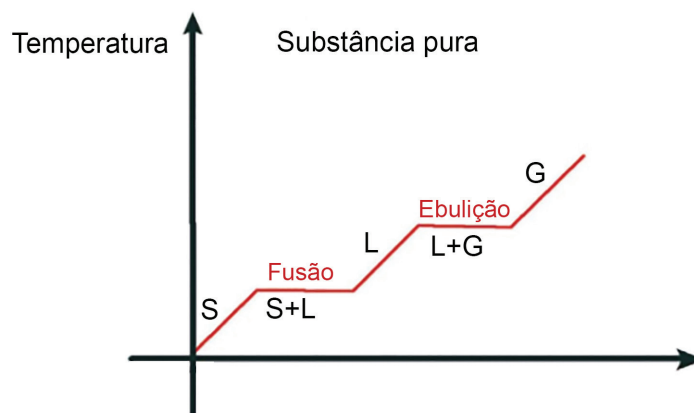
Quando aquecemos um sólido com uma fonte de energia constante, se a sua fusão (passagem do sólido para o líquido) e a sua ebulição (passagem do líquido para o gás) ocorrerem em temperaturas fixas (que não variam com o tempo), temos um critério para afirmar que estamos tratando de uma substância pura.

Exemplo: a temperatura de fusão da água pura é 0°C e a de ebulição é 100°C (ao nível do mar). Esses valores caracterizam a água.

// atenção

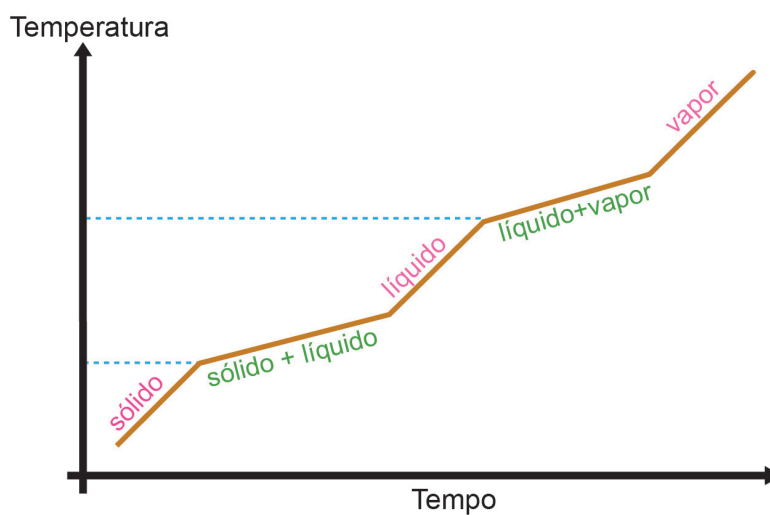
Um sistema puro apresenta temperaturas de mudanças de estado (PF e PE) sempre fixas.

Gráfico 1.2: Gráfico de mudança de estado físico de um sistema puro



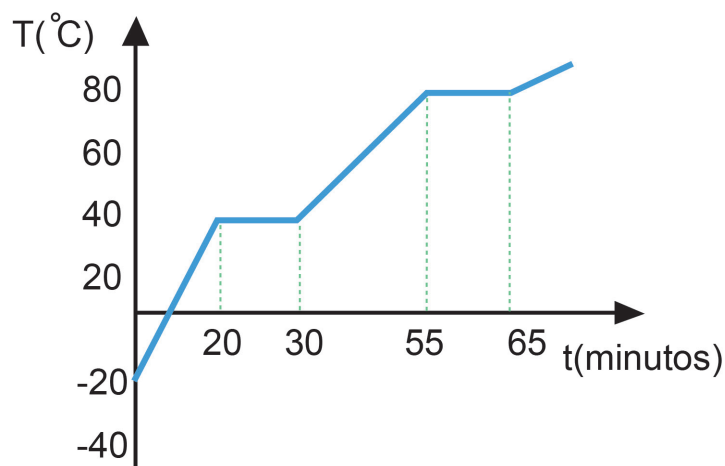
Uma mistura homogênea apresenta pelo menos uma temperatura de mudanças de estado variável

Gráfico 1.3: Mudança de estado físico – mistura qualquer



Atividade

6. Uma amostra sólida homogênea sofre aquecimento e tem seu comportamento térmico registrado no gráfico temperatura ($^{\circ}\text{C}$) x tempo (min) mostrado a seguir:



Sobre o registrado no gráfico, são feitas as afirmativas a seguir. Defina cada uma como verdadeira (V) ou falsa (F).

- () Trata-se de uma amostra pura.
- () A fusão da amostra ocorre durante cerca de 30 minutos.
- () A ebulição da amostra ocorre na temperatura de 80°C .
- () Em todo o processo estão envolvidos apenas fenômenos físicos.
- () Até o final da ebulição houve aumento da temperatura em 62°C .

lá na plataforma

Vamos entender a importância da água?

Na plataforma, você vai encontrar textos, vídeos e sites que o ajudarão a entender a importância desse tema e darão informações para resoluções de questões tanto de Química como para possível tema da prova de redação.

Métodos de separação

Vamos estudar a seguir os métodos que podemos usar para separar todos os componentes presentes em misturas, destacando seus procedimentos e em quais situações poderemos usá-los.

Destilação

Esse método baseia-se no fato de que substâncias diferentes apresentam temperaturas de ebulição diferentes e, por isso, mudam de estado separadamente. É usado em misturas homogêneas *sólido + líquido* (água + NaCl-sal de cozinha-) ou *líquido + líquido* (componentes da gasolina).

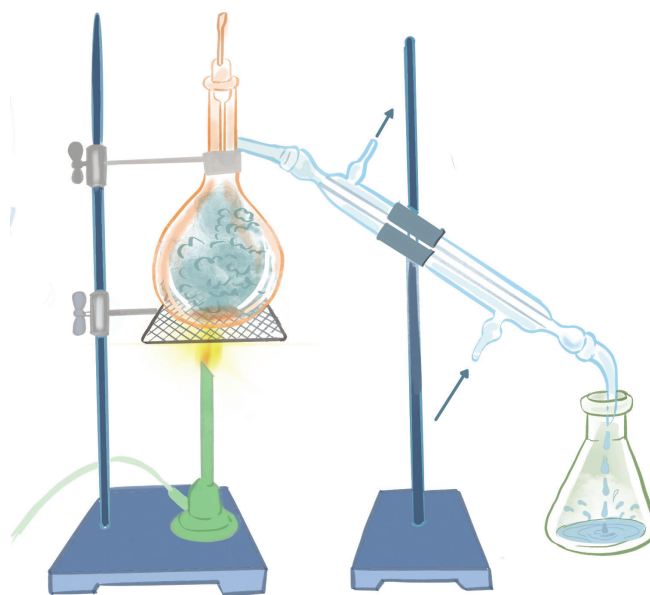


Figura 1.8: Sistema de destilação simples.

Evaporação

Processo usado para separar os componentes de misturas homogêneas de líquido com sólido, quando não se deseja recuperar o líquido. Esse método consiste no aquecimento da mistura até que todo o líquido passe para o estado gasoso, restando apenas o sólido. É utilizado em salinas para a extração do sal bruto presente na água do mar.



Figura 1.9: Salina. Fonte: <https://pixabay.com/pt/photos/lanzarote-soro-fisio%C3%B3gico-sal-4984823/>. Autor: Dengmo

Filtração

Esse método é utilizado para misturas heterogêneas de sólido com líquido (areia + água) ou de sólido com gás (ar + poeira). Baseia-se na retenção das partículas sólidas devido ao seu tamanho.



Figura 1.10: Sistema de filtração simples.

A filtração é um dos métodos mais utilizados em ambiente doméstico. Ao passarmos um cafezinho, fazemos uma filtração, assim como ao usarmos um aspirador de pó para fazer a limpeza da casa, porque as partículas sólidas (poeira) ficam retidas no filtro do aspirador e o ar é liberado.

lá na plataforma

Monte seu laboratório!

Olha que interessante! Você mesmo pode simular um processo de filtração de água que a própria natureza se encarrega de fazer. Veja na plataforma como fazê-lo.

Decantação

Esse método se baseia na ação da gravidade sobre as partículas mais pesadas (densas) que as leva para baixo. Usado em misturas heterogêneas líquido e líquido (água + óleo), líquido e sólido (água + areia de praia) ou sólido e gás (ar + poeira).

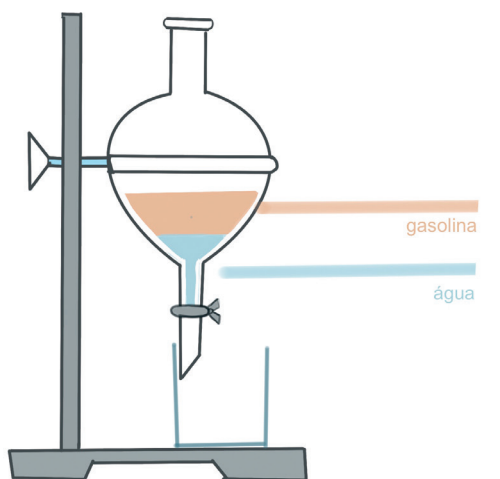


Figura 1.11: Separação de dois líquidos, gasolina e água, pelo funil de decantação.

Catação

Esse método é utilizado para misturas heterogêneas de sólidos, e, por meio manual ou com auxílio de peneira, separam-se os componentes (arroz + impurezas).

Levitação

A levitação consiste na separação de componentes com densidades diferentes por meio de uma corrente de água.

Esse processo pode ser observado no garimpo de ouro em barrancos, de onde são retiradas porções de terra e/ ou cascalhos que estão misturadas ao ouro. O material extraído dos barrancos é triturado em recipiente apropriado e lavado numa corrente de água. Areia, terra e cascalho, por serem menos densos, são carregados pela água, e o ouro, que é mais denso, fica depositado no fundo.

Separação magnética

Esse método é utilizado para separar misturas heterogêneas de *sólido e sólido* que apresentem um componente com *propriedades magnéticas*. Nesse processo, utiliza-se um ímã para separá-los (enxofre em pó + pó de ferro).

Vejamos uma situação problema que envolve separação de misturas:

Uma mistura constituída de *água*, *limalha de ferro* e *areia* terá que passar por dois processos de separação para total separação dos seus constituintes. Quais processos poderíamos utilizar e como seria essa separação?

Vamos lá: primeiro deveremos separar a fase líquida da fase sólida. Por se tratar de uma mistura heterogênea, pois o ferro e a areia não se dissolvem em água, vamos começar com uma filtração. Assim, separamos a água.

Depois utilizamos um imã na parte sólida que ficou retida no papel de filtro para separarmos a areia da limalha de ferro.

Dissolução fracionada

Esse método é utilizado para misturas heterogêneas *sólido + sólido* em que somente um dos componentes é solúvel em determinado solvente líquido. Exemplo: na mistura areia + açúcar, adiciona-se um líquido (água) e assim formará uma fase sólida (areia, insolúvel em água) e uma fase líquida (água + açúcar, açúcar solúvel em água).

Vamos analisar o fluxograma da **Figura 1.12** que representa o processo de separação da mistura de água, óleo, areia e sulfato de cobre.

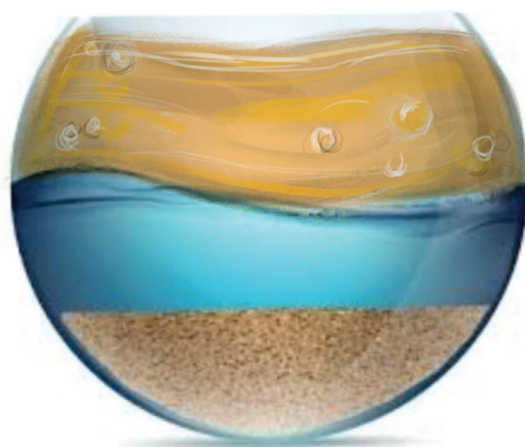


Figura 1.12: Recipiente com areia no fundo, água e sulfato de cobre (fase azul) e óleo.

Sabe-se que o sulfato de cobre está completamente dissolvido na água (fase azul) e não é solúvel em óleo.

Com base nessas informações e nos conhecimentos sobre misturas, vamos escolher os processos mais adequados de separação dos componentes dessa mistura.

- 1) Primeiramente, vamos fazer uma filtração (I), para que a areia fique retida no filtro.
- 2) Deixamos o filtrado, que é constituído de sulfato de cobre dissolvido em água e óleo, em repouso por um tempo.
- 3) Transcorrido o tempo necessário, ocorre o processo de decantação (II) com a separação do óleo (sobrenadante) e a solução aquosa (em água) de sulfato de cobre.
- 4) Por fim, é necessária a realização da destilação simples (III), para separar a água (menor temperatura de ebulição) do sulfato de cobre (sólido).

Peneiração ou tamização

Usado em misturas heterogêneas de *sólido + sólido* em que o tamanho das partículas determina qual passará pela malha da peneira.

Em uma obra, os pedreiros usam muito esse processo na preparação da areia para misturá-la ao cimento.

Destilação por arraste de vapor

É um método de separação de misturas homogêneas que contêm obrigatoriamente um sólido ou líquido de baixa temperatura de ebulição, ou seja, volátil. Na destilação por arraste de vapor, a substância a ser separada é arrastada pelo vapor de outra substância, a qual não faz parte da mistura homogênea. Essa é a forma como são obtidos os chamados óleos essenciais (essências). Um óleo essencial é um líquido obtido a partir de plantas e que pode ser utilizado em diversos ramos, como na medicina e na fabricação de perfumes ou de produtos utilizados para limpeza.

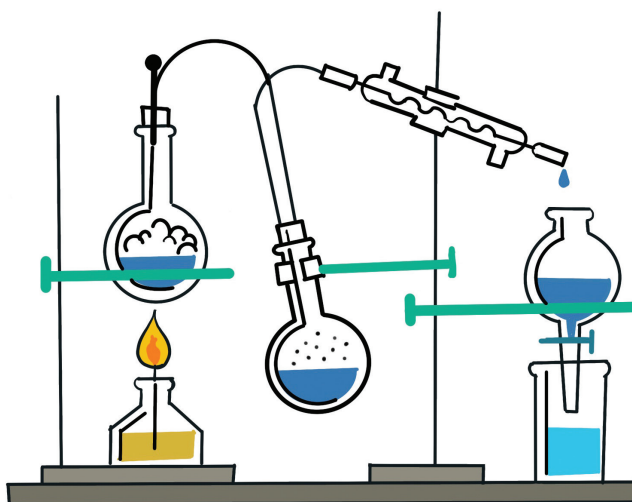


Figura 1.13: Destilação por arraste de vapor.

lá na plataforma

Como está a gasolina que consumimos? Será que foi adulterada? Acesse a plataforma e veja como podemos obter essas respostas.

Atividade

Está na sua vez de resolver as atividades a seguir. Vamos lá!! Anote as respostas em seu caderno.

7. Numere as misturas de acordo com o método mais apropriado ao seu fracionamento.

- | | |
|---|-----------------------------|
| () água + óleo | (1) destilação |
| () água + sal de cozinha | (2) filtração |
| () terra + pedras | (3) dissolução fracionada |
| () açúcar + areia de praia | (4) separação magnética |
| () água + areia | (5) decantação |
| () “ar poluído” (ar + poeira) | (6) peneiração |
| () petróleo | (7) catação |
| () pó de ferro + areia | |
| () separação do feijão de pequenos detritos | |

8. Um aparelho doméstico comum é o aspirador de pó. Quando em funcionamento, separa uma fase:

- a) líquida de outra líquida.
- b) líquida de uma fase gasosa.
- c) sólida de uma fase gasosa.
- d) sólida de outra sólida.
- e) gasosa de outra gasosa.

9. O ciclo da água na natureza envolve a formação de nuvens, por evaporação da água dos rios e mares, e a precipitação da água na forma de chuvas. Em termos das mudanças de estado físico que ocorrem, todo esse processo pode ser comparado a um dos processos de separação de mistura estudados. Você consegue identificar esse processo?

10. As velas do filtro de água de uso doméstico têm o seguinte aspecto:



O carvão em pó (ativado) retém (absorve) possíveis gases na água.

- a) O que deve ficar retido na parte externa da porcelana?
- b) A água que sai da vela é uma substância pura?

11. A água potável é um recurso natural considerado escasso em diversas regiões do nosso planeta. Mesmo em locais onde a água é relativamente abundante, às vezes é necessário submetê-la a algum tipo de tratamento antes de distribuí-la para consumo humano. O tratamento pode, além de outros processos, envolver as seguintes etapas:

Etapla I: manter a água em repouso por um tempo adequado, para a deposição, no fundo do recipiente, do material em suspensão mecânica.

Etapla II: remoção das partículas menores, em suspensão, não separáveis pelo processo descrito na etapa I.

Etapla III: evaporação e condensação da água para diminuição da concentração de sais (no caso de água salobra ou do mar). Nesse caso, pode ser necessária a adição de quantidade conveniente de sais minerais após o processo.

Nomeie as etapas I, II e III com base nos processos de separação.

Resumo

Nesta unidade, você estudou que:

- a Química estuda a matéria e suas transformações;
 - matéria é tudo que possui massa e ocupa lugar no espaço;
 - a matéria se apresenta sob três estados físicos: sólido, líquido e gasoso;
 - as mudanças de estado físico recebem nomes específicos, como fusão, vaporização, liquefação, solidificação e sublimação;
 - os sistemas podem ser classificados quanto ao número de componentes e pelo número de fases;
 - o sistema homogêneo apresenta uma fase, enquanto o heterogêneo possui duas ou mais fases;
 - densidade ou massa específica é uma propriedade que indica a massa de uma substância que ocupa um volume de 1 mililitro (mL);
 - as propriedades específicas, como densidade e pontos de fusão e ebulição, são utilizadas para caracterizar uma substância pura ou uma mistura;
 - as fases de um sistema ou seus componentes podem ser separados por métodos adequados, como destilação, evaporação, filtração, decantação, catação, separação magnética, dissolução fracionada e peneiração.
-

Atividade

Utilizando os conceitos de mudanças de estado físico e os diferentes métodos de separação de mistura, considere uma mistura formada por água, limalha de ferro, areia e acetona. Anote as respostas em seu caderno.

- a) Classifique esse sistema indicando o número de fases.
- b) Proponha um processo para separação dessa mistura. Nele, você deve apresentar as etapas na ordem em que devem ser realizadas, indicando também o objetivo de cada etapa.

Resposta comentada

a) Esse sistema é heterogêneo, apresentando três fases: duas fases sólidas – areia e limalha de ferro – e uma fase líquida contendo água e acetona.



b) De início, devemos filtrar o sistema para separar as fases sólidas da fase líquida. Uma vez separada a fase sólida, devemos efetuar uma separação magnética, utilizando um ímã para separar a limalha de ferro da areia.

Com a fase líquida, devemos realizar uma destilação fracionada devido à diferença de temperaturas de ebulição desses dois líquidos. Nessa destilação, primeiramente recolheremos a acetona (menor temperatura de ebulição) e depois a água (maior temperatura de ebulição).

Respostas comentadas da unidade

1.

A pitada de sal de cozinha irá se dissolver na mistura água e álcool; a areia não se dissolve e ficará no fundo do recipiente; os cubos de gelo ficarão por cima da parte líquida. Tem-se, assim, três fases.

2.

Três componentes: água, sal e ferro. Três fases: água com sal dissolvido, gelo e pedaço de ferro.

3.

No primeiro copo, o sistema é homogêneo, podendo representar o cloreto de sódio (sal de cozinha) + água. No segundo copo, há um sistema heterogêneo com duas fases líquidas, podendo representar querosene + água, e, no terceiro copo, há um sistema heterogêneo de um sólido e líquido, podendo representar um metal (zinco) + água. Letra B

4.

- a) Os cubos de gelo são visíveis na solução de água e açúcar, formando um sistema heterogêneo.
- b) As misturas gasosas formam sistemas homogêneos.
- c) A acetona é solúvel em água, logo, sistema homogêneo.
- d) Os líquidos derivados do petróleo são solúveis entre si logo, sistema homogêneo.

5.

Dados do problema: $V = 2$ litros, ou seja, 2000mL. Densidade = $0,8 \text{ g.mL}^{-1}$. Como $d = m/V$, podemos substituir os dados do problema e teremos $0,8 = m/2000$, logo: $m = 0,8 \times 2000 = 1600\text{g}$. Como cada grama do álcool custa 0,02 reais, para 1600g, teremos $0,02 \times 1600 = 32$ reais.

6.

(V) a presença de dois patamares no gráfico indica que a fusão e a ebulição ocorrem em temperaturas constantes, o que indica uma substância pura.

(F) A fusão corresponde ao primeiro patamar e dura 10 minutos (30 – 20).

(V) O segundo patamar corresponde à ebulição, que ocorre a 80°C .

(V) As mudanças de estados são fenômenos físicos, pois não alteram a estrutura da matéria.

(F) Do início do processo apresentado no gráfico até o final da ebulição, houve aumento de 100°C (de -20°C até 80°C).

7.

(5) Decantação é utilizada para separar líquidos imiscíveis.

(1) Destilação é utilizada para separar líquido e sólido em mistura homogênea.

(6) Peneiração é utilizada para separar sólidos de diferentes tamanhos.

(3) Dissolução fracionada é utilizada para separar sólidos de tamanhos parecidos, sendo utilizado um solvente em que apenas um dos sólidos é solúvel, no caso água.

(2) Filtração é utilizada para separar sólido que não se dissolve no líquido com filtro de papel.

(2) Filtração é utilizada para separar sólido de mistura gasosa, como um filtro de ar condicionado.

(1) Destilação é utilizada para separar líquidos que formam uma única fase, no caso a destilação deve ser fracionada.

(4) Separação magnética é utilizada para separar metais que tenham propriedades magnéticas com auxílio de um ímã.

(7) Catação é utilizada para separar sólidos que visualmente podem ser distinguidos.

8.

O aspirador de pó possui um filtro que separa o sólido (pó) do ar que também é aspirado. Letra C

9.

O processo de evaporação e condensação ocorre numa destilação.

10.

a) As impurezas sólidas.

b) Não, pois trata-se de uma mistura homogênea (solução de água e sais minerais).

11.

Etapa I. O processo de *decantação* ocorre com o depósito da fase de maior densidade no fundo.

Etapa II. A remoção de partículas sólidas pode ser realizada por *filtração*.

Etapa III. Na *destilação*, ocorre a passagem do estado líquido para o gasoso e, posteriormente, a condensação em que o vapor retorna para o estado líquido.

Referências

ZUCCO, C. Química para um mundo melhor. *Quím. Nova*, São Paulo, v. 34, n. 5, 2011. Disponível em: http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422011000500001. Acesso em: 25 mar. 2020.

Elementos e átomos: pensando nos pequenos detalhes

02

metas

Apresentar os conceitos de átomos, elementos químicos e íons, as características das partículas formadoras de um átomo por meio de modelos atômicos e da eletrosfera de um átomo e íon.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- conceituar elemento químico, átomo e molécula;
- classificar as substâncias em simples e compostas;
- caracterizar os modelos atômicos de Dalton e Rutherford-Böhr;
- reconhecer as características das principais partículas formadoras de um átomo;
- representar um átomo com base no seu símbolo e pelas grandezas *número atômico* e *número de massa*.

Introdução

Os gregos achavam que na natureza havia quatro elementos: terra, ar, fogo e água. Estes, combinados nas quantidades e proporções corretas, geraram tudo que existe. Hoje em dia, baseados em experimentos, sabemos que, na realidade, existem vários elementos que, dependendo da combinação entre si, constituem toda a matéria sobre a Terra.

Só para citar um exemplo, temos o ouro, o cobre, o mercúrio, o fósforo, o iodo, o carbono, o oxigênio, o hidrogênio. Conforme acabamos de mencionar, esses elementos se combinam de várias maneiras formando produtos diferentes. Assim, dois hidrogênios podem se combinar com um oxigênio e formar a água (H_2O). Do mesmo modo, se um oxigênio se combina com um carbono, forma-se o monóxido de carbono (CO). Se dois oxigênios se combinam com um carbono, temos o gás carbônico (CO_2). Na verdade, os gregos não estavam completamente errados, pois, de fato, os elementos podem se combinar para formar novos materiais.

Agora vamos fazer o raciocínio contrário: em vez de combinarmos elementos para formar novos elementos, vamos dividi-los em pedacinhos cada vez menores. A pergunta, neste caso, seria: será que podemos dividir a matéria em pedaços cada vez menores sem perder as pro-

priedades do todo, ou será que, a partir de um determinado ponto, o pedacinho resultante torna-se diferente do todo? Veja o exemplo.

Na **Figura 2.1**, podemos ver que, ao dividirmos um copo d'água “zilhões” de vezes, ficamos com “zilhões” de copinhos de água até o momento em que temos uma única molécula de água dentro do copo (H_2O). Essa molécula, quando quebrada, vai gerar dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. Mas os hidrogênios, quando separados do oxigênio, não têm mais as mesmas propriedades da água.

// atenção

Química é a ciência que busca conhecer tudo que nos cerca, incluindo nós mesmos, a partir do estudo da matéria e de suas transformações.

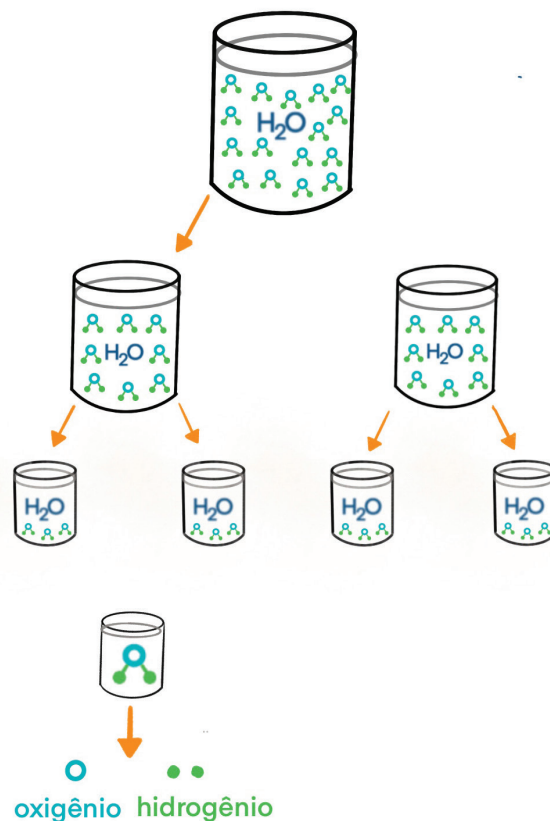


Figura 2.1: Dividindo a matéria.

Átomos e moléculas

Neste ponto, chegamos a dois importantes conceitos da Química: o conceito de *átomo* e de *molécula*.

Átomo é a unidade de um elemento químico. Já a *molécula* é um grupamento de átomos, necessariamente ligados.

Podemos dizer que dois átomos do elemento químico hidrogênio ligam-se a um átomo do elemento químico oxigênio (O) para formar uma molécula de água (H_2O). Outro exemplo seria o oxigênio molecular (O_2), formado por dois átomos do mesmo elemento oxigênio.

Acabamos de ver que átomo é diferente de molécula, mas, para ficar bem clara essa diferença, podemos recorrer à seguinte analogia: as letras são como os átomos, e formam diferentes palavras, que são como moléculas.

Vejam os a **Figura 2.2**:

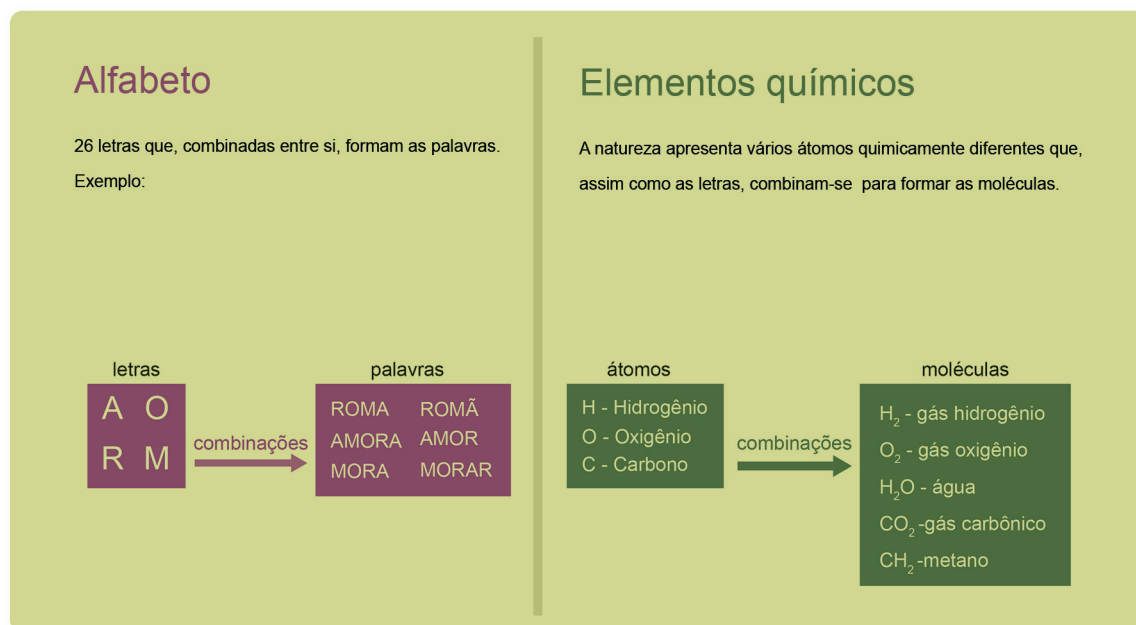


Figura 2.2: Analogia entre o alfabeto e os elementos químicos. A partir das unidades do alfabeto (letras), podemos criar diversas palavras. Com a combinação de diferentes átomos existentes na natureza, podemos criar inúmeras moléculas.

Os elementos químicos mencionados na **Figura 2.2** são conjuntos de átomos quimicamente iguais. Podemos observar um exemplo na **Figura 2.3**. Nela, esferas diferentes representam átomos de elementos químicos distintos.

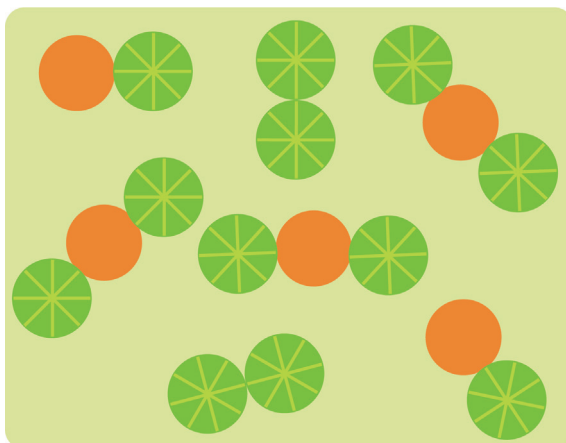


Figura 2.3: Esferas distintas representam átomos de elementos químicos diferentes.

Analisando essa figura, podemos dizer que:

1. o número de elementos químicos é igual a dois (● e ●);
2. o número de átomos é 17;
3. o número de moléculas é 7;
4. o número de moléculas formadas apenas por átomos de mesmo elemento químico é 2 (●●);
5. o número de moléculas formadas por átomos de elementos químicos diferentes é 5.

Substâncias simples e compostas

Como já vimos, a matéria é formada por uma ou várias substâncias. Cada substância, por sua vez, é formada por elementos químicos. Quando ela é formada por um único elemento químico, é chamada *substância simples*: O_2 (gás oxigênio), He (gás hélio), Fe (ferro). Quando apresenta na sua fórmula dois ou mais elementos químicos diferentes, é classificada como *substância composta*: NaCl (cloreto de sódio, também conhecido como sal de cozinha), H_2O (água), $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarose, também conhecida como açúcar comum).

Vamos agora considerar os três conjuntos da **Figura 2.4**.

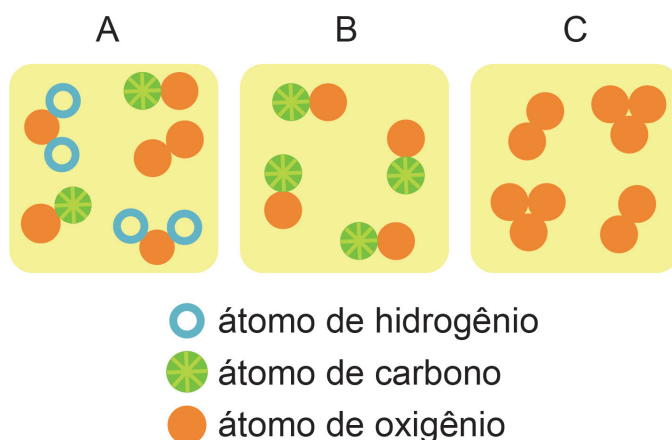


Figura 2.4: Três conjuntos (A, B e C) com diferentes tipos de moléculas.

Analisando esses três conjuntos, será que podemos responder às seguintes questões? Vamos lá!!!!

1. Quantos átomos existem em cada conjunto?

Sabendo que cada bolinha representa um átomo, podemos então afirmar que, no conjunto A, existem 12 átomos; no conjunto B, existem 8 átomos e, no C, 10 átomos.

2. Quantos elementos aparecem no conjunto A, no B e no C?

Como átomos iguais pertencem ao mesmo elemento, temos 3 elementos no A; 2 elementos no conjunto B e 1 único elemento no C.

3. Quantas moléculas estão representadas em cada conjunto?

Sabendo que cada molécula é um grupamento de átomos unidos entre si, temos 5 moléculas no conjunto A ; 4 moléculas no B e no C.

4. Quantos tipos diferentes de moléculas, ou seja, quantas substâncias diferentes, estão representados em cada conjunto?

Agora só contaremos as moléculas quimicamente diferentes, então, no conjunto A, temos 3 tipos de moléculas (3 substâncias); no B, temos 1 único tipo de moléculas (uma substância) e, no C, 2 tipos de moléculas (duas substâncias).

5. Qual conjunto apresenta apenas substâncias simples?

Como acabamos de definir, substâncias simples é formada por um único tipo de elemento químico, então apenas o conjunto C apresenta somente substâncias simples formadas pelo elemento oxigênio.

6. Quantas substâncias compostas estão presentes no conjunto A?

Vamos procurar as substâncias formadas por elementos diferentes, logo temos 2 substâncias compostas no conjunto A.

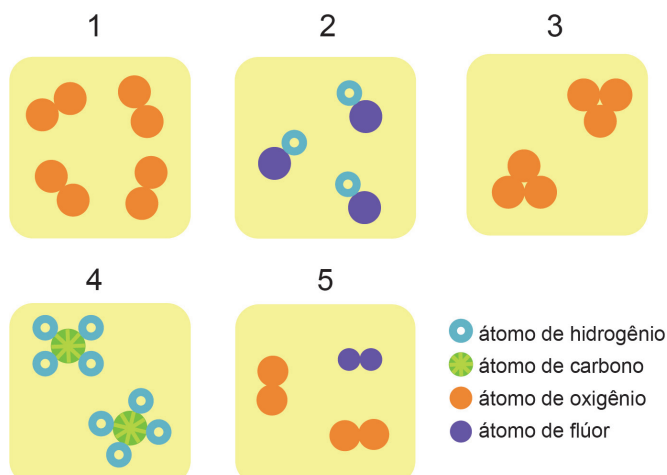
// atenção

Nesta unidade, estamos utilizando modelos que representam as substâncias em seu nível molecular. Chamamos essas representações de modelos moleculares.

Atividade

Agora é sua vez. Tente resolver as atividades a seguir no seu caderno. As respostas estão no final da Unidade.

1. A pergunta a seguir refere-se às imagens representadas na figura abaixo, em que cada tipo de esfera representa um elemento químico diferente.



Vamos escrever a fórmula da substância representada no desenho 1:

Utilizando a legenda em que estão identificados os átomos dos diferentes elementos, podemos dizer que a fórmula química da substância representada no desenho 1 é O_2 (gás oxigênio). Agora é com você.

Escreva a fórmula das substâncias representadas nos desenhos de 2 a 5.

lá na plataforma

Agora não dá mais para confundir átomo com molécula, certo?

Lá na plataforma, na Unidade 2, você poderá assistir a um vídeo que lhe ajudará a visualizar o conceito de substâncias simples e compostas.

Matéria e transformações

O homem é naturalmente curioso, o que o estimula a entender tudo que está em seu entorno. Assim, ele explora o ambiente realizando observações, analisando, fazendo experiências, procurando saber o porquê das coisas. Nessas buscas, observações e experiências, muitos conhecimentos são produzidos e usados para melhorar a nossa vida.

Dê uma olhada ao seu redor. O que está vendo? Muitos materiais diferentes!

Afirmamos que são materiais diversos porque apresentam características bem diferentes. Conseguiremos ver quando ocorre ou ocorreu uma transformação química quando forem observadas diferenças entre as características nos estados iniciais e finais dos materiais, pois cada espécie de matéria possui propriedades específicas (temperatura de fusão e ebulição, densidade) que a identifica e a diferencia.

Com certeza, em vários momentos do dia, você observa várias transformações. Você consegue se lembrar de alguma? A queima da vela ou fósforo, a palha de aço na pia que começou a ficar avermelhada e a esfregar ou o comprimido que efervesceu na água. Essas transformações são **fenômenos químicos ou reações químicas**, porque ocorre formação de novas substâncias.

fenômenos químicos ou reações químicas

Transformações que acontecem com a formação de substâncias com propriedades diferentes a partir das substâncias iniciais.

// atenção

Devemos lembrar que as reações químicas que produzem novas substâncias não ocorrem apenas de forma natural, mas também por meio de processos artificiais.

As reações químicas, por vezes, podem ser observadas ou acompanhadas por alguns efeitos visíveis, como a saída de gases, a formação de precipitado (produto que se deposita no fundo do recipiente por ser insolúvel), a mudança de coloração. Vejamos o exemplo do comprimido antiácido, muito utilizado para aliviar os sintomas de azia. Ao retirarmos da embalagem, temos um sólido branco que, ao ser colocado em água, produz efervescência, ou seja, a liberação de bolhas de gás, que, nesse caso, é o gás carbônico (CO_2).

A partir do final do século XVIII, os químicos começaram a estudar, além das propriedades qualitativas (tipo de substâncias), os aspectos quantitativos (quantidade das substâncias) dos resultados das reações químicas. Dessa forma, a Química se estabelece como ciência, principalmente por meio de Antoine Lavoisier, Proust e John Dalton, que realizaram experimentos com base nas observações das massas das substâncias que participavam dos fenômenos químicos. Desses experimentos surgiram leis, chamadas *leis ponderais*, que apresentavam evidências que confirmavam as ideias de átomos, moléculas, fórmulas e equações químicas.

Lei da conservação das massas ou Lei de Lavoisier

“Na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.”

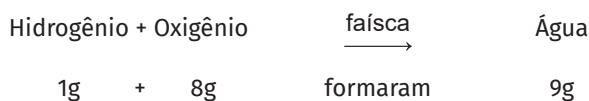
“Em qualquer reação química, em um sistema fechado,
a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.”

Lavoisier

lá na plataforma

Acesse a Unidade 2 da plataforma e conheça um pouco mais sobre a vida de Lavoisier.

Vamos utilizar a água como exemplo, pois foi o próprio Lavoisier, em 1783, quem anunciou que a água não era uma substância simples, mas uma substância que poderia ser decomposta e recomposta a partir de dois gases – hidrogênio e oxigênio.



Massa total antes da transformação = massa total depois da transformação

Usando modelos e linguagem química, podemos relacionar a Lei de Lavoisier às ideias de átomos, moléculas, fórmulas e equações químicas, conforme a demonstração na **Figura 2.5**.

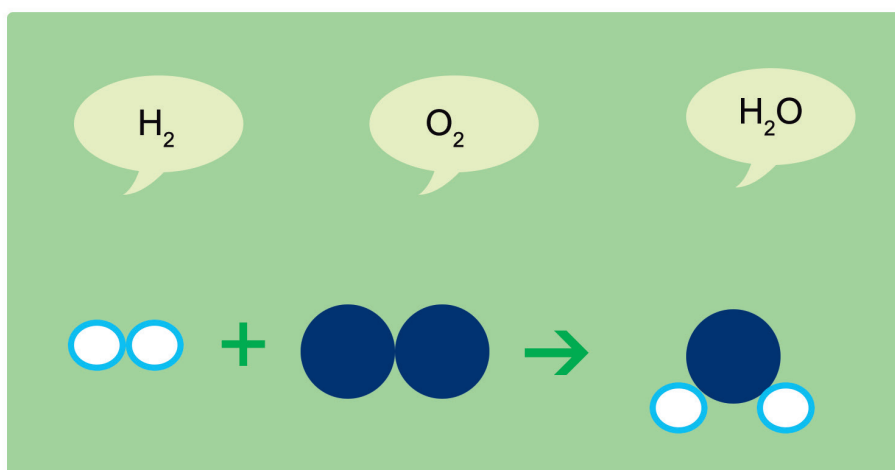


Figura 2.5: Equação química da formação da água e sua representação em modelos moleculares.

Observe as representações da composição da água e aplique a Lei de Lavoisier. Foi possível? Não, porque existem dois átomos de oxigênio no lado esquerdo (reagentes) e apenas um no

lado direito (produtos), ou seja, no final da equação, tem um átomo a menos de oxigênio, o que significa menos massa.

Para que as representações fiquem adequadas à Lei da Conservação das Massas, precisamos completar a equação acrescentando uma molécula de hidrogênio e, assim, formaremos duas moléculas de água.

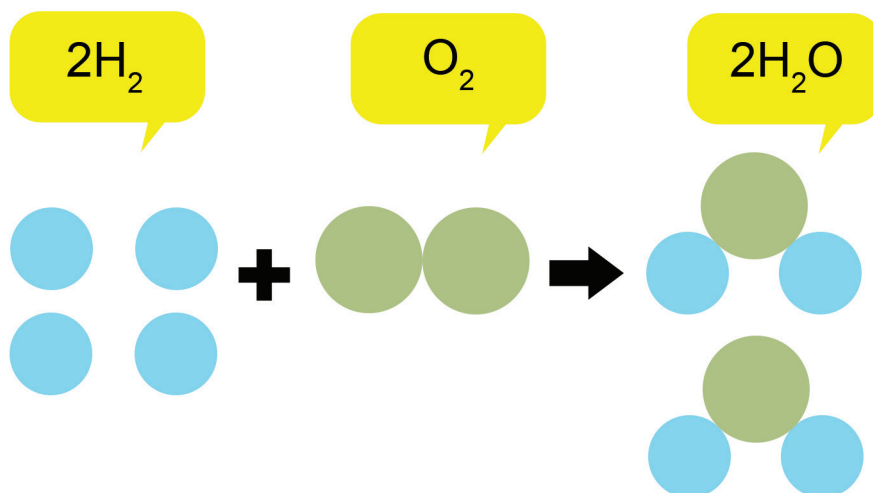


Figura 2.6: Equação química equilibrada seguindo a Lei de Lavoisier e sua representação em modelos moleculares.

Você pode estar se perguntando: por que não foi produzido o H_2O_2 ?

Ao ajustar uma equação química, usamos unicamente os coeficientes (número de moléculas na representação) e, em nenhum caso, trocamos a **atomicidade** (subíndices das fórmulas), como você deve ter pensado ao se fazer a pergunta. Ao alterarmos a atomicidade, estamos modificando a identidade da substância. Veja que a água (H_2O) apresenta propriedades diferentes da água oxigenada (H_2O_2).

Vamos analisar outras situações:

O modelo apresentado na **Figura 2.7**, representa o estado inicial de um sistema em que átomos de um mesmo elemento químico são representados por esferas de mesma cor, e átomos de elementos químicos distintos são representados por esferas de cores diferentes.

atomicidade

Número de átomos que constitui uma substância. Exemplos: no gás oxigênio (O_2), a atomicidade é 2. No gás ozônio (O_3), a atomicidade é 3.

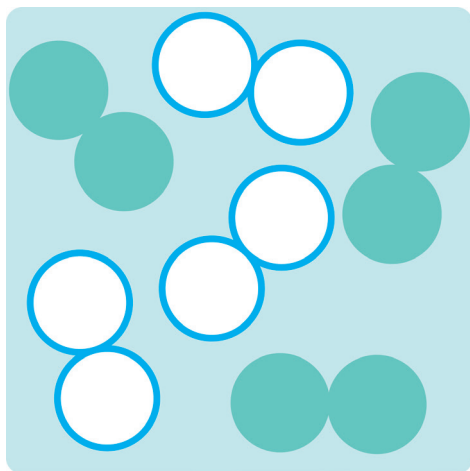


Figura 2.7: Sistema com duas substâncias diferentes representadas por esferas de cores diferentes.

Considerando que há uma reação química envolvendo as moléculas do sistema inicial, precisamos analisar as quatro representações na **Figura 2.8** e identificar qual o modelo correto do sistema final, após a reação.

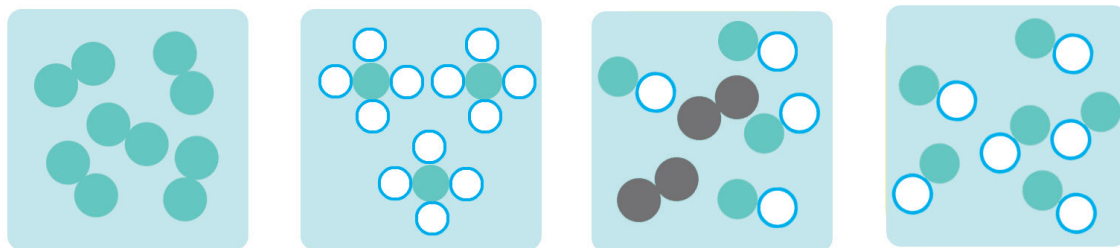


Figura 2.8: Modelos moleculares.

Para resolver essa questão, precisamos ter em mente que, em uma reação química, os átomos não se modificam e nem sua quantidade é alterada. Com base nessa Lei de Lavoisier, vamos analisar as nossas opções.

No sistema representado pela letra (A), as esferas de cor branca desapareceram.

No sistema representado pela letra (B), o número de esferas aumentou comparado com o sistema inicial.

No sistema representado pela letra (C), ocorreu a formação de um novo tipo de átomo (esferas cinzas).

E, finalmente, no sistema representado pela letra D, temos o mesmo número e tipo de esferas só que agora reorganizados de outra maneira, o que caracteriza uma reação química.



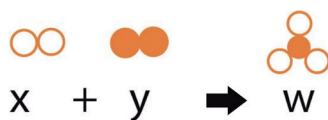
lá na plataforma

Na Unidade 2, lá na plataforma, você poderá assistir a um vídeo que demonstra a Lei de Lavoisier..

Atividade

Utilizando a Lei de Lavoisier, resolva as atividades a seguir no seu caderno. Você encontrará as respostas das questões no final da Unidade. Vamos lá!

2. Considere o esquema representado a seguir, em que os círculos brancos e abóboras representam átomos diferentes:



Determine qual deverá ser o valor numérico de X, Y e W para que se represente uma reação química balanceada.

3. Ao dissolver-se um comprimido efervescente em uma dada massa de água, ao término do processo, observa-se uma diminuição da massa do conjunto. A referida observação contraria a Lei de Lavoisier? Justifique a sua resposta.

Lei das proporções constantes ou Lei de Proust

“Uma determinada substância, qualquer que seja a sua procedência, ou método de preparação, é sempre formada pelos mesmos elementos químicos combinados na mesma proporção em massa.”

“A proporção com que um ou mais elementos se combinam para formar uma substância é constante.”

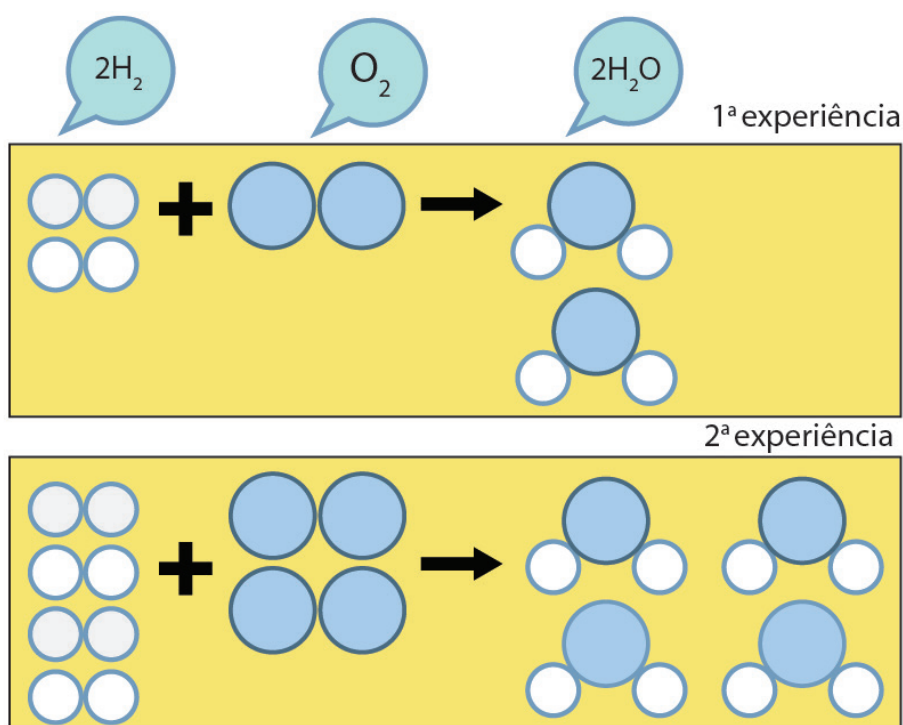
“Numa reação química, seja qual for, as massas das substâncias participantes guardam entre si uma relação fixa e constante.”

Considerando diferentes quantidades de hidrogênio e oxigênio para a produção de água, conforme os dados contidos na **Tabela 2.1**, podemos observar que, em qualquer experiência, a relação entre as massas de hidrogênio e de oxigênio é sempre constante e igual a 1:8.

Tabela 2.1: Experiência relacionando a quantidade de hidrogênio e de oxigênio para a produção de água

| Reação | Gás hidrogênio | Gás oxigênio | → Água |
|----------------|----------------|--------------|--------|
| 1ª experiência | 1 g | 8 g | 9 g |
| 2ª experiência | 3 g | 24 g | 27g |
| 3ª experiência | 5 g | 40 g | 45 g |

$$\frac{1}{8} = \frac{3}{24} = \frac{5}{40}$$

**Figura 2.9:** Representação em modelo atômico da primeira e da segunda experiência.

Obtendo duas moléculas de água, quatro ou mais, todas as massas ficam multiplicadas por esses mesmos valores. Portanto, seja qual for a quantidade de moléculas, a relação entre a massa de hidrogênio e a de oxigênio será sempre constante. Isso significa que, se o número de átomos ou moléculas dobra, as massas dobram e a proporção se mantém.

Agora, vejamos como podemos solucionar os exemplos a seguir:

19. (UFMG) Uma mistura de hidrogênio, $\text{H}_2(\text{g})$, e oxigênio, $\text{O}_2(\text{g})$, reage, num recipiente hermeticamente fechado, em alta temperatura e em presença de um catalisador, produzindo vapor de água, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

A **Figura 2.10** representa a mistura antes da reação.

Supondo que a reação seja completa, o desenho que representa o estado final do sistema dentro do recipiente, considerando a quantidade de moléculas representadas para o estado inicial, é:



Figura 2.10: Representação da mistura inicial com hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2).

Vamos então resolver essa questão juntos:

Segundo a Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier, verificamos que “a proporção com que um ou mais elementos se combinam para formar uma substância é constante.”

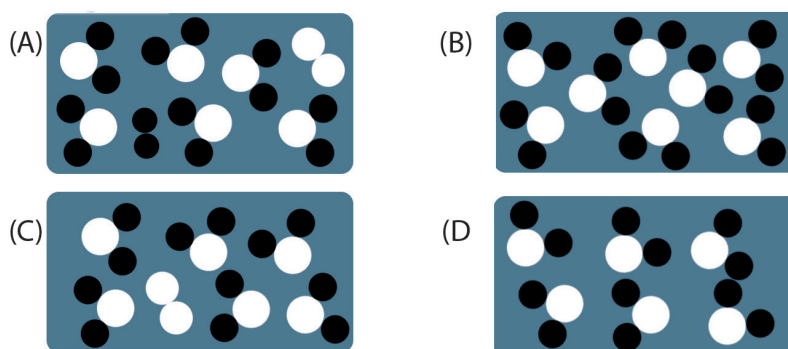


Figura 2.11: Opções de modelos moleculares, apenas um deles representa a reação da mistura inicial.

No esquema A, o número de esferas pretas aumentou em relação ao sistema inicial, o que contraria a Lei de Lavoisier.

No esquema B, tanto o número de esferas pretas quanto o de brancas aumentaram em relação ao sistema inicial, o que contraria a Lei de Lavoisier.

No esquema C, temos tanto a Lei de Lavoisier quanto a Lei de Proust contempladas, pois a equação que representa a reação de composição da água é: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.

Multiplicando por três ($\times 3$), temos: $6H_2 + 3O_2 \rightarrow 6H_2O$ com sobra de uma molécula H_2 (ou 2 átomos de H). Dessa forma, foi respeitada a proporcionalidade.

No esquema D, o número de esferas brancas diminuiu em relação ao sistema inicial, o que contraria a Lei de Lavoisier.

Sendo assim, podemos dizer que a resposta correta é a opção C.

Atividade

Agora tente resolver a atividade proposta a seguir no seu caderno.

4. (UTFPR – modificada) Até antes da elaboração da lei da conservação da massa, acreditava-se que as substâncias reagiam sem nenhum tipo de relação, ou seja, as quantidades que reagiam não dependiam de nenhum tipo de proporção. Após a formalização matemática desta lei por Antoine L. Lavoisier, outras proporções entre substâncias reagentes começaram a aparecer. Dentre elas, pode-se citar a lei das proporções definidas (também conhecida como lei de Proust). Ao conjunto de leis que retratam o comportamento da matéria em relação às proporções em que elas se combinam dá-se o nome de *leis ponderais*. Com relação às leis ponderais, pode-se afirmar que a alternativa que mostra uma reação química que *não* está de acordo com a lei de Proust é:

- a) 1g de hidrogênio + 8g de oxigênio formando 9g de água 4g de hidrogênio + 32g de oxigênio formando 36g de água;
- b) 2g de hidrogênio + 16g de oxigênio formando 18g de água 4g de hidrogênio + 8g de oxigênio formando 12g de água;
- c) 12g de carbono + 32g de oxigênio formando 44g de dióxido de carbono 24g de carbono + 64g de oxigênio formando 88g de dióxido de carbono;
- d) 3g de carbono + 8g de oxigênio formando 11g de dióxido de carbono 9g de carbono + 24g de oxigênio formando 33g de dióxido de carbono;
- e) 6g de carbono + 8g de oxigênio formando 14g de dióxido de carbono 12g de carbono + 16g de oxigênio formando 28g de monóxido de carbono.

O átomo

lá na plataforma

Na Unidade 2 lá na plataforma, você encontrará um vídeo sobre o átomo, que ajudará você a começar a ver as coisas com outros olhos.

A palavra átomo (a = negação; tomo = parte) vem do grego e significa indivisível. John Dalton (1766–1844), químico e físico inglês, dedicou sua vida ao ensino e à pesquisa. Além de elaborar a primeira teoria atômica moderna, suas pesquisas resultaram em contribuições valiosas para diversos campos da ciência, como para a Medicina, ao descrever a anomalia da identificação das cores por meio da visão, conhecida por “daltonismo”.

John Dalton, em 1803, foi o primeiro cientista a propor um modelo para o átomo. Modelos são propostos pelos cientistas para facilitar a compreensão de uma determinada estrutura difícil de ser visualizada. Dalton representava os átomos como se fossem esferas maciças, homogêneas e indivisíveis. Você poderia imaginar o átomo segundo o modelo de Dalton como uma bola de bilhar extremamente pequena (**Figura 2.12**).

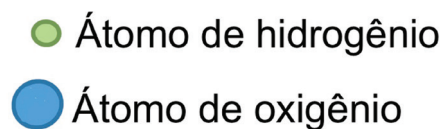


Figura 2.12: Exemplos de átomos segundo o modelo de John Dalton.

A natureza elétrica da matéria

A partir de 1897, novas descobertas levaram os cientistas a repensarem o modelo de átomo proposto por Dalton. Entre elas estão as experiências de Joseph J. Thomson, Ernest Rutherford e, posteriormente, James Chadwick, que descobriram, respectivamente, os elétrons, os prótons e os nêutrons, conforme veremos a seguir.

O trabalho realizado por Rutherford levou a modificações bastante significativas no modelo proposto para o átomo. Observando a **Figura 2.13**, vemos que o átomo é formado por uma região central muito pequena, denominada *núcleo*, onde estão localizadas as partículas de carga positiva, chamadas *prótons*, e as partículas sem carga elétrica, conhecidas por *nêutrons*. Girando em órbitas ao redor do núcleo, estão as partículas de carga negativa, chamadas *elétrons*. Essa região do átomo foi denominada *eletrosfera*.

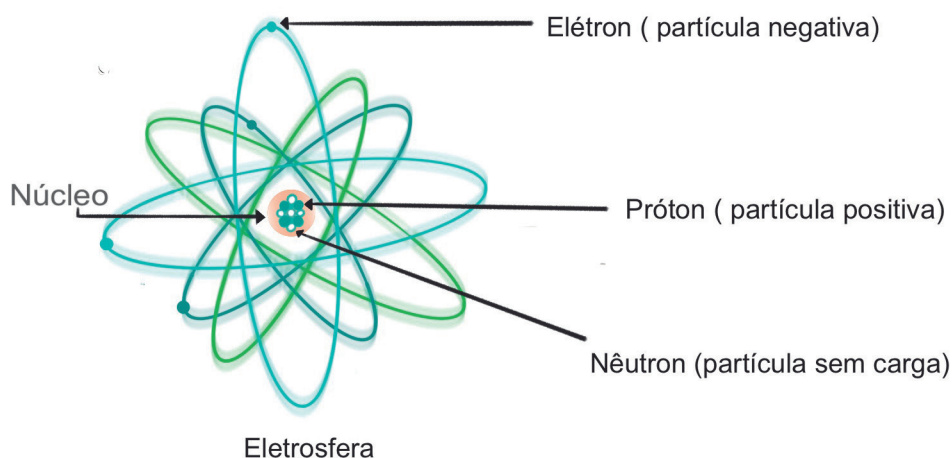


Figura 2.13: Modelo atômico de Rutherford.

lá na plataforma

Na Unidade 2 lá na plataforma, você poderá conhecer mais sobre os cientistas Rutherford, Thomson e Chadwick, que contribuíram para o modelo atômico que utilizamos até hoje. Vá lá conferir!

Segundo este modelo, o átomo apresenta mais espaço vazio do que preenchido (ou seja, o átomo não é maciço).

Graças aos avanços da Química, hoje sabemos que existem partículas subatômicas, isto é, partículas que compõem o átomo. Logo, o átomo não é indivisível como pensavam os gregos. Isso significa que, na **Figura 2.1**, poderíamos dividir ainda mais o hidrogênio e o oxigênio que formam a água. Chegaríamos, então, até os elétrons, prótons e nêutrons. Essas são as principais partículas subatômicas que formam os átomos.

Vamos falar um pouco delas.

Os elétrons

O elétron (e^-), de carga negativa, foi a primeira partícula a ser descoberta, em 1897. Possui massa muito menor do que a das outras partículas (cerca de 1840 vezes menor do que a massa do próton). A massa do elétron é tão pequena que podemos desprezá-la no nosso estudo. Isso significa que um átomo pode perder ou ganhar elétrons que sua massa permanecerá praticamente inalterada.

Os prótons

O próton (p), partícula de carga positiva, está localizado no núcleo do átomo. Sua massa é bem maior do que a do elétron, e não pode ser desprezada de modo algum. A carga de um próton é igual à de um elétron, mas com sinal oposto. Isso significa que um próton e um elétron se anulam em termos de carga elétrica. Podemos dizer que o próton apresenta carga $+1$, logo o elétron estará associado à carga -1 . A quantidade de prótons no núcleo de um átomo define a identidade desse átomo. Por exemplo, todos os átomos que apresentam 6 prótons no núcleo pertencem ao elemento químico carbono (C). Todos os átomos que têm 8 prótons são do elemento oxigênio (O).

// atenção

O número de prótons de um átomo define o elemento químico.

Os nêutrons

O pesquisador Chadwick, em 1932, comprovou a existência dos nêutrons, que já havia sido prevista por Rutherford.

O modelo atômico, que estamos estudando, apresenta então três principais partículas: o próton, o elétron e o nêutron.

A **Tabela 2.2.** mostra as principais características dessas partículas.

Tabela 2.2: Principais características das partículas subatômicas próton, nêutron e elétron

| partículas | carga relativa | massa relativa | localização |
|------------|----------------|----------------|-------------|
| prótons | +1 | 1 | núcleo |
| elétron | -1 | 1/1840 | eletrosfera |
| nêutron | nula | 1 | núcleo |

Nesse modelo do átomo, os elétrons estão espalhados em torno do núcleo. Só para você ter uma ideia da diferença de tamanho do núcleo em relação à região onde se localizam os elétrons, imagine uma mosca no meio do Maracanã. A mosca seria o núcleo do átomo, e o Maracanã, o espaço ocupado pelos elétrons. Impressionante, não é?

Os elétrons ficam se movimentando em volta do núcleo. Assim, a carga positiva do núcleo é cancelada pela carga negativa dos elétrons. Isso faz dos átomos entidades eletricamente neutras.

// atenção

Os elétrons não podem ficar parados em torno do núcleo, pois, se isso ocorresse, eles seriam atraídos pelo núcleo de carga contrária, destruindo o átomo.

Número atômico

O número atômico é o número de prótons de um átomo, simbolizado por Z . Como já vimos antes, esse número dá a identidade do átomo. A representação ${}_6\text{C}$ nos informa o número atômico do carbono, ou seja, o átomo de carbono apresenta 6 prótons no núcleo. Como o átomo é eletricamente neutro, então o número de prótons do átomo tem de ser igual ao número de elétrons que estão na eletrosfera. Assim, o átomo de carbono tem 6 prótons no núcleo e 6 elétrons girando em torno desse núcleo.

O número atômico é representado à esquerda e abaixo do símbolo químico. Desta forma, a representação ${}_{92}\text{U}$ indica que o átomo de urânio apresenta 92 prótons e 92 elétrons.

Número de massa

Nós vimos que o átomo é formado por prótons, nêutrons e elétrons. Vimos também que a massa do elétron é tão pequena que é considerada desprezível. Logo, resta apenas a massa dos prótons e dos nêutrons. A massa de um nêutron é praticamente igual à massa de um próton. Então, o número de massa, representado por A , é a soma do número de prótons com o número de nêutrons do átomo.

$$A = p + n \text{ ou } A = Z + n$$

O número de massa é representado acima do símbolo do elemento, podendo ser expresso à esquerda ou à direita: ${}^{12}_6\text{C}$ ou ${}_6\text{C}^{12}$

A partir da representação ${}^{12}_6\text{C}$, podemos dizer que o número atômico do carbono é 6, ou seja, o átomo tem 6 prótons e 6 elétrons. Além disso, como o número de massa é 12, é fácil determinar que o número de nêutrons também é 6.

Como: $A = p + n$;

Substituindo: $12 = 6 + n$

Calculando: $n = 12 - 6 = 6$ nêutrons

Dê uma outra olhada no modelo atômico que estamos estudando.

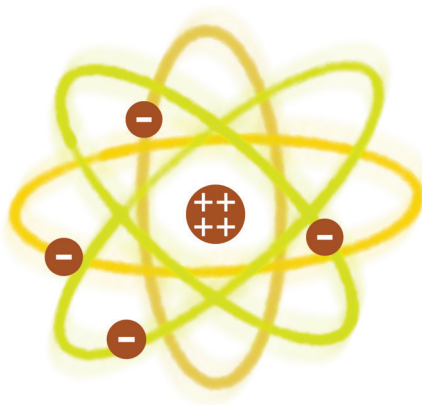


Figura 2.14: Modelo Atômico de Rutherford.

Você poderia dizer em qual região do átomo está concentrada a massa dele?

Vamos pensar juntos: como somente os prótons e os nêutrons contribuem para a massa de um átomo e estão localizados na região nuclear, então é no núcleo do átomo que se encontra concentrada toda a sua massa. Ou seja, é numa região muitíssimo pequena do átomo (lembre-se da analogia da mosca no estádio de futebol) que está praticamente toda a sua massa. Portanto, o núcleo de um átomo é uma região de altíssima densidade.

lá na plataforma

Quer conhecer mais sobre os átomos e suas estruturas? Vá na Unidade 2 lá na plataforma e assista a um vídeo bem interessante sobre o tema.

Vamos, por meio do próximo exercício, calcular o número de elétrons, prótons e nêutrons. Veremos também o número de massa (A) e o número atômico (Z).

Determine o número de nêutrons, prótons e elétrons do átomo de bromo que é representado por ${}^{80}_{35}\text{Br}$.

Resolvendo:

Através da representação ${}^{80}_{35}\text{Br}$, podemos dizer que $Z = 35$ e $A = 80$.

Z corresponde ao número de prótons, logo, 35 prótons.

Como $A = p + n$, temos $80 = 35 + n$, então $n = 80 - 35 = 45$

O átomo tem 45 nêutrons, 35 prótons e 35 elétrons, pois o número de prótons é igual ao número de elétrons.

Atividade

Agora é a sua vez. Tente resolver as atividades a seguir e, para isso, use o seu caderno. As respostas estão no final da Unidade.

5. Considere a representação ${}^7_3\text{Li}$. Esse átomo do lítio apresenta quantos(as)

- | | |
|--------------------------|---|
| a) prótons? | e) partículas na parte periférica do átomo? |
| b) nêutrons? | f) partículas com carga positiva? |
| c) elétrons? | g) partículas com carga elétrica negativa? |
| d) partículas nucleares? | h) partículas com massa desprezível? |

6. Os reatores que funcionam em usinas nucleares, transformando energia nuclear em energia elétrica, são abastecidos com urânio, cujo símbolo é U, com 92 prótons, 92 elétrons e 143 nêutrons. Escreva a representação desse átomo.

7. Analise as assertivas a seguir, indicando se são verdadeiras (V) ou falsas (F), tendo como referência o modelo atômico elaborado por Rutherford.

- () A região central do átomo, chamada núcleo, contém os prótons e elétrons.
- () A região central do átomo, denominada eletrosfera, contém os prótons e nêutrons.

- () O núcleo é a maior região do átomo por conter as partículas de maior massa.
- () O átomo é praticamente formado por espaços vazios.

Resumo

Nesta unidade, você estudou que:

- átomo é a unidade de um elemento químico;
 - molécula é um grupamento de átomos, necessariamente ligados;
 - elemento químico é um conjunto de átomos quimicamente iguais;
 - substância simples é formada por apenas um elemento químico e substância composta apresenta dois ou mais elementos em sua composição;
 - reação química é o fenômeno em que os átomos permanecem intactos. Durante as reações, as moléculas iniciais são “desmontadas” e os seus átomos são reaproveitados para “montar” novas moléculas;
 - a equação química é a forma de se descrever uma reação química. Os reagentes são mostrados no lado esquerdo da equação, e os produtos, no lado direito. Não é criada e nem destruída matéria em uma reação, os átomos somente são reorganizados de forma diferente, por isso, uma equação química deve ser balanceada: o número de átomos na esquerda precisa ser igual ao número de átomos da direita;
 - Lei de Lavoisier: “Em qualquer reação química, em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos”;
 - Lei de Proust: “Uma determinada substância, qualquer que seja a sua procedência ou método de preparação, é sempre formada pelos mesmos elementos químicos combinados na mesma proporção em massa”;
 - as partículas fundamentais do átomo são elétrons, prótons e nêutrons;
 - número atômico (Z) é o número de prótons;
 - número de massa (A) é a soma de prótons e nêutrons ($A = p + n$ ou $A = Z + n$).
-

Atividade

Carbonato de cálcio (CaCO_3) é o principal constituinte de diversos materiais da natureza, como mármore, casca de ovos, entre outros. Quando aquecido a altas temperaturas, o carbonato de cálcio se decompõe em óxido de cálcio (CaO), conhecido como “cal viva”, e dióxido de carbono (CO_2), conhecido como gás carbônico.

Após ler atentamente o texto apresentado, responda, em seu caderno, aos itens a seguir.

- Escreva a equação química apresentada no texto.
- Considerando que, aquecendo 50g de CaCO_3 , podemos obter 28g de CaO , qual a massa de gás carbônico que será obtida?
- E se utilizássemos 200g de CaCO_3 , quanto de CaO poderíamos obter?
- Sabendo que um átomo de cálcio tem número atômico 20 e número de massa 41, descreva, em termos de partículas atômicas, esse átomo de cálcio.

Resposta comentada

- Utilizamos símbolos e equações químicas para codificar alguns fenômenos observados nesse texto temos que um reagente CaCO_3 se decompõe em dois produtos: CaO e CO_2 então teremos a equação química: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Observe que a quantidade de átomos de cada elemento não sofreu alteração no processo.

- Segundo Lavoisier, a soma das massas não se altera num sistema fechado então: 50g de $\text{CaCO}_3 = 28\text{g de CaO} + x\text{g de CO}_2$

$$50 = 28 + x \text{ logo, } x = 50 - 28 \rightarrow x = 22\text{g}$$

Resposta: 22g de CO_2

- Utilizando a Lei de Proporções Constantes de Proust temos que:

se:

50g de CaCO_3 produzem 28g de CaO

200g de CaCO_3 produzirão yg de CaO

Temos assim que 200 é 4×50 . Para mantermos a proporção a massa y deve ser 4×28 logo, $y = 112\text{g de CaO}$.

- Segundo a questão temos número atômico 20 logo representamos por ${}_{20}\text{Ca}$, o que indica que esse átomo de cálcio tem 20 prótons no núcleo e 20 elétrons na eletrosfera. O número de massa desse átomo é 41, logo representamos por ${}_{41}\text{Ca}$. Para determinar o número de nêutrons temos que diminuir $41 - 20 = 21$ nêutrons no núcleo.

Então esse átomo tem no seu núcleo 20 prótons e 21 nêutrons e na sua eletrosfera 20 elétrons.

Respostas comentadas da unidade

1.

Desenho 2 – substância HF

Desenho 3 – substância O₃ (gás ozônio)

Desenho 4 – substância CH₄

Desenho 5 – substâncias O₂ e F₂

2.

X = 3, logo teremos, no primeiro membro, seis círculos brancos.

Y = 1, logo teremos, no primeiro membro, dois círculos cor de abóbora.

W = 2, logo teremos, no primeiro membro, seis círculos brancos e dois cor de abóbora.

3.

Não contraria a Lei de Lavoisier, pois, como estamos num sistema aberto, o gás produzido na reação é liberado no ambiente.

4.

Resolução: Letra B. Não foi observada a proporcionalidade entre as substâncias iniciais, contradizendo a Lei das Proporções Definidas ou Lei de Proust.

No primeiro experimento a proporção foi de $2/16 = 1/8$ e no segundo experimento a proporção foi de $4/8 = 1/2$.

5.

Na representação ${}^7_3\text{Li}$, o número atômico é 3 (prótons e elétrons) e o número de massa é 7 (prótons + nêutrons) logo,

- a) prótons: 3
- b) nêutrons: $7 - 3 = 4$
- c) elétrons: 3
- d) partículas nucleares: 7 (3 prótons e 4 nêutrons)
- e) partículas na parte periférica do átomo: 3 (elétrons na eletrosfera)
- f) partículas com carga positiva: 3 (prótons)
- g) partículas com carga elétrica negativa: 3 (elétrons)
- h) partículas com massa desprezível: 3 (elétrons)

6.

O número atômico é 92 e o número de massa é $92 + 143 = 235$ logo, a representação é ${}_{92}^{235}\text{U}$.

7.

(F) A região central do átomo, chamada núcleo, contém os prótons e elétrons porque os elétrons não se encontram no núcleo e sim na eletrosfera.

(F) A região central do átomo, denominada eletrosfera, contém os prótons e nêutrons, porque a região central do átomo é o núcleo.

(F) O núcleo é a maior região do átomo por conter as partículas de maior massa, porque a região maior é a eletrosfera (cerca de 10000x maior que o núcleo).

(V) O átomo é praticamente formado por espaços vazios. A eletrosfera, que é a maior região do átomo é formada por níveis de energia e entre eles há grandes espaços vazios.

Núcleo e eletrosfera: mergulhando no átomo

03

metas

Apresentar o conceito de isótopos, alguns fenômenos da radioatividade, como ocorre a distribuição dos elétrons da eletrosfera de um átomo e as características dos íons.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- conceituar átomos isótopos;
- reconhecer a natureza das radiações nucleares;
- conceituar meia-vida dos isótopos radioativos;
- reconhecer os processos de fissão e fusão nucleares;
- distribuir os elétrons dos átomos nos níveis energéticos;
- reconhecer e representar os íons.

Introdução

Dando continuidade ao estudo do átomo, vamos nesta unidade conhecer os fenômenos que estão relacionados ao núcleo atômico. O mundo inteiro foi apresentado ao fenômeno da radioatividade de uma maneira muito impactante e triste ao serem lançadas as bombas no Japão no final da 2ª Guerra Mundial. Porém o conhecimento e a aplicação da radioatividade vai muito além que motivos bélicos. Mergulhando mais nos modelos do átomo, vamos tentar descrever a sua eletrosfera para podermos entender e prever o comportamento dos átomos em processos químicos do nosso cotidiano.

Isótopos

Vimos que o número total de prótons e nêutrons do núcleo é chamado número de massa (A) do átomo. Pois bem: chamamos isótopos os átomos pertencentes ao mesmo elemento, com mesmo número atômico (Z), mas com diferentes números de massa (A). Complicado? Vamos dar um exemplo para ficar mais claro.

Tomemos o hidrogênio como exemplo. Ele tem três isótopos: o (^1H) ou hidrogênio ou prótio, o (^2H) ou deutério e o (^3H) ou trítio. O primeiro deles é o mais abundante na natureza, correspondendo a 99,985% do hidrogênio existente na Terra. O deutério representa apenas 0,014%, e o trítio é encontrado em quantidade muito pequena.

O (^1H) não tem nêutrons em seu núcleo, sendo, portanto, formado por 1 próton e 1 elétron. O seu número de massa (A) é igual a 1 (1 próton + nenhum nêutron) e o seu número atômico (Z) é igual a 1 (1 próton).

O (^2H) ou deutério também só possui 1 próton no seu núcleo, porém apresenta 1 nêutron. Assim, o seu número atômico (Z) é 1, porém seu número de massa (A) é igual a 2, já que possui um próton e um nêutron.

O trítio (^3H) possui 1 próton e 2 nêutrons. Logo, seu A = 3 e seu Z = 1.

Veja as representações desses átomos na **Figura 3.1**:

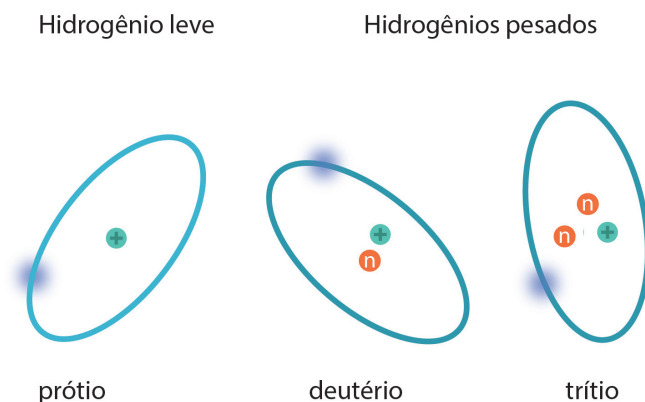


Figura 3.1: Representação dos isótopos do hidrogênio.

Assim, na **Figura 3.1** temos, respectivamente:

| ${}^1_1\text{H}$ | ${}^2_1\text{H}$ | ${}^3_1\text{H}$ |
|------------------|------------------|------------------|
| 1 próton | 1 próton | 1 próton |
| 0 nêutron | 1 nêutron | 2 nêutrons |
| 1 elétron | 1 elétron | 1 elétron |

O mesmo acontece com o carbono. Podemos encontrar na natureza tanto o ${}^{12}\text{C}$ quanto o ${}^{13}\text{C}$. O número atômico de ambos é 6, pois tem 6 prótons em seus núcleos. O ${}^{12}\text{C}$ tem número de massa igual a 12 (ou seja, 6p e 6n), ao passo que o ${}^{13}\text{C}$ apresenta número de massa igual a 13 (6p e 7n). O ${}^{12}\text{C}$ é muito mais frequente: representa aproximadamente 99%, enquanto o ${}^{13}\text{C}$ apenas 1,0 % de todo o carbono existente.

Em resumo, podemos dizer que isótopos são átomos de um mesmo elemento químico que, embora contendo o mesmo número de prótons (Z), apresentam diferentes números de massa (A).

Atividade

Vamos resolver juntos uma questão:

O elemento químico magnésio ${}^{12}\text{Mg}$ é encontrado na natureza na forma de três isótopos com números de massa 24, 25 e 26. Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons de cada um desses isótopos. Anote as respostas em seu caderno.

Resposta comentada

Vamos primeiramente fazer a representação de cada isótopo do magnésio e depois determinar o número de partículas atômicas de cada um.

${}^{24}_{12}\text{Mg} \rightarrow 12 \text{ prótons}; 12 \text{ elétrons e } (24 - 12 = 12) 12 \text{ nêutrons}.$

${}^{25}_{12}\text{Mg} \rightarrow 12 \text{ prótons}; 12 \text{ elétrons e } (25 - 12 = 13) 13 \text{ nêutrons}.$

${}^{26}_{12}\text{Mg} \rightarrow 12 \text{ prótons}; 12 \text{ elétrons e } (26 - 12 = 14) 14 \text{ nêutrons}.$

lá na plataforma

O fenômeno isotópico é importantíssimo! Acesse a Unidade 3 lá na plataforma e entenda a importância dos isótopos na nossa vida.

Radioatividade

Certamente você já ouviu falar em fenômenos envolvendo radioatividade e energia nuclear, como bombas atômicas ou tratamento de câncer com radioterapia. Esses assuntos geram muitas polêmicas. Para podermos nos posicionar com clareza frente a eles, devemos ter um conhecimento científico a respeito de radioatividade.

A radioatividade foi descoberta no final do século XIX por cientistas famosos, como Henri Becquerel, Pierre Curie e a mais importante cientista de todas as épocas neste assunto: a polonesa Marie Skłodowska Curie, conhecida no meio científico como Madame Curie. Esses cientistas observaram que alguns minerais contendo certos elementos (como urânio) eram capazes de emitir certo tipo de energia até então desconhecida. Os trabalhos de Mme Curie levaram-na à descoberta de dois novos elementos naturais: o polônio (Po), homenagem à sua terra natal, e o Rádio (Ra).

Eu faço parte dos que pensam que a Ciência é belíssima. Um cientista em um laboratório não é apenas um técnico, ele é também uma criança diante de fenômenos naturais que o impressionam como um conto de fada. Não podemos acreditar que todo progresso científico se reduz a mecanismos, máquinas, engrenagens, mesmo que essas máquinas tenham sua própria beleza (CANAL CIÊNCIA, 2019).

Conforme estamos estudando, o átomo é formado por uma região nuclear, onde estão localizados os prótons e nêutrons, e por uma região extranuclear, denominada eletrosfera, onde estão localizados os elétrons (**Figura 3.2**). A radioatividade é um fenômeno que ocorre na região nuclear do átomo. Portanto, neste capítulo, vamos focar essa região.

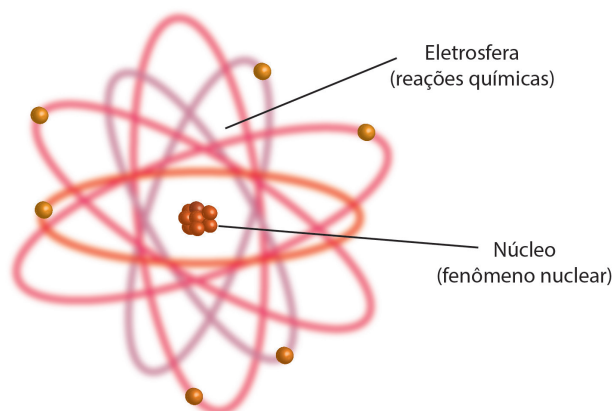


Figura 3.2: Modelo Atômico.

Principais emissões nucleares

Atualmente sabemos que existem núcleos instáveis, isto é, núcleos que espontaneamente emitem partículas no sentido de aliviar essa instabilidade. Vamos estudar as três principais emissões radioativas, conhecidas como alfa (α), beta (β) e gama (γ).

Radiação alfa

As partículas alfa (α) emitidas por núcleos – como o do urânio – são formadas, na realidade, por 2 prótons e 2 nêutrons, que são atirados para fora do núcleo em alta velocidade, devido à instabilidade desse núcleo. Face à sua natureza, podemos concluir, então, que a partícula alfa apresenta carga elétrica igual a +2 e número de massa igual a 4, representada pela simbologia: ${}^4_2\alpha$

Quando um núcleo de um átomo emite uma partícula alfa, está emitindo 2 prótons e 2 nêutrons. Portanto, seu número atômico diminui em duas unidades, o que irá ocasionar a formação de um outro elemento, e seu número de massa diminui de 4 unidades.

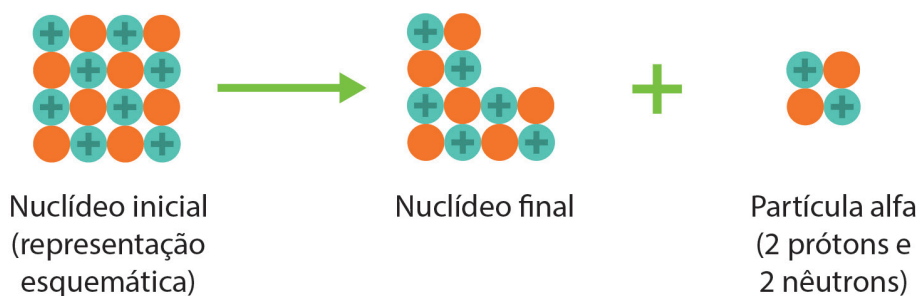
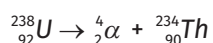


Figura 3.3: Representação esquemática da emissão alfa.

Vejamos o exemplo do urânio:



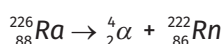
Observe que, ao emitir uma partícula alfa, o núcleo do urânio perdeu 2 prótons, formando assim um novo núcleo com 90 prótons, que corresponde ao elemento Tório (Th). Nas emissões radioativas alfa, ocorre a transmutação natural de um elemento em outro.

Confira nesse exemplo o balanço dos números de massa e das cargas elétricas nucleares.

Soma dos números de massa: $238 = 4 + 234$.

Soma dos números atômicos: $92 = 2 + 90$.

Vejamos outro exemplo com o isótopo do rádio-226:



Nesse caso, o balanço dos números de massa e das cargas elétricas nucleares será:

Soma dos números de massa: $226 = 4 + 222$.

Soma das cargas nucleares: $88 = 2 + 86$.

Esse balanceamento é importante para você descobrir o elemento que será formado quando ocorre uma emissão radioativa.

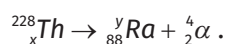
Principais características da partícula alfa:

- é igual ao núcleo de um átomo de hélio, e pode ser representada por ${}_2^4\text{He}^{2+}$ ou ${}_2^4\alpha$;
- por ter uma massa relativamente grande em termos atômicos, apresenta um baixíssimo poder de penetração. Desloca-se no ar por no máximo poucos centímetros, pois colide com as moléculas, atraindo elétrons, e transforma-se em átomos de hélio;
- não conseguem penetrar na pele, embora uma exposição mais prolongada possa causar graves queimaduras.

Atividade

Tente resolver esta atividade de radioatividade. Lembre-se de que a resolução está ao final da unidade. Anote as respostas em seu caderno.

1. Quando um átomo do isótopo 228 do tório libera uma partícula alfa, transforma-se um átomo de rádio, de acordo com a equação a seguir:



Determine os valores de X e Y para a configuração final do processo.

Radiação beta

As emissões beta são elétrons atirados, em altíssima velocidade, para fora de um núcleo instável. Como elétrons apresentam carga -1 e massa desprezível, essas emissões são representadas por ${}^0_1\beta$.

A essa altura, você deve estar se perguntando: “Como pode ser emitida uma partícula de carga negativa de um núcleo onde só existem cargas positivas e neutras?”. Na verdade, o elétron (beta) não existe no núcleo; ele se forma a partir de um nêutron, como representado simplificado a seguir:



Figura 3.4: Representação esquemática da formação de partículas β .

O próton gerado nessa reação permanece no núcleo; o elétron é atirado para fora como partícula beta; a onda eletromagnética (**antineutrino**), que apresenta carga neutra e massa desprezível, também é emitida, mas não interfere no balanço de carga e massa. Podemos então concluir que, quando um núcleo emite uma partícula beta, seu número atômico aumenta de uma unidade e seu número de massa não se altera. Vejamos o exemplo do isótopo do Bi-214.

antineutrino

Partícula com número de massa zero e carga nula.

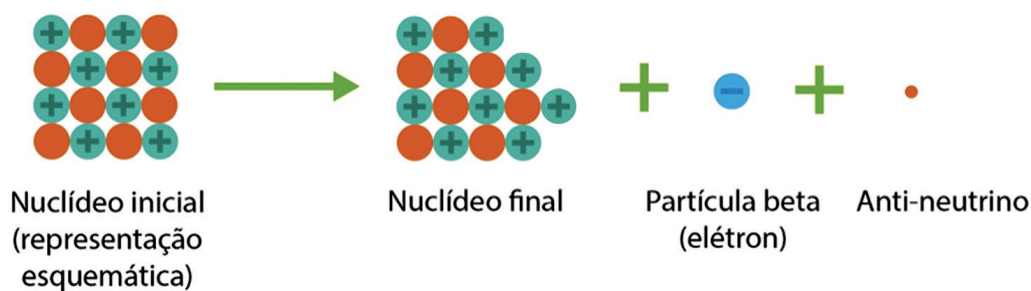
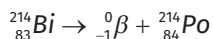


Figura 3.5: Representação esquemática da emissão beta.



Confira, neste exemplo, o balanço dos números de massa e das cargas elétricas nucleares.

Soma dos números de massa: $214 = 0 + 214$.

Soma das cargas nucleares: $83 = -1 + 84$.

Principais características da radiação beta:

- por ser extremamente pequena, a possibilidade de uma partícula beta colidir com as moléculas do meio em que está se propagando é pequena;
- apresenta relativo poder de penetração (bem maior que o da partícula α). Somente as partículas beta com grande quantidade de energia conseguem penetrar na pele causando danos sérios.

Atividade

Vamos ver como podemos compreender e prever os reagentes e produtos em uma equação radioquímica. Resolva as atividades a seguir no seu caderno e confira com a resposta no final da unidade.

2. Qual átomo produz por desintegração radioativa uma partícula beta e o átomo ${}^{60}_{28}\text{Ni}$?
3. Determine o átomo que poderá ser produzido quando o carbono -14 (${}^{14}_6\text{C}$) emite uma partícula β .

Radiação gama

Ao contrário das radiações alfa e beta, que são constituídas por partículas, a radiação gama é formada por ondas eletromagnéticas, semelhantes à luz. Porém, apresenta comprimento de onda muitíssimo menor e, portanto, energia muito mais elevada (**Figura 3.6**). A radiação gama não possui massa nem carga elétrica, e é simbolizada por: ${}^0_0\gamma$.

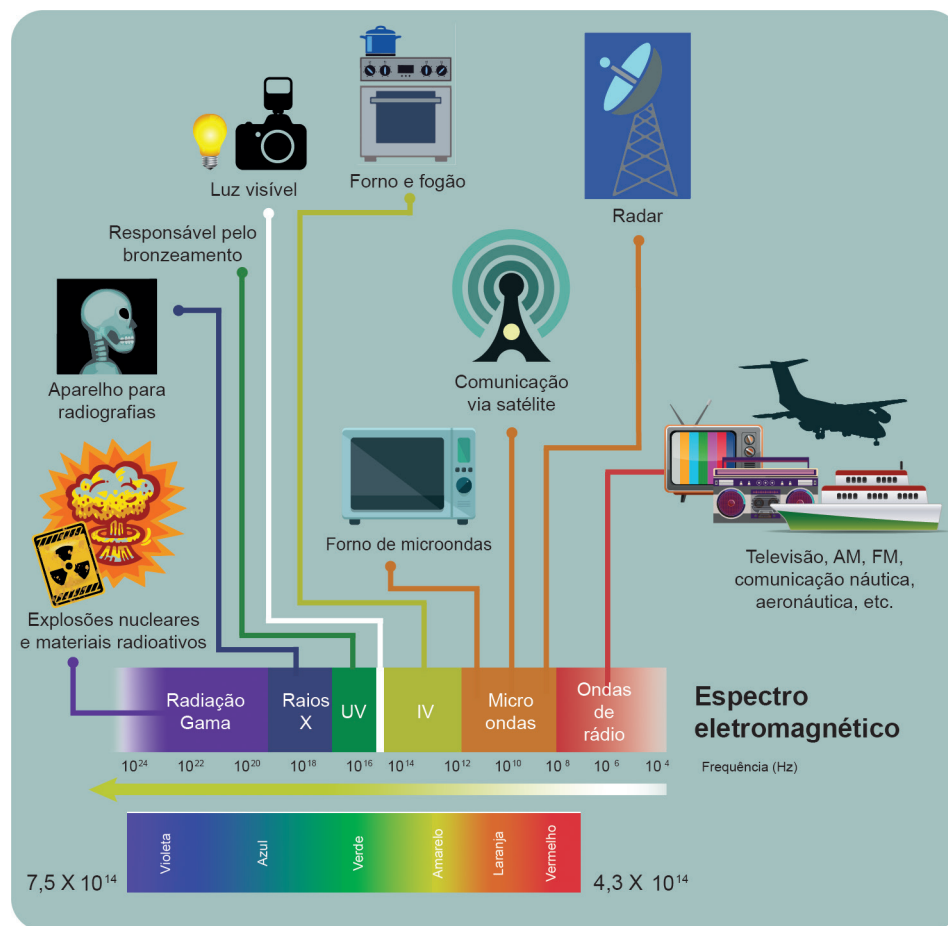


Figura 3.6: Espectro de ondas eletromagnéticas.

A radiação gama é extremamente penetrante e só pode ser bloqueada por materiais altamente densos, como o chumbo. Ela frequentemente vem acompanhada por radiação alfa ou beta e apresenta o perigo máximo do ponto de vista fisiológico, podendo gerar alteração de material genético das células reprodutivas e, com isso, causar doenças hereditárias.

Na **Tabela 3.1** podemos observar algumas características das emissões alfa, beta e gama.

Tabela 3.1: Características das emissões alfa, beta e gama

| Emissão | Símbolo | Natureza | Velocidade em relação à da luz | Poder de penetração relativo |
|---------|------------------|------------------------|--------------------------------|------------------------------|
| alfa | ${}^4_2\alpha$ | 2 prótons + 2 elétrons | 5 a 10% | 1 |
| beta | ${}^0_{-1}\beta$ | elétron | 40 a 95% | 100 |
| gama | ${}^0_0\gamma$ | onda eletromagnética | 100% | 10.000 |

lá na plataforma

Acesse a plataforma e assista ao vídeo sobre os diferentes tipos de radiação. Ele poderá te ajudar a entender melhor as emissões radioativas que acabamos de estudar.

Cinética das radiações

nuclídeo

Nome dado a um núcleo caracterizado por número atômico e número de massa.

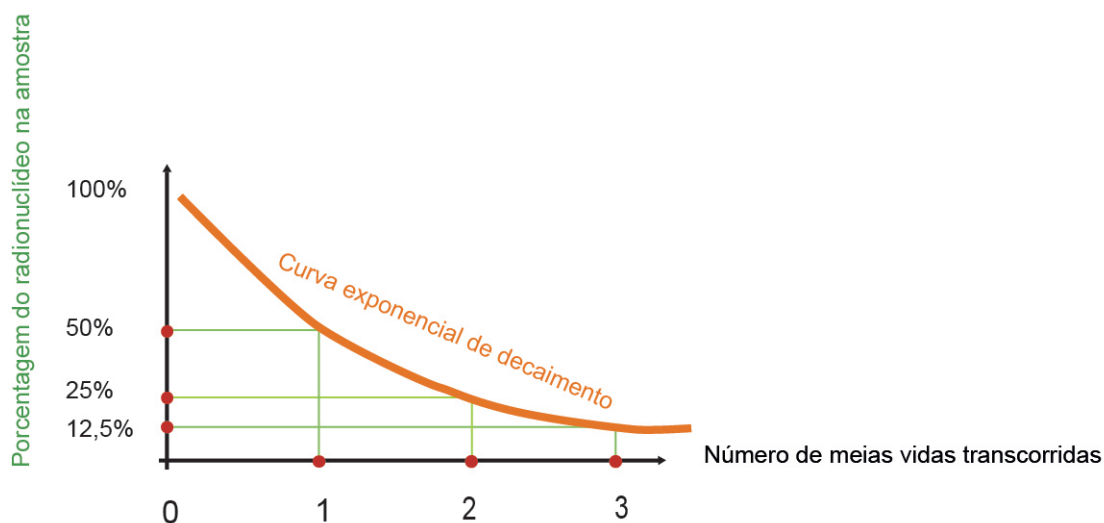
radionuclídeo (ou radioisótopo)

Nuclídeo que emite radiação.

Quando um **nuclídeo** radioativo emite radiação alfa ou beta, ele se transforma em outro nuclídeo diferente. À medida que o tempo passa, a quantidade de nuclídeo radioativo vai diminuindo. É muito importante conhecer a velocidade com que um **radionuclídeo** se desintegra para podermos prever, por exemplo, o tempo que um determinado material radioativo injetado durante um exame clínico permanecerá no organismo do paciente ou o tempo que determinado lixo radioativo deve permanecer estocado.

O período de tempo que uma amostra de radionuclídeo tem a sua massa reduzida à metade é chamado tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) ou período de semidesintegração (P). Essa redução não depende de fatores externos, como temperatura e pressão. Podemos representar o processo de decaimento radioativo por meio de um gráfico.

Gráfico 3.1: Curva de decaimento



Vamos resolver juntos uma situação-problema que envolve o conceito de meia-vida:

O iodo-125, variedade radioativa desse elemento com aplicações medicinais, tem meia vida de 60 dias. Quantos gramas de iodo-125 restarão após 6 meses, a partir de uma amostra contendo 2,00g do radioisótopo?

Resolução: O tempo de meia-vida é de 60 dias. Partindo-se de 2,00g, após 2 meses teremos 1,00g. Após mais 2 meses, teremos 0,50g, após mais 2 meses, chegaremos a 0,25g e teremos totalizados 6 meses.

$$2,00\text{g} \xrightarrow{2 \text{ meses}} 1,00 \xrightarrow{2 \text{ meses}} 0,50\text{g} \xrightarrow{2 \text{ meses}} 0,25\text{g}$$

Logo, a resposta é 0,25 g.

Atividade

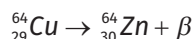
Agora resolva no seu caderno essas atividades propostas. A resposta você encontrará ao fim desta unidade.

4. O acidente do reator nuclear de Chernobyl, em 1986, lançou para a atmosfera grande quantidade de $^{90}_{38}\text{Sr}$ radioativo, cuja meia-vida é de 28 anos. Supondo ser esse isótopo a única contaminação radioativa e sabendo que o local poderá ser considerado seguro quando sua quantidade se reduzir, por desintegração, a 1/16 da quantidade inicialmente presente, a partir de que ano o local poderá ser habitado novamente?

5. A meia-vida do radioisótopo carbono-14 é de aproximadamente 5.700 anos, e sua abundância nos seres vivos é da ordem de 10ppb (partes por bilhão). Sendo assim, se um pedaço de tecido produzido no ano do descobrimento do Brasil for realmente daquela época, deverá apresentar teor de carbono-14:

- a) maior que 10 ppb
- b) igual a 10 ppb
- c) maior que 5 ppb e menor que 10 ppb
- d) igual a 5 ppb
- e) menor que 5 ppb

6. (Fuvest) O isótopo radioativo Cu-64 sofre decaimento β , conforme representado:



A partir de uma amostra de 20,0mg de Cu-64, observa-se que, após 39 horas, formaram-se 17,5mg de Zn-64. Sendo assim, determine o tempo necessário para que metade da massa inicial de Cu-64 sofra decaimento β .

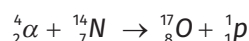
lá na plataforma

Quer conhecer mais sobre o acidente de Chernobyl mencionado na atividade 4? Acesse a plataforma e assista ao vídeo sobre o acidente e suas consequências.

Na plataforma você também encontrará um texto que mostra uma nova dimensão do nosso universo e dos elementos químicos. Vale a pena conferir!

Reações artificiais de transmutação

A transmutação nuclear consiste em bombardear núcleos com uma partícula (nêutron, alfa, beta etc.), ocasionando a produção de um novo núcleo. A primeira transmutação conhecida foi realizada por Rutherford no início do século XX e baseia-se na reação nuclear entre uma partícula alfa e um núcleo de átomo de nitrogênio.

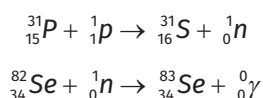


Confira, neste exemplo, o balanço dos números de massa e das cargas elétricas nucleares.

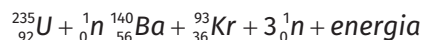
Soma dos números de massa: $4 + 14 = 17 + 1$.

Soma das cargas nucleares: $2 + 7 = 8 + 1$.

Outros exemplos de reações de transmutações artificiais são:



A mais famosa reação de transmutação artificial foi realizada bombardeando átomos de Urânio-235 com nêutrons. Ela pode ser representada segundo a equação nuclear:



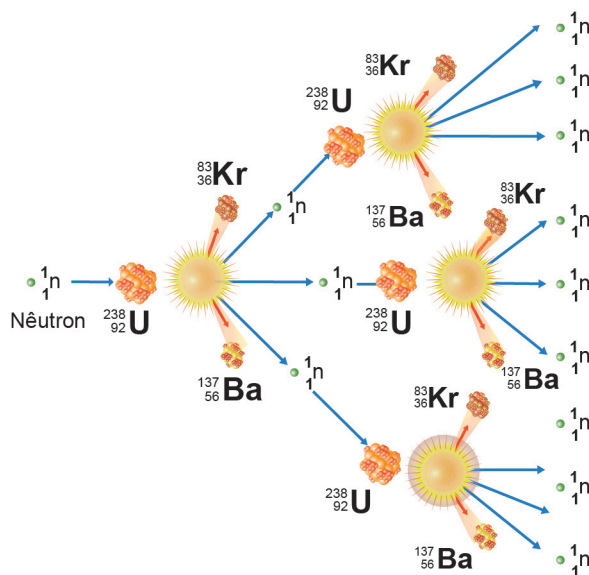


Figura 3.7: Representação esquemática da reação em cadeia da fissão do Urânio.

Essa reação libera uma quantidade muito grande de energia e corresponde ao processo de **fissão nuclear** utilizada na bomba atômica que foi jogada em Hiroshima (agosto de 1945) durante a Segunda Guerra Mundial.

Esse processo ocorre também nos reatores das usinas nucleares, como a de Angra dos Reis. A energia que pode ser produzida por uma usina nuclear é muito grande. A título de comparação, 1 grama de carvão produz energia suficiente para manter acesa uma lâmpada de 200W durante 1 minuto. 1 grama de urânio, por sua vez, produz energia suficiente para iluminar uma cidade de 500.000 habitantes durante 1 hora.

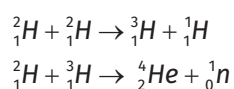
fissão nuclear

Processo de quebra de núcleos grandes em núcleos menores, liberando uma grande quantidade de energia.

lá na plataforma

Acesse a plataforma e conheça a história da radioatividade e algumas curiosidades. Pode parecer um artigo longo, mas vale a pena ler!

Outro tipo de transmutação nuclear que também envolve uma quantidade muito grande de energia é a **fusão nuclear**. Esse tipo de reação ocorre no Sol (como em outras estrelas), o que explica a quantidade de energia que ele emite. Vejamos alguns exemplos de reação de fusão nuclear:



fusão nuclear

Junção de núcleos pequenos formando núcleos maiores, liberando uma quantidade muito grande de energia.

Na Terra, as reações de fusão nuclear podem ser conseguidas nas bombas de Hidrogênio (bomba H), as quais, para explodir, precisam estar acopladas a uma bomba atômica. Esta funciona como espoleta da bomba de Hidrogênio, gerando explosões de cerca de 500 megatons (o que corresponde a 500 milhões de toneladas de TNT).

TNT

Sigla para TriNitroTolueno, uma substância química que é um poderoso explosivo.

lá na plataforma

Acesse a plataforma para saber um pouco mais sobre a utilização da radioatividade na medicina.

Estudo da eletrosfera do átomo

A eletrosfera, como vimos, é uma região imensa em relação ao núcleo e de densidade muito baixa (pouca massa em um grande volume). Isso significa que a maior parte do átomo é um grande vazio. Porém, a maioria dos fenômenos químicos ocorre nessa região.

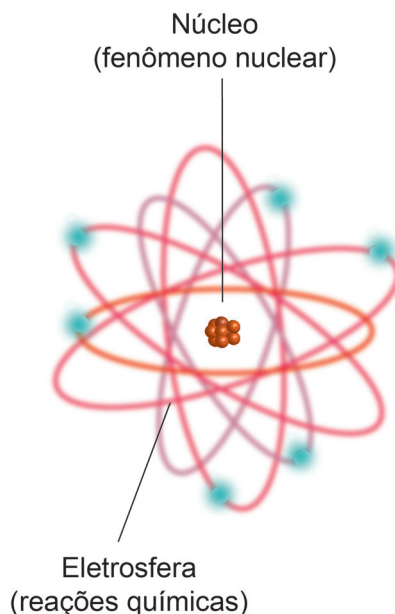


Figura 3.8: Modelo atômico.

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Böhr, baseando-se em trabalhos anteriores, propôs um modelo atômico em que os elétrons giravam ao redor do núcleo em camadas eletrônicas ou níveis de energia. Afirmou também que os elétrons não ganham nem perdem energia ao se

movimentarem em sua camada. Um elétron só passaria da sua camada para outra mais externa se recebesse uma determinada energia. Ao retornar à sua camada de origem, ele emitiria esse mesmo valor de energia.

Nos elementos naturais e até nos elementos artificiais conhecidos, os elétrons ocupam até sete camadas eletrônicas ou níveis de energia, e cada uma delas suporta uma quantidade máxima de elétrons. Essas camadas são conhecidas por letras ou números, que indicam um maior ou menor distanciamento do núcleo e, consequentemente, mais ou menos energia. Os elétrons que se encontram mais afastados do núcleo apresentam mais energia.

A última camada preenchida de um átomo é chamada *camada de valência* e os elétrons nela contidos são denominados *elétrons de valência*.

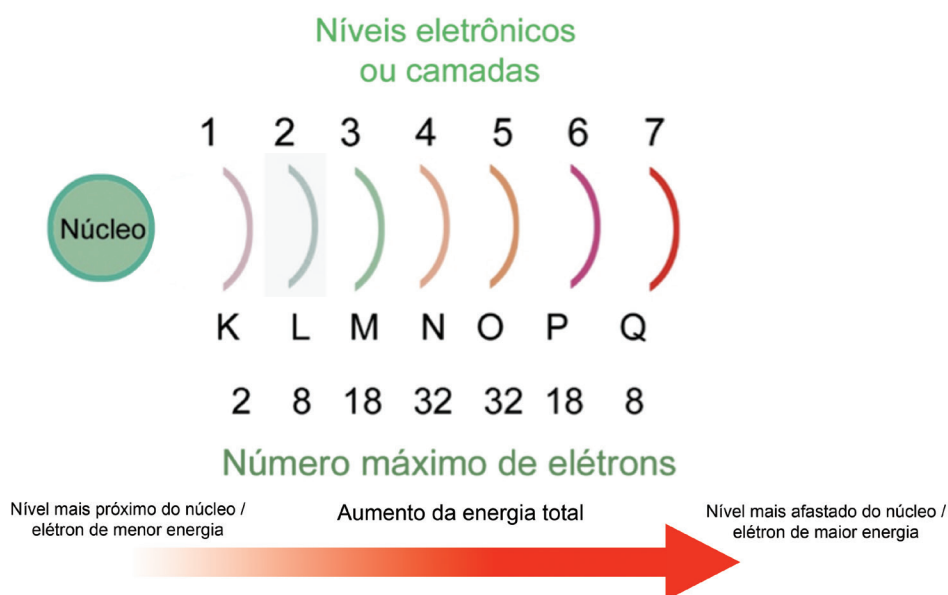


Figura 3.9: Níveis eletrônicos ou camadas de elétrons de um átomo modelo.

Com os exemplos, vamos ver como estão distribuídos os elétrons do átomo de oxigênio (O) e do átomo de bromo (Br).

Exemplo 1: Átomo de oxigênio

${}_8\text{O}$ → Sabemos que essa representação indica que o átomo de oxigênio tem 8 prótons (p) no núcleo e 8 elétrons (e⁻) na eletrosfera. Na camada K, encontramos 2 elétrons, por ser este o limite máximo, e na segunda camada, L, estão os outros 6 elétrons.

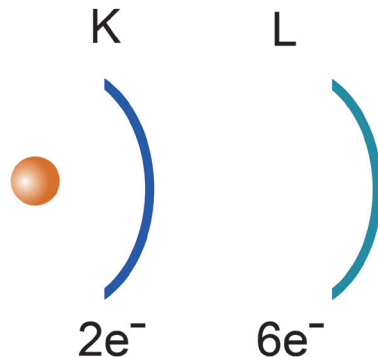


Figura 3.10: Níveis eletrônicos do oxigênio.

Logo, o átomo de oxigênio só apresenta 2 camadas eletrônicas ou 2 níveis de energia e 6 elétrons na camada de valência.

Exemplo 2: Átomo de bromo

${}_{35}\text{Br} \rightarrow$ O número atômico do bromo é 35, logo o átomo possui 35 prótons

(p) no núcleo e 35 elétrons (e^-) na eletrosfera.

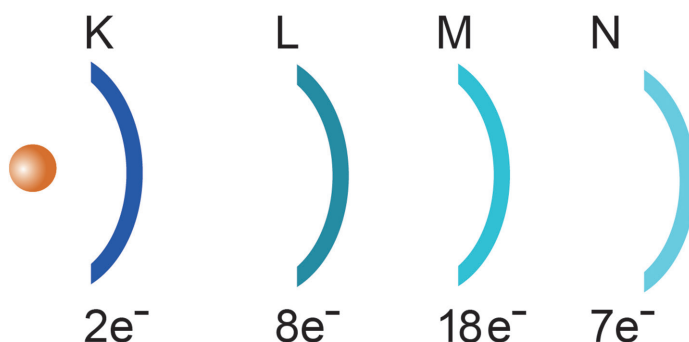


Figura 3.11: Níveis eletrônicos do bromo.

Assim, podemos observar que o átomo de bromo possui 4 camadas eletrônicas ou 4 níveis de energia e 7 elétrons na camada de valência.

Uma outra observação que podemos fazer, com base nos exemplos citados, é que o átomo de bromo é maior que o átomo de oxigênio. Claro! A região de maior tamanho do átomo não é a eletrosfera? Então, é ela que praticamente determina o seu tamanho. Logo, os átomos de elementos químicos diferentes apresentam tamanhos diferentes. Nem todos os átomos apresentam distribuição eletrônica tão regular. Na realidade, a energia dos elétrons obedece a regras bem mais complexas, mas podemos utilizar alguns exemplos simples para ter uma ideia da arrumação dos elétrons na eletrosfera.

lá na plataforma

Acesse a Unidade 3 lá na plataforma e conheça mais sobre o químico Niels Böhr.

Atividade

Observando a distribuição máxima de elétrons em cada camada, faça, no seu caderno, as atividades propostas a seguir. As respostas estão ao final da unidade. Mãos à obra! Saber essa distribuição te ajudará muito nas próximas unidades.

7. Distribua os elétrons do átomo de sódio ($_{11}\text{Na}$) nas camadas ou níveis de energia.
8. Distribua os elétrons do átomo de enxofre ($_{16}\text{S}$) nas camadas ou níveis de energia.
9. Quantos elétrons há na última camada (camada de valência) do átomo de carbono ($_{6}\text{C}$)?

lá na plataforma

Sabia que podemos ver a energia emitida quando um elétron muda de uma camada mais externa para outra mais interna? Acesse a Unidade 3 da plataforma e confira!

Quando se fornece energia ao átomo, os seus elétrons absorvem-na e pulam para uma camada mais externa; ao retornar para sua camada de origem, eles devolvem a energia, emitindo luz.

O elétron ocupa sempre um nível energético bem definido e não um valor qualquer de energia. Se, no entanto, o elétron for submetido a uma fonte de energia adequada (calor, luz etc.), pode sofrer uma mudança de um nível mais baixo para outro de energia mais alto (excitação). O estado excitado é de duração curta e, portanto, o elétron retorna imediatamente ao seu estado fundamental. A energia adquirida durante a excitação é então emitida na forma de radiação visível do espectro eletromagnético que o olho humano é capaz de detectar ou não. Como o elemento emite uma radiação característica, ela pode ser usada como método de identificação desse elemento.

Os íons

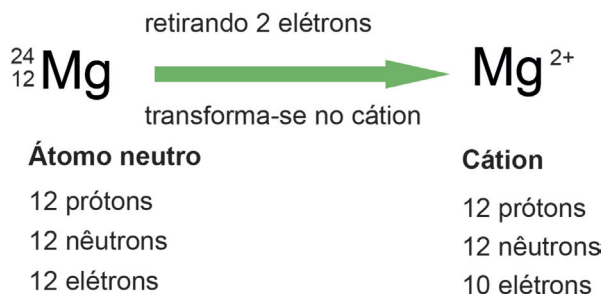
O que são íons? São espécies químicas carregadas positiva ou negativamente. Um íon carregado positivamente é chamado *cátion* e um íon carregado negativamente é chamado *ânion*. O Na^+ é o sódio carregado positivamente, ao passo que o Cl^- é o cloro carregado negativamente.

Como os íons se formam? Vimos anteriormente que o número de cargas

positivas de um átomo (prótons) é igual ao número de cargas negativas (elétrons) e, com isso, a carga do átomo é nula. Entretanto, se o átomo perde um dos seus elétrons, fica com um excesso de prótons em relação ao número de elétrons, adquirindo carga +1. Por outro lado, se ele ganha um elétron, o número de elétrons excede o de prótons e, com isso, o átomo fica com carga -1.

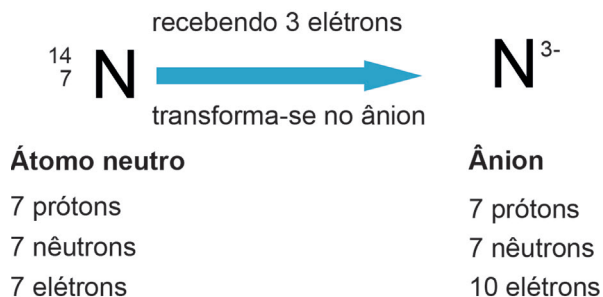
A formação de íons deve-se apenas à perda ou ao ganho de elétrons. Vamos ver alguns exemplos abaixo:

Exemplo 1: Magnésio



O magnésio tem 12 prótons e 12 elétrons. Quando perde 2 elétrons, fica com 12 prótons e 10 elétrons, ou seja, fica com duas cargas positivas em excesso, passando a constituir o cátion divalente Mg^{++} (ou Mg^{2+}).

Exemplo 2: Nitrogênio



O nitrogênio tem 7 prótons e 8 elétrons. Quando ganha 3 elétrons, permanece com seus 7 prótons e fica com 10 elétrons. Dessa forma, o nitrogênio fica com 3 cargas negativas em excesso, passando a constituir o ânion trivalente (N^{3-}).

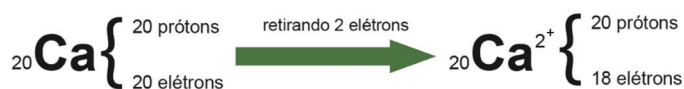
Quando um átomo se transforma em íon, seus valores de Z (número atômico ou número de prótons) e de A (número de massa ou número de prótons + nêutrons) não se alteram, porque, nos íons, o que está em jogo é a entrada ou saída de elétrons.

Para esse conceito ficar mais claro, vejamos o seguinte exercício:

O íon ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$ toma parte da constituição dos ossos humanos. Determine quantos prótons e quantos elétrons ele tem.

Resolução:

Um átomo neutro de cálcio transforma-se no cátion Ca^{2+} quando perde 2 elétrons.



Portanto, o íon ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$ tem 20 prótons e 18 elétrons.

Atividade

Agora tente resolver, no seu caderno, essas duas atividades.

10. O íon ${}_{53}\text{I}^{1-}$ é importante para o funcionamento normal da glândula tireoide. Por isso, deve estar presente, em quantidade adequada, na dieta humana. Quantos prótons e quantos elétrons há na constituição desse ânion?

11. Um dos íons presentes no corpo humano é o ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{3+}$. Sua presença na dieta é importante, entre outras coisas, para a perfeita saúde circulatória, já que ele toma parte da constituição do pigmento vermelho presente no sangue, a hemoglobina. Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons presente nesse íon.

lá na plataforma

Acesse a plataforma e veja um simulador que te ajudará a entender a estrutura do átomo. Divirta-se!

A água mineral é obtida diretamente de fontes naturais sem alteração de sua qualidade, características naturais e pureza. Nenhum elemento é adicionado ou retirado. Os sais minerais presentes nas águas minerais podem oferecer efetiva contribuição à nutrição e à saúde do organismo. O flúor ajuda na prevenção de cáries, o sódio é importante para os músculos e nervos, o magnésio ajuda na prevenção da hipertensão, o cromo ajuda na regulamentação das taxas de açúcar no sangue, o cobre auxilia na absorção de ferro na forma de hemoglobina, o manganês é importante para o sistema reprodutivo, o zinco para o sistema imunológico e o cálcio para a prevenção da osteoporose, o bicarbonato afeta o nível de acidez no estômago e o sulfato ajuda na digestão. Quando lemos o rótulo de uma água mineral, nos deparamos com informações sobre a quantidade de espécies químicas como as relatadas. Apesar de não ser explicitado nos rótulos, todas essas espécies presentes na água e que trazem algum benefício a nossa saúde se encontram na forma de íons. A maioria das espécies citadas, se ingeridas na sua forma atômica, seria altamente tóxica, podendo levar à morte.

Resumo

- Átomos isótopos pertencem ao mesmo elemento químico, isto é, possuem o mesmo número de prótons, mas apresentam diferentes números de massa.
 - Radiatividade é a desintegração espontânea ou provocada da matéria com emissão de radiações.
 - Núcleos instáveis emitem radiações. As principais são alfa, beta e gama.
 - Meia-vida de um isótopo radioativo é o tempo necessário para que metade de sua massa se desintegre.
 - Fissão nuclear é a ruptura de um núcleo com formação de núcleos menores e liberação de grande quantidade de energia.
 - Fusão nuclear é a reunião de núcleos com formação de um núcleo maior e liberação de grande quantidade de energia.
 - A eletrosfera de um átomo pode ser representada por camadas onde existe um número máximo de elétrons, segundo o modelo de Bohr.
 - Íons são espécies químicas carregadas eletricamente. Os íons positivos são chamados de cátions, e os negativos, de ânions.
-

Atividade

O cripton (ou criptônio) é um gás nobre incolor, inodoro, insípido, de muito pequena reatividade, caracterizado por um espectro de linhas verde e vermelha alaranjada muito brilhantes. O criptônio apresenta número atômico 36.

O isótopo Kr-85 é um gás inerte radioativo, de 11 anos de meia-vida, produzido na fissão nuclear do urânio. As fontes desse isótopo são os testes nucleares (bombas), os reatores nucleares e o reprocessamento das barras de combustíveis dos reatores.

Sobre o criptônio, responda, no seu caderno, aos itens a seguir:

- Faça a distribuição eletrônica, em camadas ou níveis energéticos, de um átomo de Kr.
- Como você explicaria a emissão de luz colorida do espectro de luz desse elemento?
- Considere que a emissão radioativa desse isótopo ^{85}Kr apresenta uma série com emissão de duas partículas beta (β). Qual o número atômico e o número de massa do átomo produzido?
- Partindo-se de uma amostra de 1,00 grama desse isótopo ^{85}Kr produzido em um reator nuclear, após quantos anos essa massa estaria reduzida a 0,25 grama?

Resposta comentada

a) Como foi indicado no enunciado, “O criptônio apresenta número atômico 36.” Logo, esse átomo apresenta 36 prótons e 36 elétrons. Obedecendo a distribuição por camadas eletrônicas, teremos:

1ª camada (K) com 2 elétrons;

2ª camada (L) com 8 elétrons;

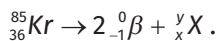
3ª camada (M) com 18 elétrons;

4ª camada (N) com 8 elétrons.

Total: 26 elétrons.

b) Quando se fornece energia ao átomo, os elétrons absorvem-na e pulam para uma camada mais externa; ao voltarem, devolvem a energia, emitindo luz. Como esse “salto” dos elétrons é sempre o mesmo para um elemento, ele emite uma radiação característica.

c) A emissão de duas partículas beta nos permite escrever a seguinte equação:



Considerando os números de massa, teremos: $85 = 0 + y$; logo, $y = 85$.

Considerando os números atômicos, teremos: $36 = -2 + x$; logo, $x = 38$.

Resposta: o novo átomo formado tem número atômico 38 e número de massa 85.

d) Como foi indicado no enunciado, “O isótopo Kr-85 é um gás inerte radioativo, de 11 anos de meia-vida”. Sabendo que “tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) é o tempo necessário para que uma

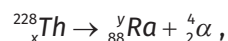
amostra de um radionuclídeo tenha sua massa reduzida à metade, podemos seguir o seguinte raciocínio: partindo-se de 1,00 g após 11 anos, teríamos 0,50 g de Kr-85.

Após outros 11 anos, teríamos 0,25g, totalizando assim 22 anos.

Respostas comentadas da unidade

1. Para completar essa equação, precisamos lembrar que a soma dos números de massa do primeiro membro da equação (lado esquerdo) deve ser igual à soma do segundo membro (lado direito), e a soma dos números atômicos do primeiro membro deve ser igual à soma dos números atômicos do segundo membro.

Na equação



teremos que $228 = y + 4$; logo, $y = 224$

e $x = 88 + 2$; logo, $x = 90$.

2. Vamos escrever a equação: ${}_x^y\text{X} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_{28}^{60}\text{Ni}$

$y = 0 + 60$; logo, $y = 60$.

$x = -1 + 28$; logo, $x = 27$.

3. Vamos escrever a equação: ${}_6^{14}\text{C} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_x^y\text{X}$

$14 = 0 + y$; logo, $y = 14$.

$6 = -1 + x$; logo, $x = 7$.

Resposta: O átomo apresenta número de massa 14 e número atômico 7. Mais tarde, ao estudarmos a tabela periódica dos elementos, poderemos facilmente identificá-lo como *nitrogênio*.

4. Segundo os dados do problema, a meia-vida do estrôncio radioativo (Sr-90) é de 28 anos. Como estamos trabalhando com fração, podemos afirmar que no início tínhamos 100% , ou seja, 1/1. Após 28 anos, teremos 1/2; após mais 28 anos, teremos 1/4; após mais 28 anos, teremos 1/8; após mais 28 anos, teremos 1/16.

Logo, para atingir 1/16 da radiação inicial, são necessários $28 \times 4 = 112$ anos. Como o acidente ocorreu em 1986, o local poderá ser habitado, segundo o enunciado do problema, em $1986 + 112 = 2098$.

5. Letra C. Desde o descobrimento do Brasil, já se passaram mais de 500 anos, ou seja, muito menos que o tempo de meia vida do carbono-14, logo o teor de carbono-14 deverá ser maior que 5ppb e menor que 10ppb.

6. Segundo o enunciado, após 39h formaram-se 17,5mg de Zn-64, ou seja, restam 20mg-17,5mg= 2,5mg de Cu-64.

A pergunta da atividade é sobre “o tempo necessário para que metade da massa inicial de Cu-64 sofra decaimento β ”. Em outras palavras, o problema que que calculemos o tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) para o Cu-64.

Aplicando esse conceito teremos:

$$20 \text{ mg} \xrightarrow{t_{1/2}} 10 \text{ mg} \xrightarrow{t_{1/2}} 5 \text{ mg} \xrightarrow{t_{1/2}} 2,5 \text{ mg}.$$

Ou seja, para sairmos de 20 mg e chegarmos a 2,5 mg, foram necessários três períodos de meia-vida ($3 t_{1/2}$).

Assim, temos $3 t_{1/2} = 39$ anos, logo, $t_{1/2} = 13$ anos.

7. O átomo de $_{11}\text{Na}$ apresenta 11 elétrons, então sua eletrosfera apresenta a seguinte distribuição:

1ª camada (K) 2 elétrons;

2ª camada (L) 8 elétrons;

3ª camada (M) 1 elétron.

8. O átomo de $_{16}\text{S}$ apresenta 16 elétrons, então sua eletrosfera apresenta a seguinte distribuição:

1ª camada (K) 2 elétrons;

2ª camada (L) 8 elétrons;

3ª camada (M) 6 elétrons.

9. O átomo de $_{6}\text{C}$ apresenta 6 elétrons, então sua eletrosfera apresenta a seguinte distribuição:

1ª camada (K) 2 elétrons;

2ª camada (L) 4 elétrons.

Logo, a camada de valência apresenta 4 elétrons.

10. A representação $_{53}\text{I}^{-}$ indica que esse íon tem 1 elétron a mais na eletrosfera em relação ao número de prótons.

Então, teremos 53 prótons e 54 elétrons.

11. A representação $_{26}^{56}\text{Fe}^{3+}$ indica que esse íon tem 3 elétrons a menos na eletrosfera em relação ao número de prótons.

Então, teremos 26 prótons e 23 elétrons. O número de nêutrons, como estudamos na Unidade 2, é calculado da seguinte forma: $56 - 26 = 30$ nêutrons.

Referências

CANAL CIÊNCIA. Marie Curie. Brasília, 2019. Disponível em: <http://www.canalciencia.ibict.br/nossas-informacoes/ciencioteca/personalidades/item/325-marie-curie>. Acesso em: 23 mar. 2020.

Tabela periódica: colocando os elementos nos devidos lugares

04

metas

Apresentar a evolução histórica da *classificação periódica dos elementos*, os códigos e a “linguagem” da atual tabela periódica, e as características dos elementos, podendo prever seu comportamento a partir da sua posição na *tabela periódica dos elementos*.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- identificar as características dos elementos químicos e como elas variam dependendo de sua posição e do grupo ao qual pertencem na tabela periódica.
- obter dados a respeito dos elementos químicos, por meio da utilização da tabela periódica.
- classificar os elementos em metais, ametais, hidrogênio e gases nobres.

Introdução

Até o final do século XVIII, apenas cerca de 30 elementos químicos tinham sido descobertos. Entretanto, durante o século XIX, devido ao grande desenvolvimento tecnológico, o número de elementos químicos conhecidos aumentou enormemente. Esse ritmo acelerado de novos conhecimentos a respeito dos constituintes da natureza levou à necessidade de agrupá-los de acordo com as suas propriedades para melhor entendimento dos elementos. Um nome se destacou nessa busca de compreensão das propriedades dos elementos: Dimitri Ivanovitch Mendeleiev. Esse cientista fez o trabalho mais importante a esse respeito, e a tabela periódica que utilizamos em pleno século XXI é o resultado do trabalho desse mestre.

lá na plataforma

Quase todo mundo deve ter ouvido falar de tabela periódica, mas por que ela é tão conhecida e importante? Assista ao vídeo lá na plataforma e saberá a resposta.

A classificação periódica de Mendeleiev

Não poderíamos iniciar o estudo da tabela periódica sem falarmos um pouco do trabalho de Mendeleiev. Em 1868, o professor de Química da Universidade de São Petersburgo, Dmitri Mendeleiev, procurava uma maneira de organizar os 63 elementos químicos

já conhecidos. Ele acreditava que era possível enumerá-los e agrupá-los, porque já se tinha conhecimento de elementos diferentes com propriedades similares. Mendeleiev notou que havia uma relação entre a massa atômica dos elementos e as suas propriedades físicas e químicas, o que lhe permitiu organizar um quadro com os elementos em ordem crescente de massa atômica. Durante a construção desse quadro, para manter os elementos agrupados conforme suas propriedades, teve de admitir que a massa atômica de alguns elementos estava errada e que alguns deles ainda não haviam sido descobertos, por isso deixou lugares vagos no quadro.

Todas as previsões feitas por Mendeleiev foram verificadas e, num curto espaço de tempo, vários elementos foram descobertos. O cientista distribuiu-os em ordem crescente de massa atômica, formando linhas verticais e horizontais, de forma que os elementos com propriedades semelhantes ficassem agrupados. Assim, ele construiu um sistema de classificação que foi a base da nossa atual *classificação periódica dos elementos* – a *tabela periódica*.

lá na plataforma

A vida e trabalho de Mendeleiev

Acesse a plataforma e conheça mais sobre esse notável homem da Química. Lá você encontrará um trecho do livro O sonho de Mendeleiev e um vídeo sobre o seu trabalho.

Quem sabe você se anima com a história dele e lê o livro todo!

Tabela periódica

1 Numeração moderna dos grupos, sugerida pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) 18

| Numeração antiga dos grupos, ainda usada por alguns autores | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--------|-----------|-----------|----------|--------|------------|-----------|--------------|------------|------------|--------|------------|--------|---------|-----------|---------|--------|-----------|--------|-----------|----------|------------|--------|------------|-----------|---------|--------|-----------|-----------|----------|--------|------------|-----------|----------|--------|--------------|-----|---------|
| 2 | | 13 | | 14 | | 15 | | 16 | | 17 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| IIA | | IIIA | | IVA | | VA | | VIA | | VIIA | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | H | 2 | He | 3 | B | 4 | C | 5 | N | 6 | O | 7 | F | 8 | Ne | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| hidrogênio | 1,008 | hélio | 4,0026 | boro | 10,81 | carbono | 12,011 | nitrogênio | 14,007 | oxigênio | 15,999 | flúor | 18,998 | neônio | 20,180 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 | Li | 4 | Be | 5 | B | 6 | C | 7 | N | 8 | O | 9 | F | 10 | Ne | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| lítio | 6,94 | berílio | 9,0122 | carbono | 12,011 | nitrogênio | 14,007 | oxigênio | 15,999 | flúor | 18,998 | neônio | 20,180 | argônio | 39,95 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 11 | Na | 12 | Mg | 13 | Al | 14 | Si | 15 | P | 16 | S | 17 | Cl | 18 | Ar | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| sódio | 22,990 | magnésio | 24,305 | alumínio | 26,982 | silício | 28,085 | fósforo | 30,974 | enxofre | 32,06 | cloro | 35,45 | argônio | 39,95 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 19 | K | 20 | Ca | 21 | Sc | 22 | Ti | 23 | V | 24 | Cr | 25 | Mn | 26 | Fe | 27 | Co | 28 | Ni | 29 | Cu | 30 | Zn | 31 | Ga | 32 | Ge | 33 | As | 34 | Se | 35 | Br | 36 | Kr | | | |
| potássio | 39,098 | calcio | 40,078(4) | escândio | 44,956 | titânio | 47,867 | vanádio | 50,942 | cromo | 51,996 | manganês | 54,938 | ferro | 55,845(2) | cobalto | 58,933 | níquel | 58,933 | zinco | 65,38(2) | gálio | 69,723 | germânio | 72,630(8) | arsênio | 74,922 | selenio | 78,971(8) | bromo | 79,904 | criptônio | 83,798(2) | | | | | |
| 37 | Rb | 38 | Sr | 39 | Y | 40 | Zr | 41 | Nb | 42 | Mo | 43 | Tc | 44 | Ru | 45 | Rh | 46 | Pd | 47 | Ag | 48 | Cd | 49 | In | 50 | Sn | 51 | Sb | 52 | Te | 53 | I | 54 | Xe | | | |
| rubídio | 85,468 | estrôncio | 87,62 | itrio | 88,906 | zircônio | 91,224(2) | níbio | 92,906 | molibdênio | 95,95 | tecnécio | 98,906 | rutênio | 101,07(2) | rodio | 102,91 | paládio | 106,42 | prata | 107,87 | cadmio | 112,41 | índio | 114,82 | estanho | 118,71 | antimônio | 121,76 | telúrio | 126,90 | iodo | 126,90 | xenônio | 131,29 | | | |
| 55 | Cs | 56 | Ba | 57 a 71 | | | | 72 | Hf | 73 | Ta | 74 | W | 75 | Re | 76 | Os | 77 | Ir | 78 | Pt | 79 | Au | 80 | Hg | 81 | Tl | 82 | Pb | 83 | Bi | 84 | Po | 85 | At | 86 | Rn | |
| césio | 132,91 | bário | 137,33 | | | | | hafnio | 178,486(6) | tântalo | 180,95 | tungstênio | 183,84 | renio | 186,21 | osmio | 192,22 | irídio | 192,22 | platina | 195,08 | ouro | 196,97 | mercúrio | 200,59 | chumbo | 207,2 | talio | 204,38 | estanho | 208,98 | bismuto | 209 | polônio | 210 | astato | 222 | radônio |
| 87 | Fr | 88 | Ra | 89 a 103 | | | | 104 | Rf | 105 | Db | 106 | Sg | 107 | Bh | 108 | Hs | 109 | Mt | 110 | Ds | 111 | Rg | 112 | Cn | 113 | Nh | 114 | Fl | 115 | Mc | 116 | Lv | 117 | Ts | 118 | Og | |
| frâncio | | rádio | | | | | | rutherfordio | | dúbnio | | seabórgio | | bohrio | | hássio | | meitnério | | dalmsádio | | roentgênio | | copernício | | nihônio | | fleróvio | | moscóvio | | livermório | | tennesso | | oganessonóio | | |

Lantanídeos (57 a 71)

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------|--------|-------|--------|-------------|--------|----------|--------|----------|-----------|----------|--------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|--------|------------|--------|-----------|--------|--------|--------|------------|--------|---------|--------|-----------|--------|
| 57 | La | 58 | Ce | 59 | Pr | 60 | Nd | 61 | Pm | 62 | Sm | 63 | Eu | 64 | Gd | 65 | Tb | 66 | Dy | 67 | Ho | 68 | Er | 69 | Tm | 70 | Yb | 71 | Lu |
| lantanio | 138,91 | cério | 140,12 | praseodímio | 140,91 | neodímio | 144,24 | promécio | 150,36(2) | samaríio | 151,96 | europlio | 157,25(3) | gadolínio | 157,25(3) | terbio | 158,93 | disprósio | 162,50 | olímio | 164,93 | érbio | 167,26 | itúlio | 168,93 | ítrio | 173,05 | lutécio | 174,97 |
| 89 | Ac | 90 | Th | 91 | Pa | 92 | U | 93 | Np | 94 | Pu | 95 | Am | 96 | Cm | 97 | Bk | 98 | Cf | 99 | Es | 100 | Fm | 101 | Md | 102 | No | 103 | Lr |
| actínio | | tório | 232,04 | protactínio | 231,04 | urânio | 238,03 | neptunio | 237,04 | plutónio | | américio | | curto | | berquílio | | californio | | einsténio | | férmio | | mendelévio | | nobelio | | lawrencio | |

Actinídeos (89 a 103)

Metals

Não-metals

Não-metais (gases nobres)

| | | |
|-----------|-------|------------------|
| 3 | _____ | número atômico |
| Li | _____ | símbolo químico |
| lítio | _____ | nome |
| 6,94 | _____ | peso atômico (u) |

Figura 4.1: Tabela periódica dos elementos.

lá na plataforma

Acesse a plataforma para encontrar um link para uma tabela periódica interativa. Você ainda encontrará sugestões de aplicativos para seu celular que possuem a tabela periódica, que poderá ser consultada durante seus estudos.

Entendendo a tabela periódica

períodos

Linhas horizontais da tabela periódica, que são em número de sete.

grupos ou famílias

Linhas verticais da tabela periódica, que são em número de dezoito.

Na classificação periódica atual, os elementos estão organizados em ordem crescente de seus números atômicos. Ela é organizada em **períodos** e **grupos ou famílias**.

lá na plataforma

Nossa tabela fez 150! Acesse a plataforma e leia a matéria sobre o sesquicentenário da tabela de Mendeleiev.

Se procurarmos uma semelhança entre os átomos dos elementos pertencentes ao mesmo período, veremos que possuem o mesmo número de camadas eletrônicas. Assim, podemos afirmar que os elementos que se encontram no 2º período possuem 2 camadas (K e L), e os que estão no 5º período têm 5 níveis eletrônicos (K, L, M, N e O).

Vejam os exemplos:

2º período:

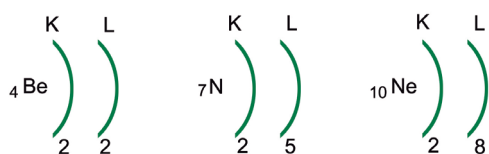


Figura 4.2: Distribuição eletrônica do berílio, nitrogênio e neônio.

3º período:

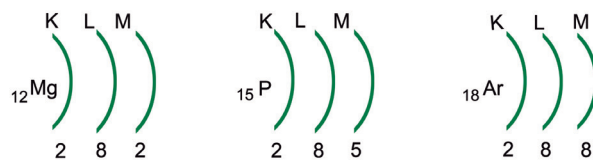


Figura 4.3: Distribuição eletrônica do magnésio, fósforo e argônio.

Nas linhas verticais, encontramos os elementos com propriedades físicas e químicas semelhantes. A tabela periódica se apresenta dividida em grupos que recebem a numeração de 1 a 18 ou a denominação A, B e 0 (zero).

Os elementos que se encontram nos grupos A são chamados *elementos representativos*, e o número do grupo é igual ao número de elétrons na última camada (somente dos grupos A).

Vamos dar uma olhadinha nos exemplos já trabalhados.

O berílio e o magnésio estão no Grupo II A e apresentam 2 elétrons na sua última camada:

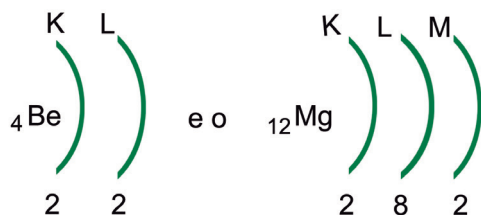


Figura 4.4: Distribuição eletrônica do berílio e magnésio.

O nitrogênio e o fósforo, com os seus 5 elétrons na última camada, são encontrados no Grupo V A.

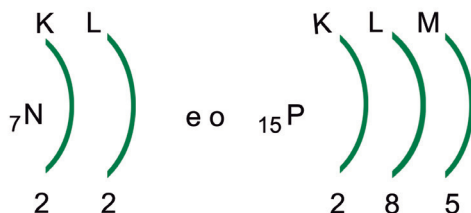


Figura 4.5: Distribuição eletrônica do nitrogênio e fósforo.

A tabela periódica nos permite, por meio de suas regularidades, afirmar, mesmo sem o apoio da distribuição eletrônica, que todos os elementos pertencentes ao:

- grupo 1 ou I A possuem 1 elétron na última camada;

- grupo 2 ou II A possuem 2 elétrons na última camada;
- grupo 13 ou III A possuem 3 elétrons na última camada;
- grupo 14 ou IV A possuem 4 elétrons na última camada;
- grupo 15 ou V A possuem 5 elétrons na última camada;
- grupo 16 ou VI A possuem 6 elétrons na última camada;
- grupo 17 ou VII A possuem 7 elétrons na última camada;
- grupo 18 ou 0 (Zero) possuem 8 elétrons na última camada (com exceção do hélio, que possui 2 elétrons).

Além da numeração, as linhas verticais recebem nomes que são conhecidos pelo primeiro elemento da família. Como exemplo, pode-se tomar o grupo 13 ou III A, que corresponde à família do boro. Entretanto, existem algumas famílias que, por suas propriedades, receberam nomes especiais

- grupo 1 ou I A - família dos metais alcalinos (exceto o hidrogênio);
- grupo 2 ou II A - família dos metais alcalinos terrosos;
- grupo 16 ou VI A - família dos calcogênios;
- grupo 17 ou VII A - família dos halogênios;
- grupo 18 ou 0 (zero) - família dos gases nobres.

Os metais que se encontram no grupo B da tabela periódica são conhecidos como *elementos de transição*. Podemos exemplificar com o ferro (Fe), o ouro (Au) e o zinco (Zn).

// atenção

Os elementos de um mesmo grupo ou família apresentam propriedades físicas e químicas semelhantes.

Atividade

Para você ter certeza de que entendeu tudo, faça as atividades a seguir. Anote as respostas em seu caderno.

1. Com o auxílio da tabela periódica, preencha o quadro abaixo.

| Nome do elemento | Símbolo | Número atômico | Período | Grupo ou família |
|------------------|---------|----------------|---------|------------------------|
| sódio | | | | |
| | C | | | |
| | | 8 | | |
| | | | 6º | grupo 2 ou II A |
| | | 35 | | família dos halogênios |
| enxofre | | | | |
| | N | | | |

2. Indique o número de elétrons encontrados na última camada de cada elemento do exercício anterior (apenas consulte a tabela periódica, sem fazer a distribuição eletrônica).
3. Escreva o símbolo de todos os elementos e o número de elétrons da última camada:
 - a) da família dos metais alcalinos terrosos;
 - b) da família dos calcogênios;
 - c) da família dos gases nobres;
 - d) da família do boro.

lá na plataforma

Acesse a plataforma e leia um texto que selecionamos para você sobre a descoberta e a criação de novos elementos. É importante sabermos como os conhecimentos chegaram até nós.

Metais, ametais, hidrogênio e gases nobres

A tabela periódica também pode ter seus elementos agrupados, considerando algumas propriedades de suas respectivas substâncias simples (são formadas por átomos de um único elemento químico), conforme podemos observar na **Figura 4.6**.

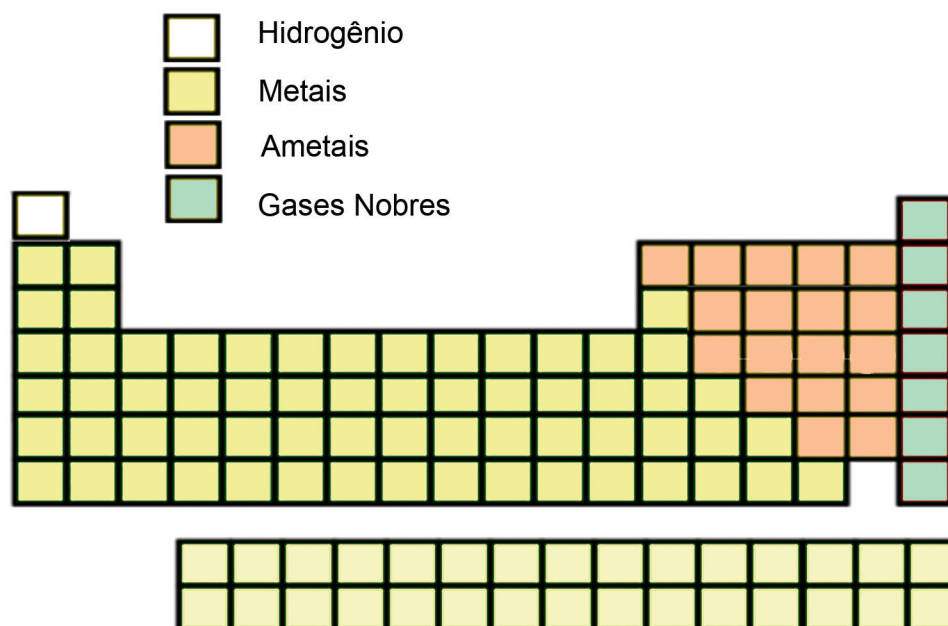


Figura 4.6: Localização de metais, ametais, hidrogênio e gases nobres na tabela periódica.

Vejamos algumas características a seguir.

Metais

- Encontram-se no estado sólido à temperatura ambiente, com exceção do mercúrio, que é líquido.
- Apresentam alta condutibilidade elétrica e térmica.
- São dúcteis, ou seja, são facilmente transformados em fios.
- São maleáveis, pois podem formar lâminas.
- Possuem brilho característico.
- Formam cátions com facilidade.

lá na plataforma

Acesse a plataforma e assista a um vídeo sobre “Os 10 metais mais preciosos do mundo”.

Ametais ou não metais

- São apenas 11 elementos que, nas condições ambientais, podem ser encontrados nos estados físicos:
 - sólido – carbono, fósforo, enxofre, selênio, iodo;
 - líquido – bromo;
 - gasoso – nitrogênio, oxigênio, flúor e cloro.
- Não são dúcteis e nem maleáveis.
- São geralmente opacos.
- São maus condutores de calor e eletricidade.
- Formam ânions com facilidade.

Gases nobres

- Como o nome indica, são todos gases em temperatura ambiente e, praticamente, não se ligam a outros elementos.

Hidrogênio

- Não pertence a nenhuma família especificamente por apresentar um comportamento bem distinto de todos os outros elementos.
- Tem uma grande capacidade de se combinar com metais e não metais.
- Nas condições do ambiente, é um gás explosivo (H_2).

lá na plataforma

Você encontrará, lá na plataforma, um mapa com a distribuição dos minérios pelo Brasil. Você sabia que o nosso país é rico em minérios?

Propriedades periódicas

Como já vimos, a organização dos elementos na tabela foi determinada pelas propriedades que se repetiam ao longo de um período. Por esse motivo, elas são chamadas *propriedades periódicas*.

No nosso estudo, precisaremos focar o raio atômico, que indica o tamanho do átomo, a energia de ionização, que indica a capacidade de os átomos formarem íons, e a eletronegatividade, que nos permite prever qual dos átomos tem maior ou menor capacidade de atrair elétrons no estabelecimento da ligação química.

Raio atômico

Raio atômico (r) é a metade da distância (d) entre dois núcleos de átomos do mesmo elemento.

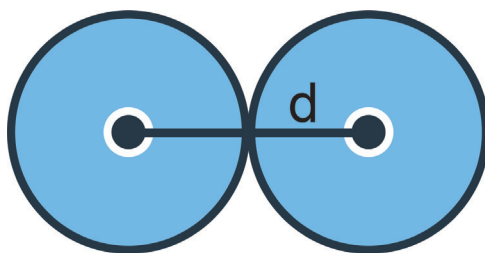


Figura 4.7: Raio atômico.

Na Unidade 2, vimos que o núcleo do átomo é muito pequeno (cerca de 10.000 a 100.000 vezes menor que o próprio átomo). Porém, é a região que, praticamente, determina a massa do átomo, porque contém as partículas de maior massa. O tamanho do átomo vai depender da eletrosfera. Dessa forma, o tamanho do raio atômico é, praticamente, determinado pela eletrosfera. Sendo assim, fica fácil percebermos que, quanto maior for o número de camadas eletrônicas na eletrosfera do átomo, maior será seu raio e maior o seu tamanho.

Recorrendo à tabela periódica e comparando os elementos:

- de uma mesma família (linha vertical):

Os raios atômicos aumentam de cima para baixo, porque aumenta o número de camadas eletrônicas (níveis). Na **Figura 4.8**, podemos ver um exemplo entre a família dos gases nobres:

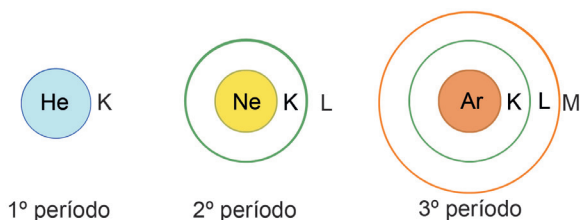


Figura 4.8: Variação do raio atômico no grupo.

- de um mesmo período (linha horizontal):

Raios atômicos aumentam da direita para a esquerda. Os átomos de diferentes elementos químicos apresentam o mesmo número de níveis eletrônicos. Porém, um aumento de cargas positivas no núcleo (os prótons) faz com que o poder de atração núcleo - eletrosfera aumente e, conseqüentemente, o raio diminua. Na **Figura 4.9**, podemos ver o exemplo entre o sódio (Na) e o argônio (Ar), que se encontram no 3º período.

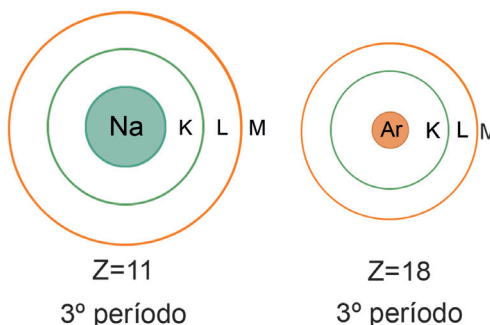


Figura 4.9: Variação do raio atômico no período.

Observando a **Figura 4.9**, é possível ver que o sódio (Na) tem um raio maior que o argônio (Ar). Podemos explicar esse fato pela menor carga nuclear do sódio em relação ao argônio, já que ambos têm a eletrosfera formada por três níveis eletrônicos. O sódio possui 11 prótons, e o argônio, 18. Assim, o poder de atração núcleo-eletrosfera do sódio é menor e, conseqüentemente, seu raio é maior.

Podemos assim fazer uma generalização do modo como o raio atômico varia ao longo da tabela periódica.

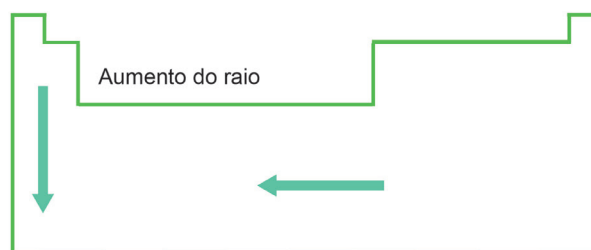


Figura 4.10: Generalização da variação do raio atômico.

Atividade

Agora vamos resolver alguns exercícios que envolvem raio atômico. Lembre-se de que todas as resoluções das atividades estão no final da Unidade. Mãos à obra! Anote as respostas em seu caderno.

4. A crosta terrestre é composta principalmente por sais e óxidos. Nesses compostos, alguns dos metais mais abundantes são: Na, Mg, Al, K e Ca. Utilizando a tabela periódica, qual desses metais apresenta maior raio atômico?

5. Considere as seguintes distribuições dos elétrons pelas camadas eletrônicas do lítio, nitrogênio e magnésio.

$$\text{Li} = 2 - 1$$

$$\text{N} = 2 - 5$$

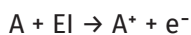
$$\text{Mg} = 2 - 8 - 2$$

Coloque esses elementos em ordem crescente de raio atômico.

Energia de ionização (EI)

Energia de ionização, denominada por vezes como *potencial de ionização* (P.I.), é a energia necessária para retirar um elétron do átomo individual no seu estado gasoso.

Como já vimos, quando é retirado um elétron de um átomo, é formado um íon carregado positivamente, ou seja, um cátion. Esse processo requer uma determinada quantidade de energia, a que chamamos *energia de ionização*. Se utilizarmos uma linguagem química, temos:



em que

A = representa um átomo

EI = energia de ionização

A⁺ = cátion do átomo A

e⁻ = elétron retirado do átomo A

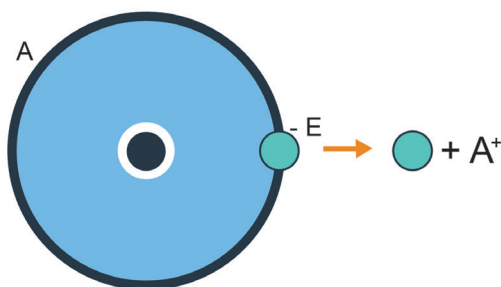


Figura 4.11: Representação da perda de um elétron por um átomo.

É preciso utilizar muita energia para retirar os elétrons que estão fortemente atraídos pelo núcleo do átomo, mas é necessária pouca energia se eles estão fracamente atraídos. Sendo assim, podemos relacionar a energia de ionização com o raio do átomo e, de forma simplificada, dizer que quanto menor o raio do átomo, maior a energia de ionização. Isso significa que quanto mais próximos os elétrons estão do núcleo, ou seja, quanto menor é o raio, maior é a força de atração sobre ele, o que exige mais energia para arrancá-los.

picômetro (pm)

Uma das subdivisões do metro, usado para medição de objetos muito pequenos, principalmente para dimensões atômicas.
 $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ metros}$.
 Olhe como esse número é pequeno $1 \text{ pm} = 0,000000000001 \text{ metro}$.

quilojoule por mol ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Unidade de energia. Talvez essa unidade seja estranha para você nesse momento, mas iremos compreender melhor no decorrer do nosso curso.

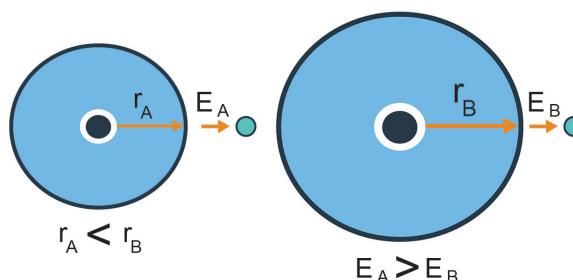


Figura 4.12: Comparação dos raios e das energias de ionização dos átomos genéricos A e B.

Analisando a **Tabela 4.1**, que apresenta os valores de raios atômicos (r_a em **picômetro**) e das primeiras energias de ionização (EI em **quilojoule por mol**) dos metais alcalinos e dos gases nobres, podemos compreender melhor as afirmações anteriores.

| Período | Elementos da família dos metais alcalinos | r_a (pm) | EI (kJ/mol) | Elementos da família dos gases nobres | r_a (pm) | EI (kJ/mol) |
|---------|---|------------|-------------|---------------------------------------|------------|-------------|
| 2º | Li | 167 | 520 | Ne | 38 | 2080 |
| 3º | Na | 190 | 496 | Ar | 71 | 1521 |
| 4º | K | 243 | 419 | Kr | 88 | 1351 |
| 5º | Rb | 265 | 403 | Xe | 108 | 1170 |
| 6º | Cs | 298 | 376 | Rn | 120 | 1037 |

A partir do que foi exposto e considerando a posição dos elementos na tabela periódica, faremos as seguintes generalizações:

- no período, o raio atômico diminui da esquerda para a direita, indicando um aumento da atração do núcleo pelos elétrons e, consequentemente, o aumento da energia de ionização.
- no grupo, o raio atômico diminui de baixo para cima, indicando um aumento da atração do núcleo pelos elétrons e, consequentemente, o aumento da energia de ionização.

Podemos assim fazer uma generalização do modo como a energia de ionização varia ao longo da tabela periódica (**Figura 4.13**).

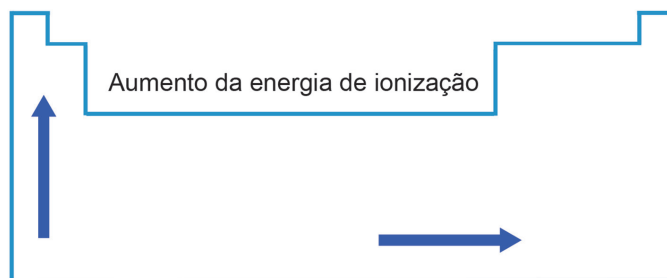


Figura 4.13: Generalização da variação da energia de ionização.

Atividade

6. Dê o nome do elemento pertencente ao 5º período da classificação periódica que apresenta o menor valor de energia de ionização.

Eletronegatividade

Eletronegatividade é a tendência que o átomo possui de atrair elétrons numa ligação química. É bem fácil prevermos a eletronegatividade dos átomos se soubermos os tamanhos dos seus raios. Vamos seguir esta linha de raciocínio: quanto menor o raio atômico do átomo, menor a distância entre o núcleo e os elétrons e, dessa forma, maior o poder de atração núcleo-eletronsfera. Consequentemente, maior é sua eletronegatividade. Quanto maior o raio, maior é a distância entre o núcleo e os elétrons e, dessa forma, menor o poder de atração núcleo-eletronsfera. Consequentemente, menor é sua eletronegatividade. Logo, a eletronegatividade varia de forma inversamente proporcional (oposta) ao raio atômico.

Podemos observar na **Figura 4.14** que o átomo A possui um raio menor que o átomo B. Dessa forma, o núcleo do átomo A tem um poder de atração maior do que o de B. Podemos concluir que a eletronegatividade de A é maior do que a de B.

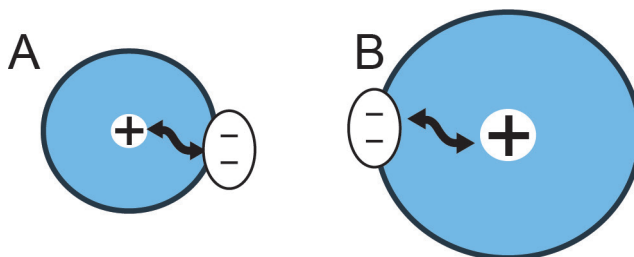


Figura 4.14: Comparação dos raios atômicos e eletronegatividades.

Linus Pauling propôs uma escala de eletronegatividade, na qual atribuiu o valor 4,0 para o flúor (F), que é o átomo de maior eletronegatividade. Os valores dos outros átomos foram então determinados por comparação. Esses valores são encontrados na tabela da **Figura 4.15**.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|-------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|-----------------|------------------|-----------|
| H 2,2 | | | | | | | | | | | | | | | | | He | | | | |
| Li 1,0 | Be 1,5 | | | | | | | | | | | | | | | B 2,0 | C 2,5 | N 3,0 | O 3,5 | F 4,0 | Ne |
| Na 0,9 | Mg 1,2 | | | | | | | | | | | | | | | Al 1,5 | Si 1,8 | P 2,1 | S 2,5 | Cl 3,0 | Ar |
| K 0,9 | Ca 1,0 | Sc 1,3 | Ti 1,5 | V 1,5 | Cr 1,6 | Mn 1,6 | Fe 1,7 | Co 1,7 | Ni 1,8 | Cu 1,8 | Zn 1,6 | Ga 1,7 | Ge 1,9 | As 2,1 | Se 2,4 | Br 2,8 | Kr | | | | |
| Rb 0,8 | Sr 1,0 | Y 1,2 | Zr 1,3 | Nb 1,5 | Mo 1,6 | Tc 1,7 | Ru 1,8 | Rh 1,8 | Pd 1,8 | Ag 1,9 | Cd 1,7 | In 1,7 | Sn 1,8 | Sb 1,9 | Te 2,1 | I 2,5 | Xe | | | | |
| Cs 0,8 | Ba 1,0 | Lu 1,2 | Hf 1,3 | Ta 1,4 | W 1,5 | Re 1,7 | Os 1,9 | Ir 1,9 | Pt 2,2 | Au 1,9 | Hg 1,7 | Tl 1,8 | Pb 1,7 | Bi 1,8 | Po 1,9 | At 2,1 | Rn | | | | |
| Fr 0,8 | Ra 1,0 | Lr 1,2 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| símbolo eletronegatividade | | | La 1,1 | Ce 1,1 | Pr 1,1 | Nd 1,2 | Pm 1,2 | Sm 1,2 | Eu 1,2 | Gd 1,1 | Tb 1,2 | Dy 1,2 | Ho 1,2 | Er 1,2 | Tm 1,2 | Yb 1,1 | | | | | |
| | | | Ac 1,1 | Th 1,3 | Pa 1,5 | U 1,7 | Np 1,3 | Pu 1,3 | Am 1,3 | Cm 1,3 | Bk 1,3 | Cf 1,3 | Es 1,3 | Fm 1,3 | Md 1,3 | No 1,3 | | | | | |

Figura 4.15: Escala de eletronegatividade segundo Linus Pauling.

Os gases nobres não têm valores de eletronegatividade, porque não apresentam tendência em atrair elétrons, já que são estáveis.

A partir do que vimos até o momento e analisando a tabela da **Figura 4.15**, podemos fazer uma generalização do modo como a eletronegatividade varia ao longo da tabela periódica (**Figura 4.16**).

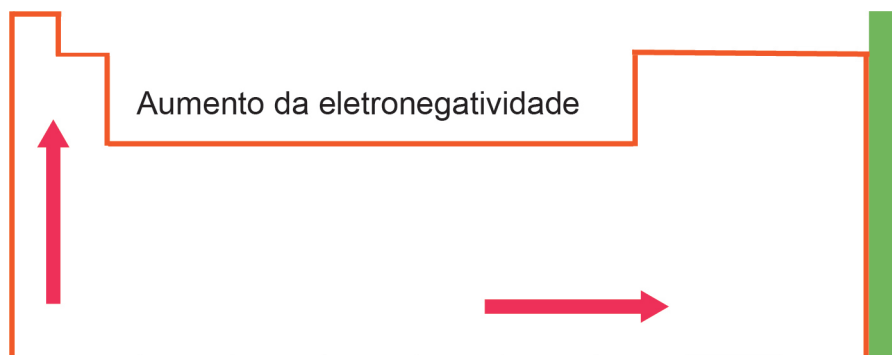


Figura 4.16: Generalização da variação da eletronegatividade (sem considerar os gases nobres).

Atividade

7. Imagine uma situação em que átomos de bromo, magnésio, ferro e oxigênio tenham que disputar entre si elétrons disponíveis num meio. Qual desses elementos sairia vencedor nessa disputa?

lá na plataforma

Acesse a plataforma e conheça um aplicativo de jogo para você baixar no seu celular, que utiliza e reforça seu conhecimento de tabela periódica. Divirta-se!

Resumo

Nesta unidade, você estudou que:

- Na tabela periódica, os elementos estão organizados em ordem crescente de número atômico.
- As linhas horizontais da tabela periódica são chamadas de *períodos*, e as verticais, de *grupos* ou *famílias*.
- Nos grupos, encontramos os elementos com propriedades químicas e físicas semelhantes.
- No caso dos elementos representativos que formam o grupo A, o número do grupo é igual ao número de elétrons na última camada.
- A última camada da eletrosfera de um átomo é conhecida como sua *camada de valência*.
- Os metais, os ametais, o hidrogênio e os gases nobres apresentam características peculiares. O *raio atômico* é a metade da distância entre dois núcleos de átomos do mesmo elemento.
- A *energia de ionização* é a energia necessária para arrancar elétrons de um átomo.
- O raio atômico e a energia de ionização variam na tabela periódica e existe uma forma como essa variação ocorre.
- A *eletronegatividade* é a tendência que o átomo possui de atrair elétrons numa ligação química e a escala de Linus Pauling pode ser utilizada para avaliar essa propriedade.

Atividade

Frequentemente, tem-se recorrido à exumação de ossadas para investigação policial e arqueológica. Os ossos que restaram após um longo período de sepultamento resistiram à ação do tempo por serem constituídos, principalmente, por um tipo de fosfato de cálcio, muito estável, de fórmula $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. Consultando a tabela periódica:

- a) escreva o nome de um elemento que, por ter propriedades químicas semelhantes à do cálcio, poderia substituí-lo na fórmula desse composto e, conseqüentemente, alteraria a estrutura química dos ossos.
- b) indique o símbolo do elemento mais eletronegativo da família do fósforo.
- c) quantos elétrons há no nível de valência do calcogênio apresentado na fórmula?
- d) quantos não metais aparecem na fórmula do fosfato de cálcio apresentada?
- e) qual dos elementos apresentados na fórmula desse fosfato de cálcio apresenta maior raio atômico?

Resposta comentada

- a) Os elementos da mesma família (linhas verticais) apresentam propriedades químicas semelhantes, logo, você poderia escolher qualquer elemento da família dos metais alcalinos terrosos (Grupo 2 ou IIA):
 - b) berílio, magnésio, estrôncio, bário ou rádio.
 - c) A família do fósforo é o grupo 15 ou VA. O nitrogênio (N) é o elemento de maior eletro-negatividade.
 - d) O calcogênio é o oxigênio e, por estar no grupo VIA (grupo 16), apresenta 6 elétrons na camada ou nível de valência.
 - e) Observando a tabela periódica, sabemos que os não metais estão à direita, logo, os não metais da fórmula são fósforo (P) e oxigênio (O).
 - f) Sabendo que podemos comparar, de maneira genérica, o raio dos átomos segundo a sua localização na tabela periódica e quanto mais para a esquerda e para baixo maior o raio, podemos afirmar que o cálcio apresenta maior raio.
-

Respostas comentadas da unidade

1.

| Nome do elemento | Símbolo | Número atômico | Período | Grupo ou família |
|------------------|---------|----------------|---------|------------------------------|
| sódio | Na | 11 | 3º | 1 (IA) metais alcalinos |
| carbono | C | 6 | 2º | 14 (IVA) família do carbono |
| oxigênio | O | 8 | 2º | 16 (VIA) calcogênios |
| bário | Ba | 56 | 6º | Grupo 2 ou II A |
| bromo | Br | 35 | 4º | família dos halogênios |
| enxofre | S | 16 | 3º | 16(VIA) calcogênios |
| nitrogênio | N | 7 | 2º | 15(VA) família do nitrogênio |

2. São elementos representativos. O número de elétrons corresponde ao número do grupo precedido da letra A.

sódio → 1 e⁻

carbono → 4 e⁻

oxigênio → 6 e⁻

bário → 2 e⁻

bromo → 7 e⁻

enxofre → 6 e⁻

nitrogênio → 5 e⁻.

3.

a) da família dos metais alcalinos terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra. Todos com 2 elétrons na última camada.

b) da família dos calcogênios: O, S, Se, Te e Po. Todos com 6 elétrons na última camada.

c) da família dos gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn. Todos com 8 elétrons na última camada, com exceção do He, que tem 2 elétrons na primeira e única camada.

d) da família do boro: B, Al, Ga, In e Tl. Todos com 3 elétrons na última camada.

4. O de maior raio deve apresentar maior número de níveis eletrônicos, ou seja, maior período na tabela periódica e menor número atômico.

Na (sódio Z = 11): 3º período;

Mg (magnésio $Z = 12$): 3º período;

Al (alumínio $Z = 13$): 3º período;

K (potássio $Z = 19$): 4º período;

Ca (cálcio $Z = 20$): 4º período.

Resposta: Potássio (K).

5. O de menor raio deve apresentar menor número de níveis eletrônicos e maior número atômico. Logo, o de menor raio é o N, seguido pelo Li e pelo Mg, que apresenta o maior raio.



6. Num período da tabela periódica, o elemento mais à esquerda apresenta menor energia de ionização, logo, o elemento em questão deve ser um metal alcalino (grupo 1) do 5º período.

Resposta: Rubídio (Rb).

7. Essa situação nos remete ao conceito de eletronegatividade, que é a tendência que o átomo possui de atrair elétrons. Consultando a escala de Pauling (**Figura 4.15**), o vencedor dessa disputa seria facilmente o oxigênio. Veremos futuramente que esse elemento tem papel importante na nossa vida justamente pela sua capacidade de atrair elétrons, perdendo nessa disputa apenas para o flúor.

Ligações químicas: arranjando uniões

05

metas

Apresentar os tipos principais de ligações entre os átomos e íons para formar tudo aquilo que conhecemos, prever as propriedades das substâncias a partir do tipo de ligação, além de desvendar um pouco a lógica da formação da infinidade de substâncias que compõem o nosso planeta.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- reconhecer que as ligações químicas se estabelecem pela união entre os átomos por meio da interação dos elétrons da camada de valência;
- prever o tipo de ligação formada pela distribuição eletrônica dos átomos e por suas posições na tabela periódica;
- explicar as ligações iônicas e covalentes pela teoria do octeto;
- identificar as interações intermoleculares;
- prever as propriedades de algumas substâncias.

Introdução

A união entre os átomos é chamada *ligação química*. As propriedades dos compostos dependem enormemente do tipo de ligação que mantém os seus átomos juntos. Como assim? Por exemplo: a forte ligação entre o fósforo e o cálcio, para formar o fosfato de cálcio, faz desse composto algo tão duro e resistente que o torna capaz de formar os ossos. Como ocorrem essas ligações? Por que os átomos se unem? Vamos, ao longo desta unidade, responder a essas questões.

Regra do octeto

Os gases nobres são muito estáveis, ou seja, não reagem entre si e muitíssimo raramente com outros elementos. Esses átomos são monoatômicos, isto é, são formados por átomos isolados: hélio (He); neônio (Ne); argônio (Ar); criptônio (Kr); xenônio (Xe) e radônio (Rn). O oxigênio, por exemplo, não existe espontaneamente, como o átomo O, mas sim como O₂, ou seja, dois átomos de oxigênio que formam uma molécula.

Mas o que torna os gases nobres tão estáveis? E por que o oxigênio “precisa” se combinar com outro oxigênio? Se observarmos a sua distribuição eletrônica, veremos que os gases nobres possuem oito elétrons na última camada, com exceção do hélio, que tem apenas dois. A atração entre o núcleo do átomo e os oito elétrons na última camada é máxima, o que faz com que o átomo exista “em plena harmonia”.

Poderíamos dizer que essa seria uma configuração perfeita. Sendo assim, os demais átomos que não possuem tal distribuição de elétrons na última camada buscam essa condição. É como se fosse “o sonho de consumo” de todos os átomos: ter oito elétrons na última camada, o que os tornaria mais estáveis, como os gases nobres. Essa é a *regra do octeto*!

Exemplos:

MAGNÉSIO (Mg – grupo II A ou 2)

O magnésio apresenta distribuição eletrônica $K = 2e^-$ $L = 8e^-$ $M = 2e^-$. Logo, se ele perder seus dois elétrons de valência (elétrons da última camada), ficará com 8 na camada L que agora passará a ser a última, atingindo assim sua estabilidade.

Podemos então generalizar, dizendo que todos os elementos da família dos alcalinos terrosos (grupo II A ou 2) tendem a perder dois elétrons, formando cátions com facilidade.

BROMO (Br – grupo VII A ou 17)

O bromo apresenta distribuição eletrônica $K = 2e^-$ $L = 8e^-$ $M = 18e^-$ $N = 7e^-$. Logo, ele precisa apenas ganhar um elétron para adquirir estabilidade. Generalizando, todos os halogênios (grupo VII A ou 17) tendem a ganhar um elétron.

Para o nosso próximo estudo de ligações, precisamos ter em mente que:

- metais alcalinos (I A ou 1) tendem a perder $1e^-$;
- metais alcalinos terrosos (II A ou 2) tendem a perder $2e^-$;
- o alumínio (III A ou 13) tende a perder $3e^-$;
- halogênios (VII A ou 17) tendem a ganhar $1e^-$;
- calcogênios (VI A ou 16) tendem a ganhar $2e^-$;
- o nitrogênio (V A ou 15) tende a ganhar $3e^-$.

Devemos lembrar que o hélio, um gás nobre, tem uma única camada com apenas 2 elétrons, sendo muito estável. Logo, para alguns elementos de número atômico pequeno, como o hidrogênio e o lítio, a estabilidade é atingida não com 8 elétrons, mas apenas com 2 na sua primeira camada eletrônica.

Essa regra que iremos utilizar nos ajuda a ter uma noção do comportamento de alguns elementos. Sabemos que a natureza é muito complexa e que muitos elementos apresentam comportamentos estranhos a essa regra, mas, para o nosso objetivo aqui, vamos nos deter nos elementos que obedecem à regra do octeto.

Dessa forma, os átomos fazem ligações químicas uns com os outros, visando, com isso, chegar a essa situação ideal em que eles apresentariam uma distribuição de elétrons nas camadas, semelhante à de um gás nobre.

Ligação iônica

Uma ligação iônica resulta da atração eletrostática entre íons com cargas opostas.

Vamos analisar o caso do *cloreto de sódio* (NaCl), o sal de cozinha. A ligação iônica acontece em três etapas:

1. os átomos de sódio perdem um elétron (Na^{1+});
2. os átomos de cloro ganham elétrons (Cl^{1-});
3. os íons resultantes agrupam-se, formando um cristal.

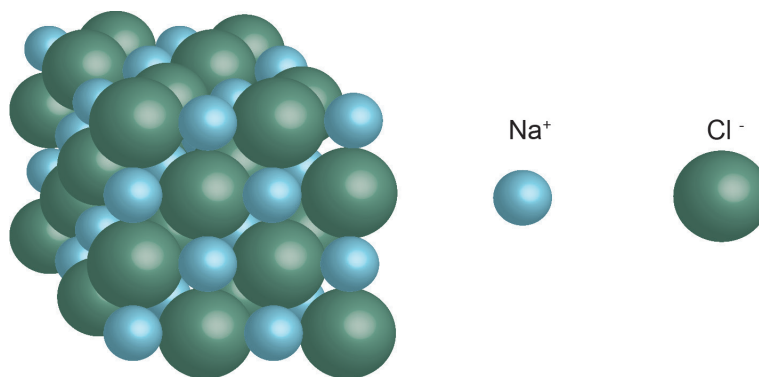


Figura 5.1: Cristal de NaCl.

Vamos entender agora como o cristal de sal de cozinha se forma.

Os átomos de metais tendem a perder elétrons, ao passo que os ametais tendem a receber elétrons. Podemos perceber que, na formação do NaCl também está implícita a regra do octeto. Vejamos: o cloro (grupo VII A ou 17 da tabela periódica) possui sete elétrons na sua última camada eletrônica. Precisa, portanto, de apenas mais um elétron para completar os oito necessários. O sódio (grupo I A ou 1 da tabela periódica), por sua vez, apresenta 1 elétron na última camada, formando o par perfeito. O Na, sem seu elétron, transforma-se em Na^+ , e o Cl com seu novo elétron, transforma-se em Cl^- . Como as cargas têm sinais contrários, elas se atraem, formando Na^+Cl^- . O íon positivo é chamado *cátion* e o negativo, *ânion*.

Não podemos deixar de mencionar que o sódio sozinho apresenta algumas características particulares como, por exemplo, ter aparência metálica. Já o cloro é um gás esverdeado. Embora ambos, isoladamente, sejam altamente tóxicos, o NaCl, o sal de cozinha, é um alimento não tóxico, que faz parte de nossa alimentação.

lá na plataforma

Assista ao vídeo lá na plataforma e visualize melhor a formação dessa ligação iônica.

Vamos observar outro composto iônico: CaF_2 (*fluoreto de cálcio*)

Ca (grupo II A ou 2) tende a perder 2 e^- , formando o íon Ca^{2+} . O F (grupo VII A ou 17) tende a ganhar 1 e^- , formando o íon F^{1-} .

Observe o esquema a seguir:

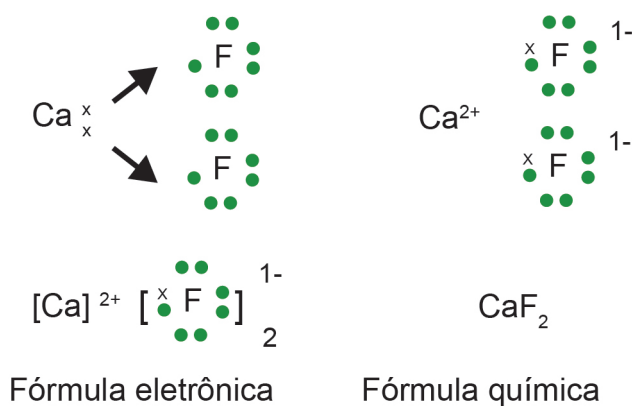


Figura 5.2: Formação das ligações no fluoreto de cálcio.

Veja que a carga total do íon cálcio ($2+$) é igual à carga total dos íons flúor ($-1 \times 2 = -2$). Isso sempre deverá ocorrer, pois todo composto formado é eletricamente neutro.

Os íons se unem devido às forças eletrostáticas. Essa interação é muito forte, por isso os compostos iônicos se encontram no estado sólido, à temperatura ambiente, e apresentam elevados pontos de fusão e ebulição.

// atenção

A ligação iônica ocorre entre elementos de baixa eletronegatividade (metais) com outros de alta eletronegatividade (não metais).

Para melhor compreendermos esse tipo de ligação, vejamos o seguinte exemplo. Como deverá ser a fórmula química do composto formado por potássio (K) e oxigênio (O)?

Primeiramente, deveremos recorrer à tabela periódica. O potássio encontra-se no grupo I A, logo tende a perder $1e^-$, formando o íon $[K]^+$. O oxigênio, por se encontrar no grupo VI A, deverá ganhar $2e^-$, formando assim o íon $[O]^{2-}$. Podemos então observar que são necessários 2 íons K^+ para neutralizar um íon O^{2-} . Assim sendo, a fórmula desse composto será K_2O (escreve-se em primeiro lugar o elemento que forma cátion e, em seguida, o elemento que forma ânion).

Atividade

1. Qual a fórmula provável para o composto iônico formado pelos elementos (anote as respostas em seu caderno):

- lítio e cloro?
- magnésio e flúor?
- potássio e nitrogênio?

lá na plataforma

Lá na plataforma há um vídeo que ajudará você a fazer uma boa revisão sobre ligação iônica. Vá lá conferir!

Ligação covalente

Na ligação iônica, um dos átomos cede seu elétron para outro átomo e ambos ficam com oito elétrons na última camada eletrônica. Assim, um dos átomos é o “doador” do elétron e, por isso, fica com carga positiva; o outro átomo, o “receptor” do elétron, fica com carga negativa.

Vamos pensar o seguinte: o que acontece, por exemplo, quando temos o oxigênio e o hidrogênio na formação da água (H_2O)? O oxigênio tem seis elétrons na última camada e o hidrogênio apenas um elétron. Se dois hidrogênios cedessem elétrons para o oxigênio, de fato, ele ficaria com oito elétrons na última camada e a regra do octeto teria sido respeitada. Mas e os pobres hidrogênios? Ficariam com zero elétrons? É claro que isso não é possível. Nesse caso, não se forma ligação iônica, mas sim uma ligação covalente, em que os elétrons são *compartilhados*. Isso significa que os elétrons em jogo não são nem de um dos átomos envolvidos na ligação, nem do outro, mas de ambos. Coisas de irmão...

Vamos, então, rever como poderia se formar a água (H_2O):

- O oxigênio, com seus seis elétrons na última camada, precisaria de mais dois para formar o octeto. O hidrogênio também pode receber mais um elétron, de modo a formar o dueto (esse é o máximo de elétrons que o hidrogênio comporta).
- Cada hidrogênio “empresta” o seu elétron para o oxigênio ($6 + 2 = 8$), e o oxigênio “empresta” dois elétrons ($1 + 1 = 2$), um para cada hidrogênio (**Figura 5.3**).

Compartilhando os elétrons, todos ficam satisfeitos: o oxigênio com seus oito, e cada hidrogênio com dois. Ao compartilhar esses elétrons, os átomos permanecem juntos, sendo estabelecida, portanto, a *ligação covalente*.

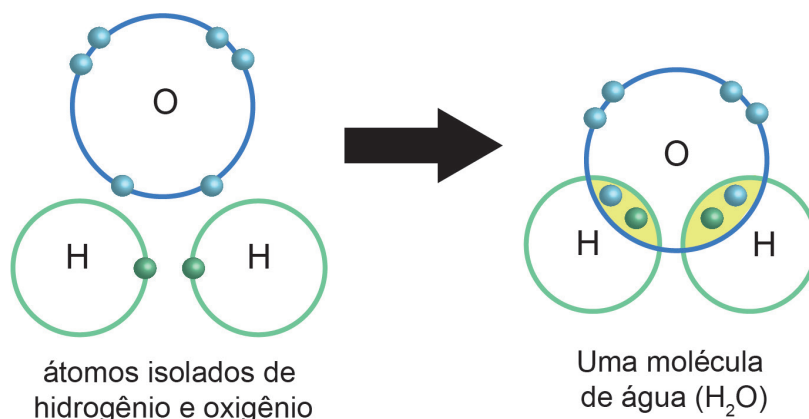


Figura 5.3: Esquema da formação da ligação covalente na molécula de água.

lá na plataforma

Quer mais informações sobre como se forma a ligação covalente? Vá lá na plataforma e assista ao vídeo!

Nesse tipo de ligação, nenhum átomo ganha ou perde elétrons. Os átomos os compartilham. A ligação covalente ocorre entre elementos de alta eletronegatividade que tendem a ganhar elétrons.

Elementos, como hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, flúor, cloro, bromo e iodo (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) existem como moléculas formadas por dois átomos (diatômicas). Nesses casos, os dois átomos envolvidos são unidos pela ligação covalente.

Na união do H com o Cl para formar o HCl (ácido clorídrico), o único elétron do hidrogênio (H) é compartilhado com o cloro (Cl), que apresenta sete elétrons na última camada. Este, por sua vez, compartilha um elétron com o hidrogênio, que fica, então, com dois elétrons. Do compartilhamento desse par de elétrons, resulta a ligação covalente do HCl.



Figura 5.4: Esquema da formação da ligação covalente do ácido clorídrico.

Utilizamos traços (–) para representar a ligação covalente na fórmula chamada estrutural. Sendo assim, a fórmula estrutural da água seria:

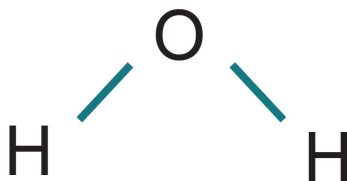


Figura 5.5: Fórmula estrutural da água.

E a do ácido clorídrico seria:



Figura 5.6: Fórmula estrutural do ácido clorídrico.

Outro exemplo é o do dióxido de carbono (conhecido como gás carbônico) CO_2 . O carbono precisa ganhar 4 elétrons e o oxigênio, que tem 6 elétrons na última camada, precisa ganhar 2. Portanto a única maneira pela qual eles poderão se unir será por ligação covalente. Vamos observar a fórmula eletrônica do gás carbônico representada:



Figura 5.7: Esquema da formação da ligação covalente na molécula de dióxido de carbono.

Portanto, a fórmula estrutural do dióxido de carbono é:



Figura 5.8: Fórmula estrutural do dióxido de carbono.

Quando dois átomos compartilham um único par de elétrons, a ligação é dita simples, como no exemplo do HCl e da água. Quando dois átomos compartilham dois pares de elétrons, a ligação é dupla, como no caso do dióxido de carbono (CO_2 ; $\text{O}=\text{C}=\text{O}$). A ligação pode ainda ser tripla. Neste caso, três pares de elétrons são compartilhados pelos dois átomos envolvidos na ligação. Este é o caso do **gás nitrogênio** (N_2):

gás nitrogênio (N_2)

Principal componente
do ar atmosférico.
Aproximadamente 80% do
ar que respiramos é N_2 .



Figura 5.9: Fórmula estrutural do gás nitrogênio.

Vamos analisar juntos a estrutura de outro gás, o **metano** (CH_4).

O carbono (grupo IV A ou 14) precisa ganhar $4e^-$. Já o hidrogênio precisa ganhar apenas $1e^-$. Para estabilizar esses dois elementos, haverá uma ligação covalente entre cada um dos hidrogênios com o carbono.

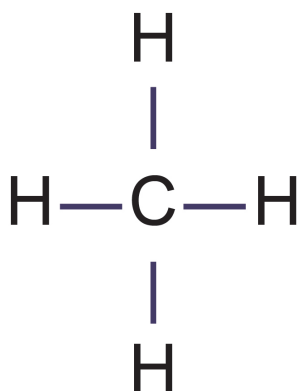


Figura 5.10: Fórmula estrutural do metano.

gás metano (CH_4)

Principal constituinte do biogás, pois pode ser produzido pela digestão anaeróbica de matéria orgânica, como lixo e esgoto, por meio da atuação de micro-organismos. É também o principal constituinte do gás natural, que é utilizado em fogões de regiões do Rio de Janeiro que possuem gás encanado.

// atenção

A ligação covalente ocorre entre elementos de alta eletronegatividade (que tendem a ganhar elétrons) compartilhando, assim, elétrons, formando o que chamamos de moléculas.

Atividade

2. Faça a fórmula estrutural das seguintes moléculas (anote as respostas em seu caderno):

- a) NH_3 (amônia)
- b) HBr (ácido bromídrico)
- c) CS_2 (sulfeto de carbono)

3. (Unicamp) A ureia ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) é o produto mais importante de excreção do nitrogênio pelo organismo humano. Na molécula da ureia, formada por oito átomos, o carbono apresenta duas ligações simples e uma dupla, o oxigênio uma ligação dupla, cada átomo de nitrogênio três ligações simples e cada átomo de hidrogênio uma ligação simples. Átomos iguais não se ligam entre si. Baseando-se nessas informações, escreva a fórmula estrutural da ureia, representando ligações simples por um traço (–) e ligações duplas por dois traços (=).

Estruturas eletrônicas de Lewis

Para podermos prever como devem ser as ligações covalentes entre os átomos em uma molécula, vamos entender um pouco mais do espalhamento de elétrons nas nuvens eletrônicas.

lá na plataforma

Conhecendo o cientista

Quer conhecer mais sobre a vida do cientista Lewis? Lá na plataforma você encontrará um link da página da Unicamp que apresenta um pouco da trajetória desse importante químico.

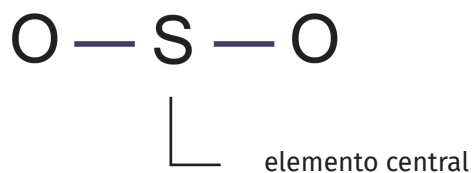
A utilização do modelo do espalhamento da nuvem eletrônica para escrever a estrutura eletrônica de Lewis necessita que sigamos uma sequência de passos resumidos nas etapas a seguir.

1ª etapa: estabelecer o arranjo dos átomos que constituem a molécula,

- determinando o átomo central que, usualmente, é o que está presente com um único átomo ou em menor quantidade;
- envolvendo o átomo central com os outros átomos presentes na molécula;
- procurando fazer uma distribuição mais simétrica possível, pois a simetria sempre garante uma maior estabilidade à molécula;
- lembrando que, no caso dos ácidos oxigenados (substâncias cuja fórmula molecular é iniciada pelo elemento hidrogênio, seguido por um ametal e o elemento oxigênio), em sua maioria, o hidrogênio liga-se ao oxigênio, que, por sua vez, está ligado ao átomo central.

Exemplo:

Usando o dióxido de enxofre (SO_2) como exemplo, temos:



2ª etapa: somar o número de elétrons de valência de todos os átomos.

| | | | | |
|--|---|--------------|---|----|
| 1 átomo de enxofre (grupo VI A) contribui com 6 elétrons | → | 1×6 | = | 6 |
| Cada átomo de oxigênio (grupo VI A) contribui com 6 elétrons | → | 2×6 | = | 12 |
| | | Soma | = | 18 |

3ª etapa: colocar dois elétrons em cada ligação.



Contagem de elétrons: $18 - 4 = 14$.

4ª etapa: distribuir pares de elétrons nos átomos ligados ao átomo central até completar seus octetos.



Contagem de elétrons: $14 - 12 = 2$.

5ª etapa: colocar os pares de elétrons restantes no átomo central.



Contagem de elétrons: $2 - 2 = 0$.

6ª etapa: caso o átomo central não atinja o seu octeto, fazer ligações duplas ou triplas.



Dessa forma, a estrutura de Lewis para o dióxido de enxofre é:



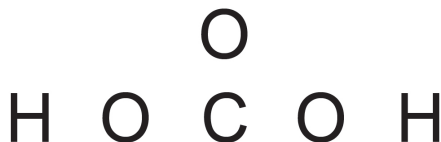
Vamos fazer juntos outros exemplos para você compreender melhor a construção da estrutura eletrônica de Lewis:

Exemplo do ácido carbônico - H_2CO_3

1ª etapa:

Usando o ácido carbônico (H_2CO_3) como exemplo, temos:

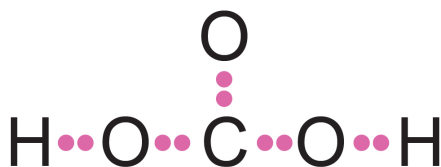
- elemento central: carbono (C).
- em volta do elemento central, o elemento oxigênio (O).
- em volta do elemento oxigênio, o elemento hidrogênio (H).



2ª etapa: somar o número de elétrons de valência de todos os átomos.

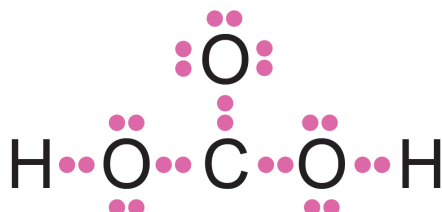
| | | | | |
|--|---|-------|---|----|
| 1 átomo de carbono (grupo IV A) contribui com 4 elétrons | → | 1 4 | = | 4 |
| Cada átomo de oxigênio (grupo VI A) contribui com 6 elétrons | → | 3 × 6 | = | 18 |
| Cada átomo de hidrogênio (grupo I A) contribui com 1 elétron | → | 2 × 1 | = | 2 |
| | | soma | = | 24 |

3ª etapa: colocar dois elétrons em cada ligação.



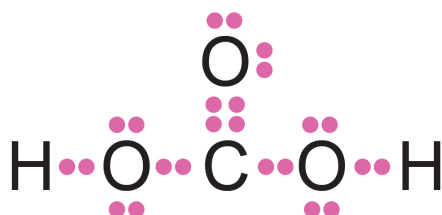
Contagem de elétrons: $24 - 10 = 14$.

4ª etapa: distribuir pares de elétrons nos átomos ligados ao átomo central até completar seus octetos.

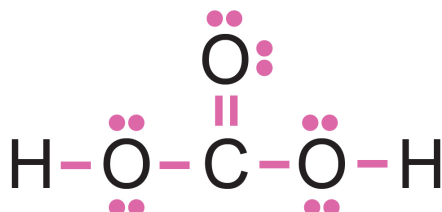


Contagem de elétrons: $14 - 14 = 0$.

5ª etapa: caso o átomo central não atinja o seu octeto, fazer ligações duplas ou triplas.



Dessa forma, a estrutura de Lewis para o ácido carbônico é:



Atividade

4. Construa a estrutura eletrônica para as moléculas (anote as respostas em seu caderno):

- a) CO_2
- b) HNO_2
- c) HClO_4

Ligação metálica

Esse tipo de ligação ocorre entre metais, como um pedaço de ferro ou uma placa de alumínio. Na ligação entre os átomos dos metais, ocorre a liberação parcial dos elétrons mais externos com a consequente formação de cátions. Esses elétrons liberados são chamados de *semilivres*, porque podem se mover dentro da estrutura metálica, por isso os metais conduzem tão bem eletricidade.

Encontramos essa ligação entre os átomos de ferro em um prego ou em ligas metálicas, como em moedas ou medalhas.

lá na plataforma

Diferentes substâncias, diferentes ligações

Acesse a plataforma e assista a um vídeo sobre os diferentes tipos de ligações que observamos em diversas substâncias.

Polaridade das ligações

Uma ligação é chamada *polar* quando é realizada entre dois átomos de eletronegatividades diferentes, como no exemplo do HCl. Recorrendo à tabela periódica, podemos observar que o cloro apresenta eletronegatividade 3,0 e o hidrogênio, 2,1. Como o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, o par eletrônico que está sendo compartilhado fica mais próximo do cloro, fazendo surgir uma polaridade na ligação.



Figura 5.11: Ligação covalente polar. O símbolo δ (delta) indica que se trata de uma carga parcial.

Quando temos dois átomos de mesma eletronegatividade fazendo uma ligação, o par de elétrons da ligação fica igualmente compartilhado, formando uma ligação covalente apolar, ou seja, não há polos na ligação. Um exemplo para este caso é o Br_2 (**Figura 5.12**).



Figura 5.12: O compartilhamento de elétrons pelos dois átomos de bromo na formação do Br_2 .

Vamos agora analisar novamente a molécula de água (H_2O). Os átomos de oxigênio e de hidrogênio atraem para si, de forma diferente, o par de elétrons da ligação simples. Como resultado, a molécula de água também apresenta cargas parciais.

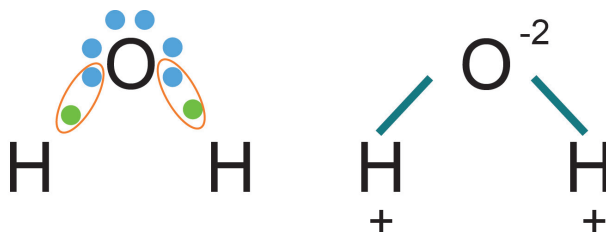


Figura 5.13: Cargas parciais da molécula de água. Observe que o oxigênio tem carga -2 , já que atrai para si os dois elétrons das ligações simples.

// atenção

Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será o deslocamento da nuvem eletrônica na direção do elemento mais eletronegativo e mais intenso será o polo formado. Em consequência, aquela ligação covalente será bastante polar.

Atividade

5. Consultando a tabela de eletronegatividade apresentada na Unidade 4, identifique os polos positivo e negativo em cada substância representada a seguir. Anote as respostas em seu caderno.

a) HBr

c) I_2

b) H_2S

d) Cl_2O

Quando dois átomos de elementos químicos diferentes se unem, ocorre uma polarização da ligação devido à diferença de eletronegatividade entre eles. Assim, quando a diferença de eletronegatividade é muito forte, predomina a ligação iônica, porém, quando essa diferença já não é tão forte, predomina a ligação covalente. Dessa forma, definiu-se um critério em relação à diferença de eletronegatividade conforme mostrado a seguir:

Tabela 5.1: Diferença de eletronegatividade

| | | |
|------------------|------------------------------------|----------------------|
| 0 (zero) | Maior que 0 (zero) e menor que 1,7 | Maior ou igual a 1,7 |
| Covalente apolar | Covalente polar | Iônica |

Utilizando o conceito de diferença de eletronegatividade, podemos identificar o tipo de ligação presente em uma substância. Vamos observar os exemplos a seguir:

Fluoreto de magnésio (MgF_2)

Consultando os valores de eletronegatividade que se encontram na tabela periódica (Unidade 4), teremos: flúor 4,0 e magnésio 1,2. Logo, a diferença de eletronegatividade entre os elementos é: $4,0 - 1,2 = 2,8$, valor maior que 1,7 e, com isso, a ligação é *iônica*.

Amônia (NH_3)

O nitrogênio tem o valor de eletronegatividade de 3,0, enquanto o hidrogênio, de 2,1. Logo, a diferença de eletronegatividade entre os elementos é: $3,0 - 2,1 = 0,9$.

Logo, como o valor é menor que 1,7, ocorre a ligação *covalente polar*.

Gás oxigênio (O_2)

Por ser uma substância simples, teremos dois átomos de mesma eletronegatividade que, no caso do oxigênio, é 3,5. Com isso, a diferença de eletronegatividade será zero ($3,5 - 3,5 = 0,0$). Logo, a ligação é **covalente apolar**.

lá na plataforma

Lá na plataforma vamos mostrar como você pode fazer uma experiência para identificar o comportamento de algumas substâncias frente a uma corrente elétrica. Essa experiência ajudará você a compreender a natureza elétrica dos tipos de ligações.

Geometria e polaridade das moléculas

Uma vez compreendida a polaridade da ligação entre os átomos, podemos afirmar que:

A ligação covalente apolar gera uma molécula apolar, porém a ligação covalente polar pode gerar uma molécula polar ou apolar, dependendo de sua geometria.

Para entendermos a importância da geometria e da polaridade nas diferentes interações, estudaremos algumas moléculas importantes que representam as substâncias *hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, cloreto de hidrogênio, gás carbônico, água, amônia e metano*.

Moléculas de substâncias simples:

Como exemplo de moléculas de substâncias simples, temos o gás hidrogênio (H_2), o gás oxigênio (O_2) e o gás nitrogênio (N_2). Elas são lineares (por serem formadas por dois átomos) e apolares, visto que não há diferença de eletronegatividade entre átomos do mesmo elemento químico.



Figura 5.14: Moléculas lineares e apolares.

Molécula de HCl (cloreto de hidrogênio)

Moléculas formadas por dois elementos são moléculas lineares e serão polares caso haja diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos, o que ocorre na maioria das vezes.

No caso do cloreto de hidrogênio (HCl), podemos observar, pela **Figura 5.15**, que ele é uma molécula linear e polar.



Figura 5.15: Molécula linear e polar.

Molécula de CO_2

A molécula de dióxido de carbono (CO_2) é formada por três átomos de dois elementos químicos diferentes, logo, como decidir qual a geometria? Essa decisão depende se há ou não elétrons sem compartilhar no átomo central carbono (C).

Na tabela periódica, o átomo central carbono (C) está no grupo IV A ou 14 e faz quatro ligações covalentes, utilizando assim todos os elétrons de valência. Já o átomo de oxigênio (O), que está no grupo VI A ou 16, faz duas ligações covalentes. Desse modo, o C realiza duas ligações covalentes com cada O, totalizando assim as quatro ligações covalentes. Nesse caso, podemos observar que o átomo central carbono não apresenta elétrons não compartilhados, resultando assim em uma geometria linear com caráter apolar.

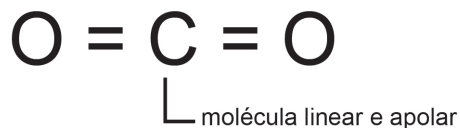


Figura 5.16: Molécula linear e apolar.

Molécula de H₂O

A molécula da água também é formada por três átomos de dois elementos químicos diferentes, logo, como decidir qual a geometria? Essa decisão, como já foi dito, depende se há ou não elétrons sem compartilhar no átomo central, nesse caso, o oxigênio (O). O átomo de oxigênio está no grupo VI A ou 16 e possui seis elétrons na camada de valência, faz duas ligações covalentes e deixa dois pares de elétrons sem compartilhar. O átomo de hidrogênio (H) está no grupo I A ou 1 e faz uma ligação covalente. Consequentemente, o oxigênio realiza uma ligação covalente com cada hidrogênio, totalizando assim duas ligações covalentes. Os pares de elétrons não compartilhados impedem a linearização da molécula e, por isso, ela apresentará uma geometria angular com caráter polar (**Figura 5.17**).

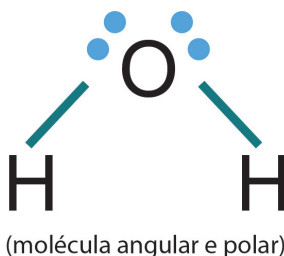


Figura 5.17: Molécula angular e polar.

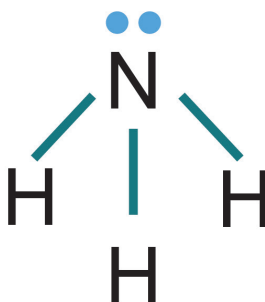
// atenção

Devido ao papel de relevância da água nas nossas vidas, é importante saber que a molécula de água é angular e polar para o entendimento do comportamento da água e de outras substâncias em meio aquoso.

Molécula de NH₃ (amônia)

A molécula de amônia é formada por quatro átomos de dois elementos químicos diferentes, então como decidir qual a geometria? Essa decisão, como já foi dito, depende se há ou não elétrons sem compartilhar no átomo central nitrogênio (N). O átomo de nitrogênio está no grupo V A ou 15 e, portanto, possui cinco elétrons na camada de valência, faz três ligações covalentes e deixa um par de elétrons sem compartilhar. O átomo de hidrogênio (H) está no grupo IA e faz uma ligação covalente.

Consequentemente, o N realiza uma ligação covalente com cada H, totalizando assim três ligações covalentes. O par de elétrons não compartilhado promoverá uma geometria piramidal com caráter polar.



(molécula piramidal e polar)

Figura 5.18: Molécula piramidal e polar.

Molécula de CH_4 (metano)

A molécula de CH_4 é formada por cinco átomos de dois elementos diferentes. Como podemos distribuí-los? O átomo central carbono (C) está no grupo IV A ou 14 e faz quatro ligações covalentes, utilizando assim todos os elétrons de valência. O átomo de hidrogênio (H) está no grupo I A e faz uma ligação covalente. Consequentemente, o C realiza uma ligação covalente com cada H, totalizando assim quatro ligações covalentes.

Nesse caso, podemos observar que o átomo do centro não apresenta elétrons livres e está ligado a quatro átomos, resultando assim em uma geometria tetraédrica com caráter apolar.

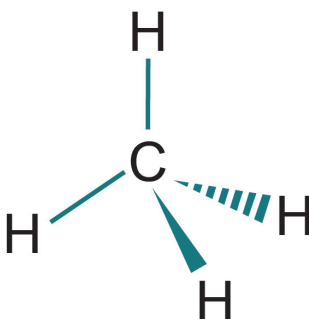


Figura 5.19: Molécula tetraédrica e apolar.

lá na plataforma

Lá na plataforma você encontrará um simulador para construir moléculas e perceber sua geometria e polaridade. Ele será muito útil para você visualizar e compreender esses assuntos.

Forças ou ligações intermoleculares

Você já parou para pensar por que encontramos na natureza substâncias gasosas (gás oxigênio), líquidas (água) ou sólidas (sal de cozinha) à temperatura ambiente? Já pensou também por que as substâncias líquidas possuem diferentes pontos de ebulição (passagem do líquido para o gás), assim como os sólidos possuem diferentes pontos de fusão (passagem do sólido para o líquido)?

Além dessas questões, temos outras: por que alguns líquidos de substâncias diferentes, quando misturados, formam uma única fase (homogêneos) ou duas ou mais fases (heterogêneas)?

O que explica todas essas questões é a existência de forças que atuam entre as moléculas, as chamadas *forças intermoleculares*. Elas são *dipolo permanente – dipolo permanente*, *dipolo momentaneamente induzido* (ou *dipolo induzido*) e a *ligação de hidrogênio*.

Dipolo permanente - Dipolo permanente

Essa interação ocorre entre moléculas polares, como por exemplo, na molécula do HCl. Os dipolos atraem-se pelos polos opostos (positivo-negativo).

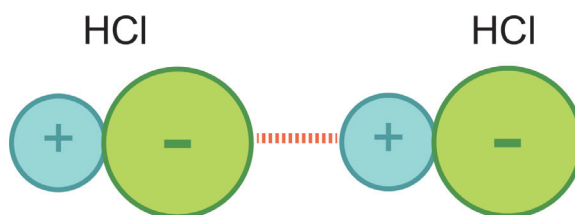


Figura 5.20: Representação da interação dipolo-dipolo.

Dipolo momentaneamente induzido

Também chamada *força de London*, é uma atração fraca que ocorre entre moléculas apolares, por exemplo, nas moléculas de H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , CO_2 e CH_4 . As moléculas, quando se aproximam umas das outras, causam uma polarização entre suas nuvens eletrônicas, que então se deformam, induzindo, assim, a formação de dipolos. Quanto maior for o tamanho da molécula, mais facilmente seus elétrons podem se deslocar pela estrutura, e maior será então a facilidade de distorção das nuvens eletrônicas e mais forte serão as forças de dipolo induzido.

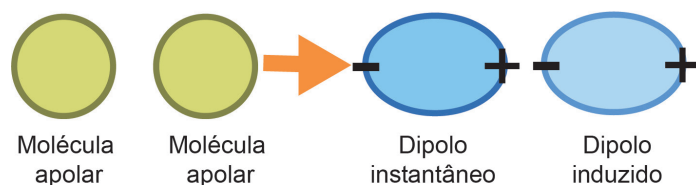


Figura 5.21: Representação da formação de um dipolo instantâneo (induzido).

Ligação de hidrogênio

Durante muito tempo, essa interação foi conhecida como ponte de hidrogênio. Ela representa um caso especial da atração entre dipolos permanentes e ocorre entre moléculas polares, como por exemplo, as moléculas de H_2O e NH_3 . Nelas, o hidrogênio está ligado a um átomo pequeno e de eletronegatividade alta (F, O ou N) e formam-se ligações polares muito fortes. Seus polos interagem fortemente com outras moléculas polares, formando uma forte rede de ligações intermoleculares. Na **Figura 5.21**, as ligações de hidrogênio estabelecidas pelas moléculas de água são representadas pelos pontilhados.

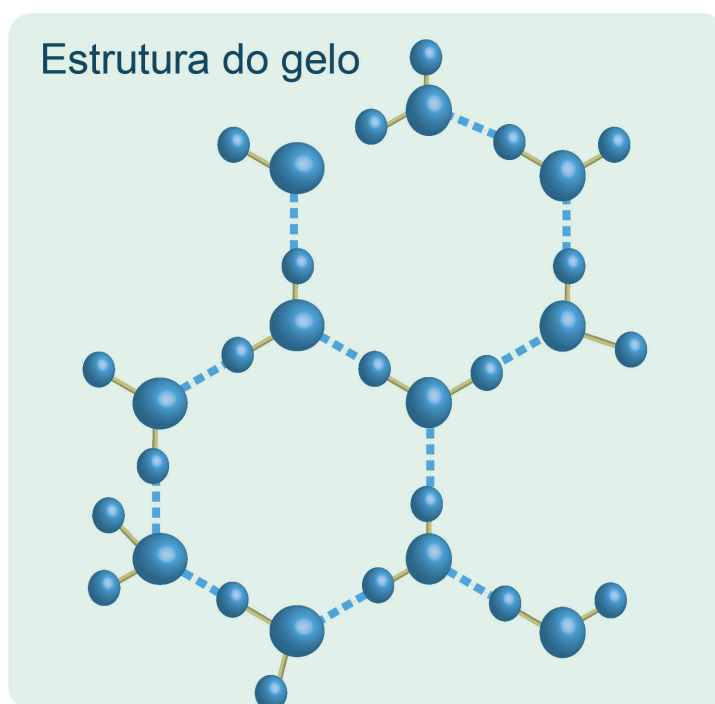


Figura 5.22: Representação das forças intermoleculares da água no estado sólido (gelo).

Forças intermoleculares e propriedades físicas

No início da seção anterior, levantamos uma série de questões:

- Você já parou para pensar por que encontramos na natureza substâncias gasosas (gás oxigênio), líquidas (água) ou sólidas (sal de cozinha) à temperatura ambiente?
- Por que alguns líquidos de substâncias diferentes, quando misturados, formam uma única fase (homogêneos) ou duas ou mais fases (heterogêneas)?

Com base nas interações intermoleculares que estudamos, podemos agora responder a essas questões.

Temperatura de fusão/ebulição

Quanto mais forte for a interação entre as moléculas, mais energia será necessária para separá-las, tanto na fusão quanto na ebulição. Logo, quanto mais intensa a interação molecular, maior será o ponto de ebulição. Por conseguinte, temos a seguinte ordem crescente:

dipolo induzido (forças de London) < dipolo permanente < ligação de hidrogênio.

Com isso, podemos afirmar que a temperatura de ebulição da água é maior que a temperatura de ebulição do HCl, que, por sua vez, é maior que a temperatura de ebulição do O₂. As moléculas de água estão fortemente ligadas entre si, necessitando de uma temperatura maior para afastá-las e levá-las ao estado físico gasoso.

Vamos analisar outras substâncias: qual delas deve ter a maior temperatura de ebulição: o **etanol** (CH₃-CH₂-OH) ou o éter metílico (CH₃-O-CH₃)?

Analisando as estruturas do etanol e do éter metílico pelo átomo de oxigênio, veremos que as moléculas são semelhantes à da água, ou seja, são angulares (**Figura 5.23**), logo ambas são polares. Porém, o etanol possui ligações de hidrogênio entre suas moléculas, enquanto o éter metílico possui dipolo permanente. Portanto, as moléculas que fazem ligações de hidrogênio (H ligado ao O) apresentam interações mais fortes e, conseqüentemente, o ponto de ebulição é mais elevado.

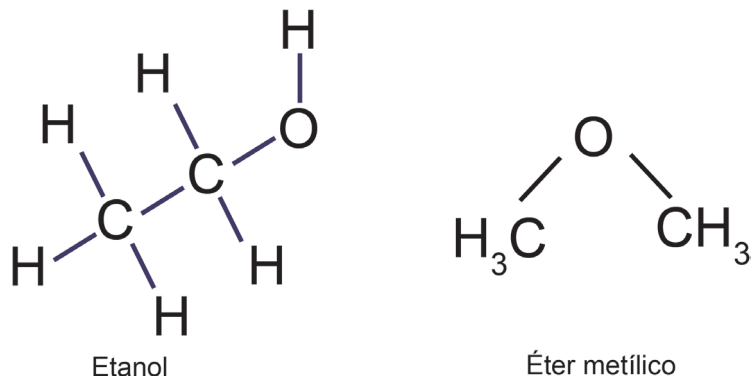


Figura 5.23: Estruturas do etanol e éter metílico.

Miscibilidade

Uma regra muito simples utilizada para saber se uma substância dissolve em outra é: *semelhante dissolve semelhante*, conseqüentemente, uma substância polar é **miscível** em outra polar e uma substância apolar é miscível em outra também apolar. Vejamos alguns exemplos:

- A água e a gasolina não são miscíveis, porque a água é uma substância polar e a gasolina, que é formada por **hidrocarbonetos**, é apolar.
- Será que a gasolina se dissolverá em **benzeno**? Para respondermos a essa questão, precisamos saber que a fórmula do benzeno é C_6H_6 , ou seja, é um hidrocarboneto. Mesmo sem realizarmos o teste de miscibilidade, podemos afirmar que a mistura de gasolina e benzeno apresenta uma única fase, são miscíveis, pois ambos são apolares.

Vamos apresentar uma série de situações em que aplicamos os conceitos aqui estudados.

Situação 1:

Explique, usando termos químicos adequados, por que a gasolina pode ser usada para limpar peças de automóveis, por exemplo, sujas de graxa.

Solução:

A gasolina e a graxa são derivadas do petróleo e apresentam na sua composição somente os elementos hidrogênio (H) e carbono (C), ou seja, pertencem à função hidrocarboneto, que é apolar. Logo, são miscíveis uma na outra.

miscível

Aquilo que pode se dissolver em; que forma mistura homogênea.

hidrocarbonetos

Compostos apolares formados exclusivamente por átomos de hidrogênio e carbono.

benzeno (C_6H_6)

Substância classificada como hidrocarboneto aromático, sendo altamente tóxica.

Situação 2:

Na produção industrial de panetones, junta-se à massa o aditivo químico U.I., a glicerina, que age como umectante, ou seja, retém a umidade para que a massa não resseque demais. A fórmula estrutural da glicerina (propano-1, 2,3-triol) é:

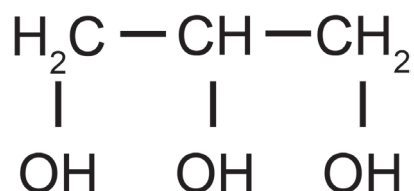


Figura 5.24: Estrutura do propano-1,2,3-triol.

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

Solução:

- Podemos verificar que a ligação entre a molécula do propano-1,2,3-triol e a da água ocorre por meio da ligação de hidrogênio (ligação pontilhada), como mostrado na **Figura 5.25**, pois ambas são polares, já que apresentam a ligação H-O.

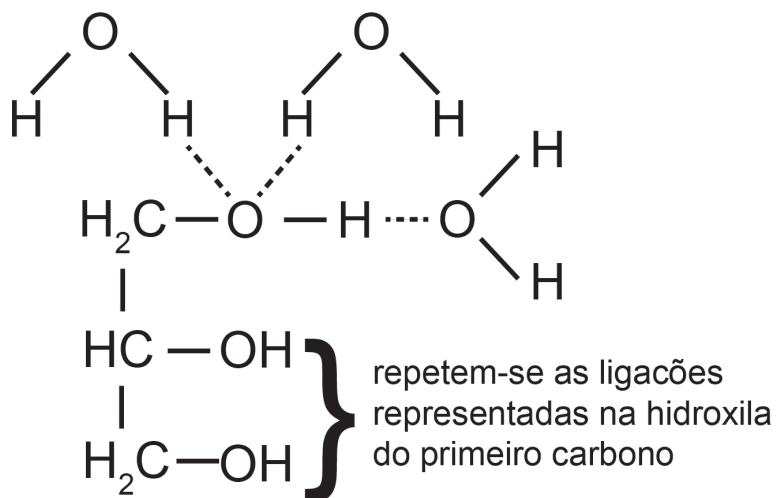


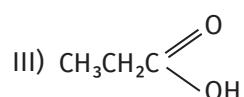
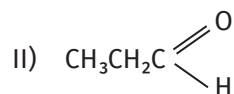
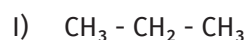
Figura 5.25: Interações intermoleculares entre a água e o propano-1,2,3-triol.

- Aquecendo-se o panetone ressecado, rompem-se as pontes de hidrogênio entre as moléculas de água e glicerina, umedecendo a massa novamente.

Atividade

Tente resolver as atividades que fazem referência aos conceitos que acabamos de estudar. Anote as respostas em seu caderno.

6. Com relação aos compostos I, II e III a seguir, responda:



a) Qual possui maior temperatura de ebulição? Justifique sua resposta.

b) Qual não se dissolve em água? Justifique sua resposta.

c) Quais formam ligações de hidrogênio entre suas moléculas?

7. Analise o tipo de ligação química existente nas diferentes substâncias – Cl_2 , HI , H_2O e NaCl – e coloque em ordem crescente de seu respectivo ponto de fusão.

8. Têm-se os seguintes pares de substâncias:

I – n-octano (C_8H_{18}) e tetracloreto de carbono (CCl_4);

II – água (H_2O) e benzeno (C_6H_6);

III – cloreto de hidrogênio (HCl) gasoso e água (H_2O).

Quais desses três pares formam misturas homogêneas?

9. Qual é o tipo de força intermolecular presente em um pedaço de iceberg que o mantém sólido nas temperaturas muito baixas dos polos?

10. Uma substância polar tende a se dissolver em outra substância polar. Com base nessa regra, indique como será a mistura resultante após a adição de bromo (Br_2), um líquido amarronzado, à mistura inicial de tetracloreto de carbono (CCl_4), líquido incolor e água líquida? Tente descrever detalhadamente o aspecto dessa mistura.

Resumo

Nesta unidade, você estudou que:

- os átomos ligam-se com a tendência de obter oito elétrons na última camada;
 - a atração eletrostática entre cátions e ânions é chamada de ligação iônica;
 - na ligação covalente, há compartilhamento de elétrons, porque os átomos precisam recebê-los;
 - quanto maior a diferença de eletronegatividade entre dois átomos, maior a polaridade da ligação;
 - a geometria das moléculas define a sua polaridade e o tipo de interação intermolecular;
 - Ligação hidrogênio é uma força intermolecular forte que mantém unidas as moléculas de água.
-

Atividade

A decomposição de material orgânico provocada por ação bacteriana dá origem a um gás com cheiro de ovo podre: o sulfeto de hidrogênio, conhecido também como gás sulfídrico. Esse composto é formado apenas pelos elementos hidrogênio e enxofre. Consultando a sua tabela periódica, responda aos itens a seguir anotando em seu caderno:

- Escreva a fórmula eletrônica de Lewis e a fórmula molecular para esse composto.
- Identifique o tipo de ligação formada entre o hidrogênio e o enxofre nesse composto.
- Qual é a geometria mais provável para essa molécula?
- O gás sulfídrico é solúvel em água? Por quê?
- Qual substância deverá ter maior temperatura de ebulição: o sulfeto de hidrogênio ou o fluoreto de hidrogênio? Por quê?

Resposta comentada

- O enxofre (S) está localizado no grupo 6 A (16) da tabela periódica, portanto tem seis elétrons na última camada precisando, assim, receber mais dois elétrons. O hidrogênio, por sua vez, necessita de apenas um elétron para completar sua única camada. Assim sendo,

na molécula de sulfeto de hidrogênio, serão necessários dois átomos de hidrogênio para compartilhar dois elétrons com o átomo de enxofre.

Fórmula eletrônica



Fórmula molecular: H_2S

b) Como os átomos compartilham elétrons, a ligação é do tipo covalente e, sendo a eletro-negatividade do enxofre (2,5) maior que a do hidrogênio (2,1), essa ligação é polar. Então, temos uma ligação covalente polar.

c) Devido ao par de elétrons não ligantes do enxofre, essa molécula terá geometria angular, pois os pares de elétrons não compartilhados impedem a linearização da molécula e, por isso, apresentará uma geometria angular com caráter polar.

d) Como vimos ao longo desta unidade, a água é polar e, como acabamos de concluir no item c, o H_2S também é polar. Logo, H_2S é solúvel em água.

e) O fluoreto de hidrogênio, como o nome diz, é formado de átomos de hidrogênio e flúor, portanto formam ligações de hidrogênio entre suas moléculas. A presença desse tipo de interação, que é bem forte, faz com que se necessite de muito calor para separar as moléculas, elevando assim a temperatura de ebulição.

Respostas comentadas da unidade

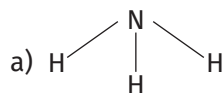
1.

a) LiCl

b) MgF_2

c) K_3N

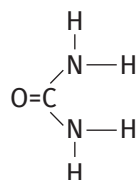
2.



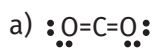
b) $\text{H} - \text{Br}$

c) $\text{S} = \text{C} = \text{S}$

3.



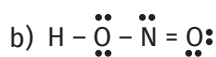
4.



$$\text{C} = 4 \times 1 = 4$$

$$\text{O} = 6 \times 2 = 12$$

16 elétrons ou 8 pares

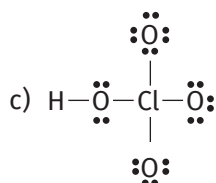


$$\text{H} = 1 \times 1 = 1$$

$$\text{O} = 6 \times 2 = 12$$

$$\text{N} = 5 \times 1 = 5$$

18 elétrons ou 9 pares



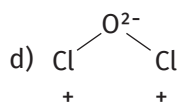
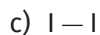
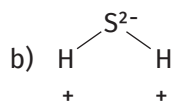
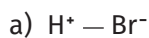
$$\text{H} = 1 \times 1 = 1$$

$$\text{O} = 6 \times 4 = 24$$

$$\text{Cl} = 7 \times 1 = 7$$

32 elétrons ou 16 pares

5.

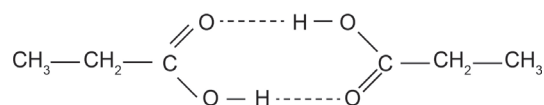


6.

a) Como o composto III é o único que apresenta OH na sua estrutura, somente ele é capaz de estabelecer ligação de hidrogênio e, conseqüentemente, maior é o seu ponto de ebulição.

b) O composto I apresenta na sua composição somente os elementos hidrogênio (H) e carbono (C), ou seja, pertence à função hidrocarboneto, que é apolar, logo, não se dissolve na água.

c) Para se estabelecer a ligação de hidrogênio, é necessário que a molécula apresente H ligado aos elementos F, O ou N. Logo, podemos verificar que a única que apresenta tal ligação é a III (OH). Observe a figura a seguir:



7. As substâncias podem ser classificadas quanto ao tipo de ligação em: NaCl – ligação iônica (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que 1,7).

HI e H₂O – ligações covalentes polares (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que zero e menor que 1,7) e moléculas polares (HI linear e H₂O angular).

Cl₂ – ligação covalente apolar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos é igual a zero) e molécula apolar.

Logo, a classificação em ordem crescente fica:

Cl₂ (molécula apolar – interação do tipo dipolo induzido), HI (molécula polar – interação dipolo – dipolo), H₂O (molécula polar – interação ligação de hidrogênio) e NaCl (composto iônico – interação mais forte).

8. As substâncias podem ser classificadas quanto ao tipo de ligação em:

C₈H₁₈ e C₆H₆ – ligação covalente polar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que zero e menor que 1,7), porém as moléculas são apolares, pois são derivadas do petróleo e apresentam na sua composição somente os elementos hidrogênio (H) e carbono (C), ou seja, pertencem à função hidrocarboneto, que é apolar.

CCl₄ – ligação covalente polar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que zero e menor que 1,7) e molécula apolar (CCl₄).

HCl – ligação covalente polar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que zero e menor que 1,7). Observa-se que a molécula é polar, logo apresenta interação dipolo-dipolo (dipolo permanente).

H₂O – ligação covalente polar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que zero e menor que 1,7) e molécula polar (H₂O angular).

Conclusão:

I – homogêneo – semelhante dissolve semelhante (apolar com apolar)

II – heterogêneo – não são semelhantes (polar com apolar)

III – homogêneo – semelhante dissolve semelhante (polar com polar)

9. Como o iceberg é composto por água, faz interação do tipo ligação de hidrogênio.

10. As substâncias podem ser classificadas quanto ao tipo de ligação em:

Br₂ – ligação covalente apolar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos é igual a zero) e molécula apolar.

CCl_4 – ligação covalente polar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que zero e menor que 1,7) e molécula apolar (CCl_4 é tetraédrica).

H_2O – ligação covalente polar (diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos maior que zero e menor que 1,7) e molécula polar (H_2O angular).

Logo, bromo e tetracloreto de carbono se homogeneízam formando uma só fase (de cor amarelada clara) e não se homogeneízam à água. Temos então um sistema heterogêneo com duas fases.

Funções inorgânicas: o mundo que ajuda o viver

06

meta

Apresentar as funções da Química Inorgânica, suas propriedades e aplicações no cotidiano.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- conceituar ácido, base, sal e óxido;
- reconhecer as propriedades e classificações dos ácidos, das bases, dos sais e dos óxidos;
- nomear os ácidos, as bases, os sais e os óxidos mais comuns na química do cotidiano.

Introdução

Vamos pensar com quantas substâncias diferentes você entrou em contato hoje? Logo ao acordar, lavou o rosto com água e sabonete, escovou os dentes com pasta de dente, fez um bochecho com água morna, sal e vinagre devido à dor de garganta e tomou o café da manhã.

Você percebeu que não vai conseguir citar todos os materiais e as substâncias com os quais teve contato, mas conseguiu avaliar que estamos falando de muitas substâncias diferentes? Por curiosidade, dê uma olhada nos rótulos dos produtos industrializados que você utilizou para conhecer ou reconhecer, na composição deles, algumas das substâncias que vamos estudar.

Incentivados, principalmente, por essa grande diversidade de materiais, especialistas dividiram a Química em duas grandes áreas: a Química Inorgânica e a Química Orgânica.

Química Orgânica é entendida como a parte da Química que estuda os compostos de carbono. Química Inorgânica é a parte da Química que estuda as substâncias de origem mineral e algumas substâncias pouco complexas que apresentam carbono, como o gás carbônico (CO_2).

Considerando todas as substâncias estudadas pela Química Inorgânica, podemos agrupá-las em, pelo menos, quatro grupos que denominamos *funções inorgânicas*.

Funções inorgânicas

As substâncias que apresentam características que lhes atribuem propriedades químicas semelhantes fazem parte de um mesmo grupo que denominamos *função inorgânica*.

As funções inorgânicas mais importantes são as bases, os ácidos, os sais e os óxidos. Observe, na tabela a seguir, alguns exemplos de substâncias dessas funções inorgânicas e tente perceber, por meio das estruturas, o que caracteriza cada função.

Tabela 6.1: As principais funções inorgânicas e as fórmulas de alguns exemplos

| Funções | Bases | Ácidos | Sais | Óxidos |
|----------|--------------------------|-------------------------|-----------------|----------------|
| Fórmulas | NaOH | H_2SO_4 | NaCl | CO_2 |
| | $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | HCl | CaCO_3 | SO_3 |
| | $\text{Al}(\text{OH})_3$ | HNO_3 | CuSO_4 | CaO |
| | KOH | H_3PO_4 | NaNO_3 | SiO_2 |

Existe um padrão na fórmula estrutural em cada função e é exatamente isso que vamos estudar nesta unidade. Para facilitar a compreensão dessa classificação, é importante conhecermos o conceito de *ionização/dissociação*.

Algumas substâncias, ao se dissolverem em água, podem conduzir corrente elétrica, como vimos na Unidade 5.

lá na plataforma

Para recordar as substâncias que conduzem corrente elétrica, assista ao vídeo na plataforma.

Agora que já recordamos o processo de dissociação e ionização, podemos começar nosso estudo das funções. Vamos então começar pelas bases.

Bases, hidróxidos ou álcalis

Em 1887, cientista sueco **Svante Arrhenius** classificou bases como compostos que, em solução aquosa, sofrem dissociação iônica, originando como único ânion a hidroxila ou OH^- , além do cátion.

As bases também são denominadas *hidróxidos* ou *álcalis*. O nome *álcalis* deriva do árabe *al kali* = “a cinza”. Essas substâncias possuem sabor adstringente (sensação de que a boca está sendo apertada), deixam a mão escorregadia e são muito utilizadas em produtos de limpeza pesada.

A equação a seguir mostra que o sólido NaOH , dissolvido em água, produz íons Na^+ e OH^- . Por isso, o NaOH é classificado como uma base.

Svant Arrhenius (1859–1927)

Foi o primeiro a propor uma definição para ácidos e bases a partir de seus estudos experimentais. Os estudos desenvolvidos durante a sua tese de doutorado lhe renderam o prêmio Nobel de Química em 1903.



Equação 6.1: Dissociação iônica do NaOH .

Repare que todas as bases, segundo Arrhenius, precisam ter o grupamento OH^- na sua estrutura. Se retornarmos à **Tabela 6.1**, podemos observar que as estruturas das bases são formadas por um elemento (normalmente um metal) e o grupo hidroxila OH^- .

É importante sabermos que as bases são substâncias que fazem parte do nosso cotidiano. Vamos conhecer algumas bases importantes.

NaOH – Hidróxido de sódio: apresentamos, na **equação 6.1**, sua dissociação. É vendido no comércio como soda cáustica, sendo muito empregado em indústrias que fabricam sabão, papel, corantes e produtos de limpeza doméstica. É necessário cuidado ao manuseá-lo, pois é corrosivo.

KOH – Hidróxido de potássio: sólido branco, tóxico e irritante para a pele, empregado na fabricação de sabão, no processamento de alimentos e em alvejantes. Observe a equação de dissociação iônica dessa base.



Equação 6.2: Dissociação iônica do KOH.

Ca(OH)_2 – Hidróxido de cálcio: conhecido como cal extinta ou apagada, é consumido em grandes quantidades nas pinturas de construções (caiação). Observe a sua dissociação total na equação a seguir.



Equação 6.3: Dissociação iônica do Ca(OH)_2 .

A base Ca(OH)_2 apresenta na sua fórmula dois grupos hidroxila sendo, então, classificada como uma *dibase*. Os exemplos anteriores (NaOH e KOH), por apresentarem apenas um grupamento hidroxila, são classificados de *monobases*.

Atividade

1. O hidróxido de magnésio, Mg(OH)_2 , é o componente principal de um medicamento conhecido como leite de magnésia, o princípio ativo de remédios usados para acidez estomacal.

Escreva a equação que representa a dissociação total dessa base. Anote as respostas em seu caderno.

Nomenclatura das bases ou hidróxidos

As bases, que são compostos de fórmula geral $\text{M}^*(\text{OH})_x$, são nomeadas seguindo a regra *hidróxido de + nome do metal*.

Exemplos:

NaOH: hidróxido de sódio

AgOH: hidróxido de prata

Al(OH)_3 : hidróxido de alumínio

Ca(OH)_2 : hidróxido de cálcio

Alguns metais formam cátions com cargas diferentes, por isso se ligam com quantidades diferentes de hidroxila. Os principais cátions que apresentam cargas diferentes estão apresentados na tabela a seguir.

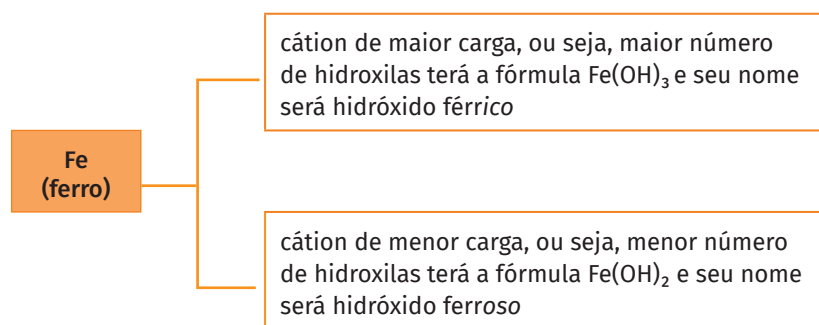
Tabela 6.2: Cátions de metais de carga variável

| Metais | Hg e Cu | Fe, Co e Ni | Au | Sn, Pb e Pt |
|--------|---------|-------------|---------|-------------|
| Cargas | 1+ e 2+ | 2+ e 3+ | 1+ e 3+ | 2+ e 4+ |

Nesses casos, podemos nomeá-los de duas formas:

- a) utilizando os sufixos *ico* (para a maior carga) e *oso* (para a menor carga)

Exemplo: Fe (ferro)

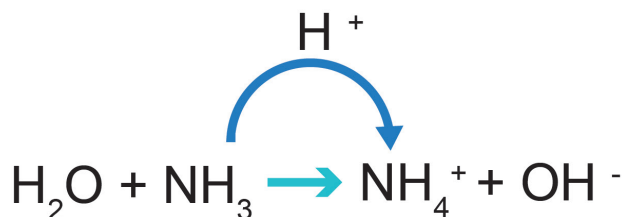


- b) indicando a carga do metal em algarismos romanos ao final do nome do metal. Voltando ao exemplo do ferro, teríamos:

$\text{Fe}(\text{OH})_3$: hidróxido de ferro III

$\text{Fe}(\text{OH})_2$: hidróxido de ferro II

O hidróxido de amônio (NH_4OH), conhecido como amoníaco, é uma base não metálica formada na dissolução do gás amônia (NH_3) em água. No seu processo de formação, ocorre um rompimento de uma ligação entre o hidrogênio e o oxigênio na molécula de água ($\text{H} - \text{OH}$) e a consequente liberação de um H^+ . O cátion hidrogênio (H^+) liga-se por sua vez à molécula da amônia (NH_3), formando os íons amônio (NH_4^+) e a hidroxila (OH^-).



Equação 6.4: Formação do íon amônio.

lá na plataforma

Para conhecer mais sobre essa substância, a amônia, leia o texto disponível na plataforma.

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno)

2. Escreva o nome das bases a seguir:

- | | |
|----------------------|---------------------------|
| a) LiOH | d) Mg(OH)_2 |
| b) Ba(OH)_2 | e) NH_4OH |
| c) KOH | |

3. Escreva a fórmula do:

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| a) hidróxido de célio | d) hidróxido de berílio |
| b) hidróxido de estrôncio | e) hidróxido de amônio |
| c) hidróxido de rubídio | |

4. Escreva o nome e a fórmula da base constituída:

- a) pelo cátion trivalente do níquel (Ni^{3+})
- b) pelo íon metálico Cu^+
- c) pelo íon divalente da platina (Pt^{4+})

Ácidos

A palavra *ácido* tem origem no latim (*acidus* = azedo). Sabemos que as frutas cítricas, como o limão, apresentam gosto azedo e são ácidas.

Em 1887, Arrhenius classificou como ácidos os compostos que sofrem ionização em solução aquosa, liberando íons H^+ . Os ácidos, quando colocados em água, têm suas moléculas quebradas, formando como único íon positivo o cátion H^+ além de um ânion.

Sendo assim, podemos classificar o HCl como um ácido, pois em solução aquosa sofre ionização, produzindo íons hidrogênio e íons cloreto, conforme mostra a equação a seguir.



Equação 6.5: Equação de ionização do ácido clorídrico.



Figura 6.1: Representação de Lewis da ionização do HCl.

Vamos conhecer alguns ácidos importantes e suas aplicações

HCl: o ácido clorídrico é comercializado com o nome de ácido *muriático*. É usado na limpeza de construções após a pintura com cal (caiação), na limpeza de superfícies metálicas e no processamento de alimentos. Este ácido está presente no nosso suco gástrico. Na **equação 6.5**, apresentamos a sua equação de ionização.

Hoje sabemos que o íon H^+ não é estável, por isso não ocorre isoladamente. Logo que o H^+ se forma, liga-se imediatamente a uma molécula de água para formar o íon mais estável H_3O^+ , que é chamado de *hidrônio*, conforme a **equação 6.6** a seguir.



Equação 6.6: Formação do íon hidrônio.

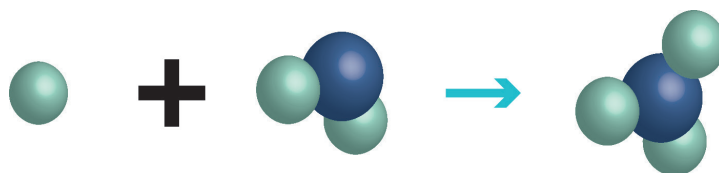


Figura 6.2: Representação da formação do íon hidrônio com modelos de bolas.

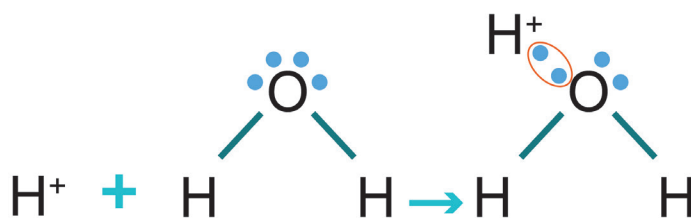


Figura 6.3: Representação de Lewis da formação do íon hidrônio.

Dessa forma, a equação de ionização do HCl deveria ser representada da seguinte forma:



Equação 6.7: Equação de ionização do ácido clorídrico.

Porém, por simplificação, continuaremos representando apenas os íons H^+ , em vez de íons H_3O^+ .

Outros exemplos de ácidos importantes:

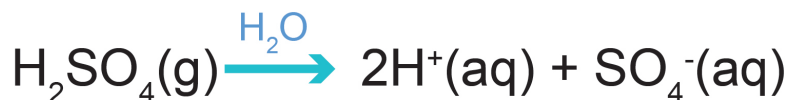
HNO_3 : O ácido nítrico é matéria-prima básica para indústrias de explosivos, como a dinamite e o TNT, mas é também usado na fabricação de fertilizantes para a agricultura. Vejamos o comportamento do HNO_3 em solução aquosa.



Equação 6.8: Equação de ionização do ácido nítrico.

H_2SO_4 : O ácido sulfúrico é um líquido incolor e altamente corrosivo que possui vasta aplicação em indústrias e em laboratórios. Por ser uma das substâncias mais usadas pela indústria, é utilizado como indicador de potência industrial de um país.

Vejamos o comportamento do H_2SO_4 em solução aquosa.



Equação 6.9: Equação de ionização total do ácido sulfúrico.

Atividade

5. Represente, por meio de uma equação, a ionização do ácido clórico HClO_3 . Anote a resposta em seu caderno.

Classificação de ácidos

Os ácidos podem ser classificados conforme:

- a) a presença ou não de oxigênio

Hidrácido: ácido não oxigenado. Exemplos: HCl, HF, H₂S.

Oxiácido: ácido oxigenado. Exemplos: H₂SO₄, H₂CO₃, HNO₃, H₃PO₄.

- b) o número de hidrogênios ionizáveis

Monoácido: apresenta um hidrogênio ionizável (1 H⁺). Exemplos: HCl, HBr, HNO₃.

Diácido: apresenta dois hidrogênios ionizáveis (2 H⁺). Exemplos: H₂SO₄, H₂CO₃.

Triácido: apresenta três hidrogênios ionizáveis (3 H⁺). Exemplo: H₃PO₄.

Atividade

6. Escreva, em seu caderno, a fórmula molecular de:

- a) um hidrácido, diácido que possui um átomo de enxofre:
- b) um oxiácido, que em solução aquosa libera íon CO₃²⁻:
- c) um monoácido que possui um átomo de flúor:

Nomenclatura de ácidos

Os ácidos apresentam regras de nomenclatura diferentes para hidrácidos e oxiácidos.

- a) Os hidrácidos, com fórmula geral H_xE, utilizam:

ácido + **nome do elemento E** + **ídrico**

Exemplos:

HCl: ácido cloro + ídrico → ácido clorídrico.

HF: ácido flúor + ídrico → ácido fluorídrico.

H₂S: ácido sulfur + ídrico → ácido sulfídrico.

O ácido fluorídrico danifica vidros, por isso é utilizado para fazer marcas em vidros.

A nomenclatura de composto que envolve o elemento enxofre (S) utiliza o radical sulfur original do latim *sulfurium*. O ácido sulfídrico (H_2S) é formado pela ação de bactérias em substâncias orgânicas e facilmente identificável pelo sistema olfatório, pelo cheiro forte de ovo podre. Muito venenoso, provoca paralisia no sistema respiratório.

b) Os oxiácidos mais comuns, com fórmula geral $\text{H}_x\text{E}\text{O}_y$, utilizam:

ácido + nome do elemento E + ico

Exemplos:

HNO_3 : ácido nitro + ico → ácido nítrico.

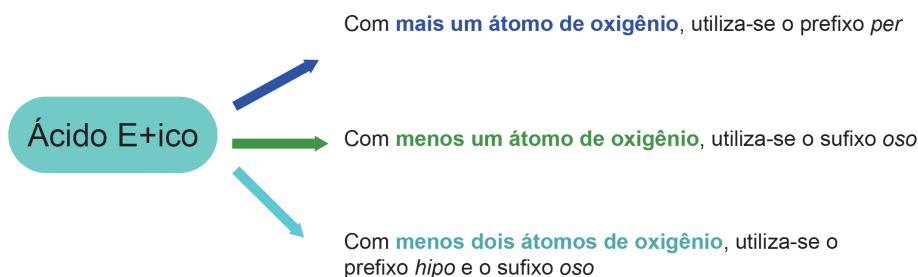
H_2CO_3 : ácido carbon + ico → ácido carbônico.

H_2SO_4 : ácido sulfur + ico → ácido sulfúrico.

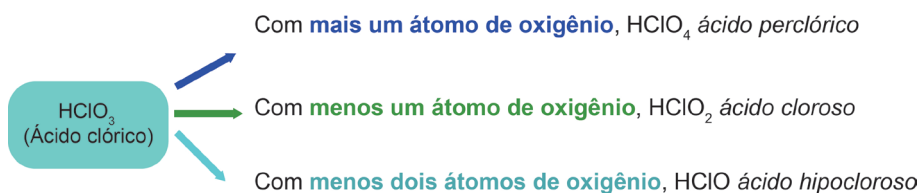
H_3PO_4 : ácido fosfor + ico → ácido fosfórico.

HClO_3 : ácido clor + ico → ácido clórico.

Para os outros ácidos oxigenados que possuem diferentes números de átomos de oxigênio, utilizam-se sufixos e prefixos, conforme o esquema a seguir.



Exemplo:



Atividade

7. Dê o nome dos ácidos a seguir. Anote as respostas em seu caderno.

- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| a) HBr | d) H_3PO_4 |
| b) H_2CO_3 | e) HClO_3 |
| c) HCl | |

8. Escreva a fórmula molecular dos ácidos:

- | | |
|---------------------|----------------------|
| a) ácido sulfúrico | d) ácido nítrico |
| b) ácido sulfuroso | e) ácido hipocloroso |
| c) ácido sulfídrico | |

Acidez e alcalinidade

Você acabou de aprender as funções ácidos e bases e, certamente, a curiosidade deve ter sido despertada e as perguntas começam a surgir.

Como podemos saber se um material é ácido ou básico? Existe um ácido mais ácido que o outro ou uma base mais básica que a outra? Isto é, será que ácidos ou bases diferentes liberam a mesma quantidade de íons H^+ ou OH^- , respectivamente, em solução aquosa?

Para a resolução de questões como essas, utilizam-se os indicadores, que são substâncias que mudam de coloração dependendo se o meio é ácido ou básico, isto é, quando adicionados em pequenas quantidades a uma solução, permitem saber se ela é ácida ou básica, pois apresentarão uma cor diferente, dependendo da acidez ou basicidade. A mudança de coloração dos indicadores é determinada pela variação das condições de pH do meio.

Os termos pH (potencial hidrogeniônico) ou pOH (potencial hidroxiliônico) são usados para as escalas de medição da acidez e da basicidade (alcalinidade) das soluções. Temos:

para soluções ácidas: $\text{pH} < 7$ e $\text{pOH} > 7$;

para soluções básicas: $\text{pH} > 7$ e $\text{pOH} < 7$;

para soluções neutras: $\text{pH} = \text{pOH} = 7$;

para qualquer solução: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (a 25°C).

lá na plataforma

Assista a um vídeo sobre diversas situações em que utilizamos pH.

O termo pH é muito mais utilizado que o pOH em situações do cotidiano. A tabela a seguir apresenta alguns materiais com os seus respectivos valores de pH.

Tabela 6.3: Substâncias e seus valores de pH

| Substância | pH |
|--|----------------|
| Ácido de bateria | inferior a 1,0 |
| Suco gástrico (suco digestivo do estômago) | 2,0 |
| Sumo de limão | 2,4 |
| Refrigerante (tipo cola) | 2,5 |
| Vinagre, vinho | 3,0 |
| Fluido vaginal | 3,5–4,5 |
| Suco de laranja, abacaxi, maçã | 3,5 |
| Suco de tomate | 4,2 |
| Cerveja | 4,5 |
| Café | 5,0 |
| Chá | 5,5 |
| Chuva ácida | inferior a 5,6 |
| Urina | 4,6–8,0 |
| Leite | 6,5 |
| Água pura | 7,0 |
| Saliva humana | 6,5–7,4 |
| Sangue | 7,34–7,45 |
| Sêmen (fluido que contém espermatozoide) | 7,2–7,6 |
| Água do mar | 8,0 |
| Sabonete de mão | 9,0–10,0 |
| Amônia caseira | 11,5 |
| Leite de magnésia | 10,0–11,0 |
| Cloro | 12,5 |
| Hidróxido de sódio caseiro | 13,5 |

Para darmos significado aos valores previstos na tabela anterior, precisamos lembrar que os ácidos se ionizam em íons hidrogênio (H^+) e as bases em íons hidroxila (OH^-), por isso quanto mais íons hidrogênio presentes em uma solução, mais ácida ela é. Em contrapartida, quanto

mais íons hidroxilas existirem em uma solução, mais básica (alcalina) ela é. Assim, podemos construir o esquema a seguir.

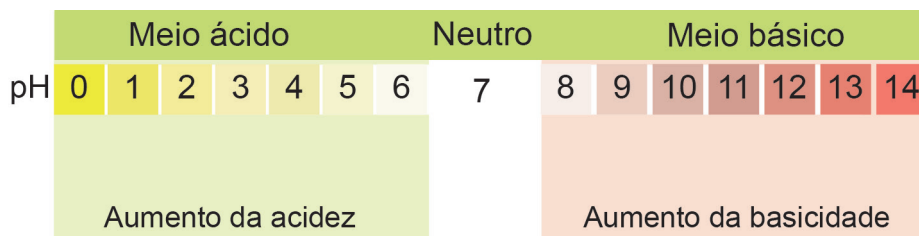


Figura 6.4: Escala de pH.

Uma mudança de uma unidade inteira na escala de pH representa uma mudança de 10 vezes em relação à concentração anterior. Isso significa que 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.

lá na plataforma

Na plataforma, colocamos um vídeo para nos ajudar a entender a importância de conhecermos a acidez ou a basicidade de uma solução.

Na tabela a seguir, estão representados alguns indicadores bem comuns em laboratórios.

Tabela 6.4: Tabela de indicadores de pH

| Indicador | Cor de pH baixo (ácido) | Intervalo de pH de mudança de cor (aproximado) | Cor de pH alto (básico) |
|-------------------|-------------------------|--|-------------------------|
| Amarelo de Metilo | vermelho | 2,9–4,0 | amarelo |
| Azul de Bromotimo | amarelo | 6,0-7,6 | azul |
| Vermelho de Fenol | amarelo | 6,6–8,0 | vermelho |
| Fenolftaleína | incolor | 8,2–10,0 | rosa |

Esses indicadores são usados dentro de um laboratório. Você sabe como determinar a acidez e a basicidade de substâncias que usamos no nosso dia a dia sem ter que ir a um laboratório?

É só utilizar extratos de flores, cascas de frutas ou verduras. Como exemplo, temos o extrato de repolho roxo, que, quando misturado a substâncias ácidas, apresenta cor vermelha e, quando misturados a substâncias básicas, apresenta cor verde.

lá na plataforma

Assista a um vídeo que mostra como você pode fazer um indicador para determinar se uma substância é básica ou ácida.

Atividade

9. O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala de pH a seguir.

| Vermelho | Rosa | Roxo | Azul | Verde | Amarelo |
|----------|------------|----------|-----------|------------|------------|
| 1 a 3,5 | 3,51 a 6,5 | 6,51 a 9 | 9,01 a 11 | 11,01 a 13 | 13,01 a 14 |

Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

| Material | Cor |
|----------------------|----------|
| I-Amoníaco | verde |
| II-Leite de magnésia | azul |
| III-Vinagre | vermelho |
| IV-Leite de vaca | rosa |

De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter ácido, básico ou neutro? Justifique. Anote as respostas em seu caderno.

10. O pH informa a acidez ou a basicidade de uma solução. A escala a seguir (tabela 1) apresenta a natureza e o pH de algumas soluções e da água pura, a 25°C.

Tabela 1

| pH | | | | | | | | | | | | | | |
|-------|---|---------------|---|---|---|--------|--------|--------------|---|----|----|-------|----|----|
| 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 |
| ácido | | | | | | | neutro | básico | | | | | | |
| | | Suco de limão | | | | Saliva | | Clara de ovo | | | | Sabão | | |

Tabela 2

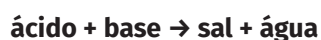
| Correlação do pH com a concentração de um monoácido | | | | | | |
|---|---|------|-------|--------|---------|----------|
| pH | 0 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| mols/l de ácido | 1 | 0,01 | 0,001 | 0,0001 | 0,00001 | 0,000001 |

A partir da análise das tabelas, determine se uma solução de HCl (monoácido) com concentração 0,1 mol/l é mais ou menos ácida que o suco de limão. Justifique. Anote as respostas em seu caderno.

Sais

Muitos materiais que nos rodeiam, como rochas e alimentos, ou que estão presentes no nosso organismo (como os que formam os ossos e os dentes), são classificados como sais. Os sais são substâncias resultantes da reação de um ácido com uma base.

Vejam, como exemplo, a formação do sal de cozinha (cloreto de sódio). Ao misturarmos uma solução de ácido clorídrico (HCl) com uma solução de hidróxido de sódio (NaOH), ocorre uma reação entre os íons H^+ , provenientes do ácido, e o OH^- , vindo da base, formando água e sal.



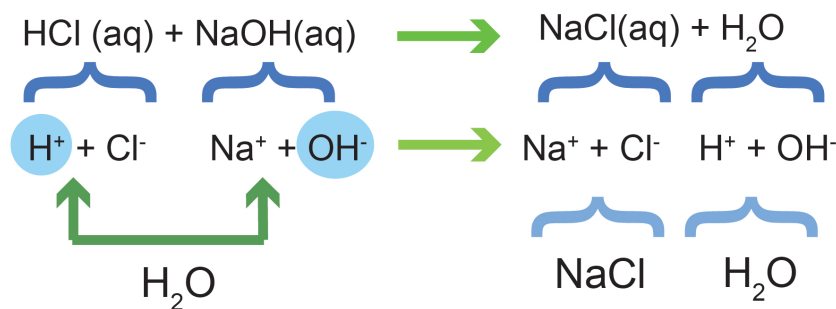
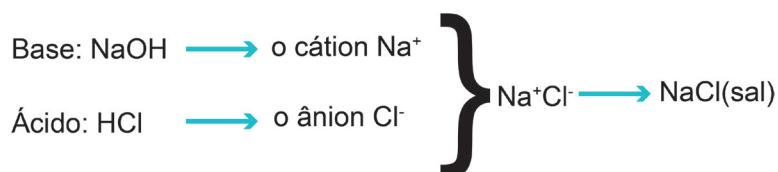


Figura 6.5: Esquema de formação de um sal.

Você prestou bem atenção na reação descrita? Então, deve ter percebido que o sal é formado pelo cátion da base e o ânion do ácido.



Montagem da fórmula de um sal

A fórmula de um sal pode ser escrita utilizando-se uma tabela de cátions e ânions (**tabela 6.5**), desde que a soma das cargas positivas fique igual à soma das cargas negativas, seguindo a regra geral:



C - cátion
(à esquerda)

A - ânion
(à direita)

Tabela 6.5: Tabela simplificada de cátions e ânions

| Cátion | Ânion |
|--|---|
| Metais Alcalinos (1A) carga 1+ (Li ⁺ ; Na ⁺ ; K ⁺ ; Rb ⁺ ; Cs ⁺) | Halogênios (7A) carga 1- (F ⁻ ; Cl ⁻ ; Br ⁻ ; I ⁻) |
| Metais Alcalinos (1A) carga 2+ (Be ²⁺ ; Mg ²⁺ ; Ca ²⁺ ; Sr ²⁺ ; Ba ²⁺) | S ²⁻ |
| Al ³⁺ | NO ₃ ¹⁻ |
| NH ₄ ⁺ | SO ₄ ²⁻ |
| | CO ₃ ²⁻ |
| | PO ₄ ³⁻ |

Agora, vamos montar, como exemplos, as fórmulas de alguns sais formados pelos íons a seguir.

Exemplo 1: K^+ e F^- . Substituindo na fórmula geral $[C^{x+}]_y [A^{y-}]_x$, temos:

$[K^{1+}]_1 [F^{1-}]_1$ formando o KF.

Exemplo 2: Ca^{2+} e SO_4^{2-} . Substituindo na fórmula geral $[C^{x+}]_y [A^{y-}]_x$, temos:

$[Ca^{2+}]_2 [SO_4^{2-}]_2$ formando o sal $Ca_2(SO_4)_2$, que deve ser simplificado para $CaSO_4$.

O gesso ortopédico usado na imobilização de fraturas ósseas e o giz escolar utilizam o $CaSO_4$ na sua fabricação.

Exemplo 3: Mg^{2+} e Cl^- , substituindo na fórmula geral $[C^{x+}]_y [A^{y-}]_x$ temos:

$[Mg^{2+}]_1 [Cl^{1-}]_2$ formando o sal $MgCl_2$

Exemplo 4: Ca^{2+} e PO_4^{3-} . Substituindo na fórmula geral $[C^{x+}]_y [A^{y-}]_x$, temos:

$[Ca^{2+}]_3 [PO_4^{3-}]_2$ formando o sal $Ca_3(PO_4)_2$.

Esse sal ($Ca_3(PO_4)_2$) é o composto que forma 60% da nossa estrutura óssea, além de ser matéria-prima na fabricação de alguns fertilizantes.

Atividade

11. Escreva, em seu caderno, a fórmula do sal formado pelos íons:

- Li^+ e I^-
- Ca^{2+} e NO_3^-
- Fe^{3+} e SO_4^{2-}
- do metal alcalino localizado no terceiro período com o halogênio do quarto período

Nomenclatura dos sais

Como o sal é um composto formado na reação de ácido com base, sua nomenclatura respeita sua origem, ou seja, ela é derivada do nome do ácido e da base de origem. Assim, o nome dos sais ficaria como o indicado na tabela a seguir:

Tabela 6.6: Esquema para a nomenclatura de sais

| | | |
|--------------------------------------|---|---|
| Nome do ânion (derivado do ácido) | Substituir <i>ídrico</i> por <i>eto</i> | de nome do cátion (derivado da base) |
| | Substituir <i>ico</i> por <i>ato</i> | |
| | Substituir <i>oso</i> por <i>ito</i> | |

Exemplos:

1. NaCl

Deriva do ácido HCl = ácido clorídrico, então substituímos o *ídrico* por *eto*, ficando o nome do NaCl como *cloreto de sódio*.

2. CaCO₃

Deriva do ácido H₂CO₃ = ácido carbônico, então substituímos o *ico* por *ato*, ficando o nome do CaCO₃ como *carbonato de cálcio*.

Esse sal é encontrado na natureza sob diversas formas, como calcário e mármore. O carbonato de cálcio (CaCO₃) é utilizado na fabricação de vidros, pasta de dentes e cimento.

3. MgSO₃

Deriva do ácido H₂SO₃ = ácido sulfuroso, então substituímos o *oso* por *ito*, ficando o nome do MgSO₃ como *sulfito de magnésio*.

4. NaClO

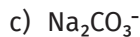
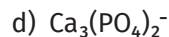
Deriva do ácido HClO = ácido hipocloroso, então substituímos o *oso* por *ito*, ficando o nome do NaClO como *hipoclorito de sódio*.

O hipoclorito de sódio é usado como alvejante e desinfetante. É o princípio ativo do produto comercializado como água sanitária.

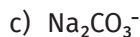
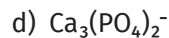
Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno)

12. Escreva a fórmula da base e do ácido que formam os sais a seguir:



13. Dê o nome dos sais (citados na atividade anterior)



Propriedade de ácido, base e sal : condutividade elétrica

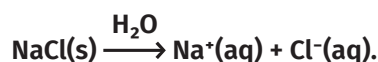
Uma importante propriedade dos compostos é a sua capacidade ou não de conduzir corrente elétrica, e esse é o assunto que discutiremos agora.

Separamos um vídeo lá na plataforma que você deverá assistir primeiramente para, através da visualização de uma experiência, conseguir mais facilmente assimilar os conceitos que vamos discutir.

lá na plataforma

Assista ao vídeo sobre condutividade elétrica em soluções aquosas.

Após assistir ao vídeo, você pode estar com uma indagação: por que algumas substâncias, dissolvidas em água, conduzem corrente elétrica enquanto outras não? Para haver passagem de corrente elétrica, é necessária a existência de íons livres na solução. Substâncias, como o sal de cozinha (cloreto de sódio), conduzem muito bem a eletricidade, porque, quando se dissolvem em água, ocorre a dissociação iônica, que pode ser representada na equação:



Logo, os cátions de sódio e os ânions do cloro são os responsáveis pela condução de eletricidade e, assim, a lâmpada no vídeo acende.

Estamos estudando as funções ácidos, bases e sais. Sendo assim, cabe a pergunta: existe uma relação entre essas substâncias e as soluções eletrolíticas, ou seja, soluções que conduzem a corrente elétrica? A resposta certamente é sim, pois, como você recorda, segundo a definição de Arrhenius:

- ácido é toda substância que, em meio aquoso, libera íons $\text{H}^+(\text{aq})$ (H_3O^+);
- base é toda substância que, em meio aquoso, libera $\text{OH}^-(\text{aq})$;
- sal é toda substância que se dissolve em água produzindo cátion diferente de $\text{H}^+(\text{aq})$ e ânion diferente de $\text{OH}^-(\text{aq})$.

Mas, se fizermos a experiência apresentada no vídeo com vários tipos de ácidos e bases, veremos que a luz da lâmpada não acenderá com a mesma intensidade para todos. Dessa forma, utilizando o recurso da condução da corrente elétrica das soluções ácidas e básicas, podemos classificar as substâncias ácidas e básicas em *fortes*, *médias* ou *fracas*. Quanto maior a força de um ácido ou de uma base, mais eles apresentarão íons em solução e, conseqüentemente, maior será a condutividade elétrica.

Soluções básicas:

Tabela 6.7: Força das bases e sua condutividade elétrica

| Soluções básicas - $M(OH)_x$ | Condução de corrente | Classificação das bases |
|---|---------------------------|-------------------------|
| M-Metal do grupo IA (metal alcalino) e IIA (metal alcalino terroso) | Forte condução | Forte |
| M - Metais Berílio (Be) e Magnésio (Mg) e os demais | Fraca ou nenhuma condução | Fraca |

Soluções ácidas:

Tabela 6.8: Força dos ácidos e sua condutividade elétrica

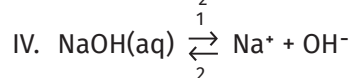
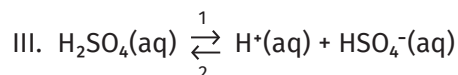
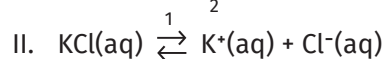
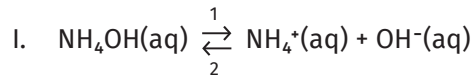
| Soluções ácidas | Condução de corrente | Classificação dos ácidos |
|--|---------------------------|--------------------------|
| Hidrácido – HX | | |
| X – Halogênio | Forte condução | Forte |
| X – Fluor | Média condução | Média |
| X – Demais ametais | Fraca ou nenhuma condução | Fraca |
| Oxiácido - H_aXO_b | | |
| $b - a$ | Forte condução | Forte |
| $b - a = 1$ | Média condução | Média |
| $b - a = 0$ | Fraca ou nenhuma condução | Fraca |

Nota: vale lembrar que o ácido carbônico (H_2CO_3), segundo a regra acima, seria médio, pois $(b - a)$, ou seja, $3 - 2 = 1$. Porém, é um ácido fraco, uma vez que preferencialmente se decompõe em gás carbônico e água, conforme reação representada a seguir: $H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2O(l)$.

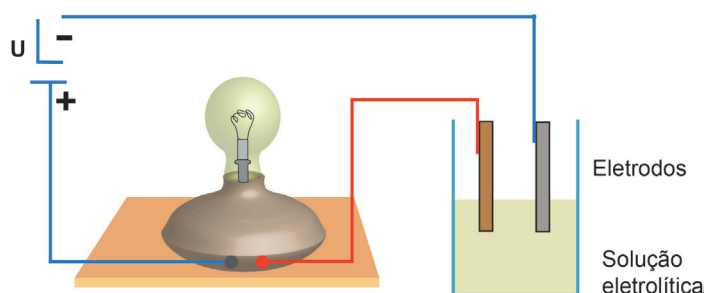
Atividade

(Anote as respostas em seu caderno)

14. Em uma aula experimental, foram preparadas quatro soluções eletrolíticas com a mesma concentração de soluto e as mesmas condições adequadas para o estabelecimento de um estado de equilíbrio:



A seguir, cada uma dessas soluções foi submetida a um teste de condutividade elétrica. Observe o esquema do teste realizado:



A solução na qual a posição de equilíbrio está acentuadamente deslocada no sentido 2 e provocará, quando submetida ao teste, menor intensidade luminosa da lâmpada, é a de número:

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

Justifique sua resposta.

15. Para distinguir uma solução de HF (ácido moderado) de outra de HCl (ácido forte), de mesma concentração, foram efetuados os seguintes procedimentos independentes com cada uma das soluções:

- I. Medida de pH;
- II. Teste com uma tira de papel tornassol azul;
- III. Medida de condutibilidade elétrica das soluções.

Indique, dentre os procedimentos citados, os que permitem distinguir soluções.

Óxidos

Os óxidos são abundantes na crosta terrestre, formando minérios e minerais, como quartzo, hematita, dentre outros. Eles são os principais causadores da poluição atmosférica, que se tornou um dos mais sérios problemas ambientais da sociedade contemporânea.

Óxidos são compostos formados por dois elementos (binários), sendo que um deles é o oxigênio e o outro é menos eletronegativo. Os óxidos têm como fórmula geral E_xO_y . Como exemplo, temos o CO_2 , Fe_2O_3 , CaO , SO_2 .

Classificação dos óxidos

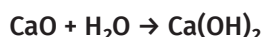
A principal forma de classificar um óxido é a partir da maneira como ele reage com a água, com um ácido ou com uma base, ou seja, por meio do seu comportamento químico.

I) Óxido básico

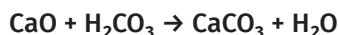
O óxido é classificado como básico porque, ao reagir com a água, forma uma base.



Podemos exemplificar o comportamento básico de um óxido com a cal virgem ou viva.



Esse composto (CaO) reage espontaneamente com a água, liberando muito calor ao formar o hidróxido de cálcio $Ca(OH)_2$. É preciso cuidado ao manuseá-lo, pois pode causar queimaduras. Tanto o CaO como o $Ca(OH)_2$ são usados como argamassa, na pintura com cal (caiação) e na preparação de doces. Devido à característica básica desse óxido, ele pode reagir com ácidos, diminuindo a acidez do solo.



Como, teoricamente, reconhecemos um óxido básico? Os óxidos básicos são formados por metais com carga 1^+ ou 2^+ .

Exemplos:

Na_2O , K_2O – metais com carga 1^+ .

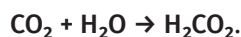
MgO , BaO , FeO – metais com carga 2^+ .

II) Óxido ácido (anidrido)

O óxido é classificado como ácido porque, ao reagir com a água, forma um ácido.



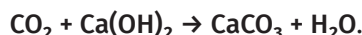
Podemos exemplificar o comportamento ácido de um óxido por meio do gás carbônico:



O gás carbônico é muito usado na gaseificação de bebidas, porque forma o ácido carbônico (H_2CO_3) que realça o sabor (flavorizante). Porém, é muito instável, ou seja, decompõe-se facilmente em gás carbônico e água.

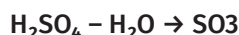


Por seu caráter ácido, os óxidos ácidos reagem com as bases, formando sal e água. Podemos utilizar o próprio CO_2 como exemplo:



Os óxidos ácidos são formados, na sua grande maioria, por não metais. Como exemplos, podemos citar SO_2 , SO_3 , N_2O_5 . Os óxidos ácidos também são chamados de *anidridos* (sem água), pois podem, teoricamente, ser obtidos pela desidratação de ácidos oxigenados.

Exemplo: desidratação do ácido sulfúrico, conforme mostra a equação a seguir.



ácido sulfúrico – água → anidrido sulfúrico

Os óxidos CO_2 , SO_2 e NO_x (representação geral de alguns óxidos de nitrogênio) são os principais gases poluidores da atmosfera.

O CO_2 (dióxido de carbono), em grandes quantidades, é um dos maiores responsáveis pelo chamado *efeito estufa*, que é o aquecimento global da Terra. O ar atmosférico apresenta, em níveis normais, 3,5% de gás carbônico aproximadamente. Mesmo em locais que não excedam essa concentração, a chuva é ligeiramente ácida, pois trata-se de um óxido ácido.

O lançamento no ar de grandes quantidades de óxidos de nitrogênio (NO_x) ou de enxofre (SO_2) gera um problema ambiental denominado chuva ácida, pelos altos níveis de acidez atingidos pela chuva.

III) Óxido neutro

Os óxidos neutros, NO , N_2O e CO , são assim chamados porque não reagem com água, bases ou ácidos.

Atividade

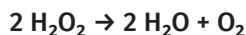
16. Classifique os óxidos em básico, ácido ou neutro. Anote as respostas em seu caderno.

- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| a) K_2O^- | e) CO^- |
| b) SO_3^- | f) N_2O_5 |
| c) P_2O_5 | g) N_2O^- |
| d) CuO | h) BaO^- |
-

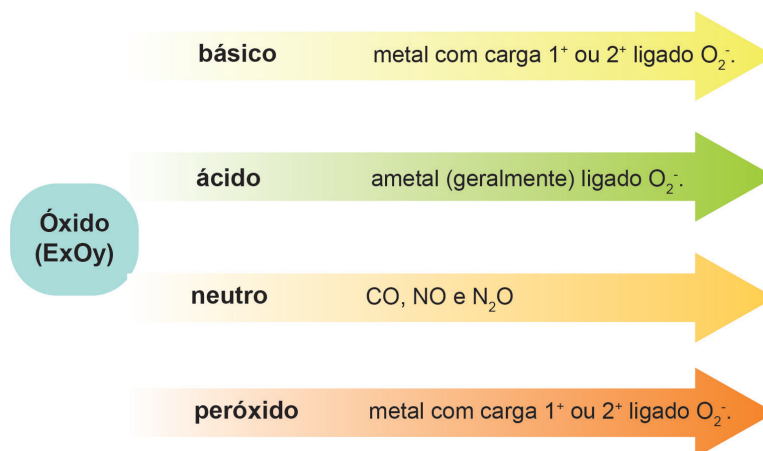
IV) Peróxidos

São compostos binários que apresentam como ânion o $[O_2]^{2-}$.

Dentre os peróxidos existentes, um dos mais importantes é o H_2O_2 (peróxido de hidrogênio), que, em solução aquosa, é vendido como água oxigenada. Esse composto é bastante instável e se decompõe sob a ação da luz ou do calor, por isso é vendido em frascos opacos ou escuros.



Podemos, então, fazer um resumo da função óxido:



O estudo das funções inorgânicas nos ajuda a compreender alguns fenômenos naturais e a atuação do homem sobre a natureza. Vamos agora discutir alguns pontos importantes a respeito da Química ambiental.

Química ambiental

É o ramo da Química responsável por compreender os processos químicos que acontecem no meio ambiente. Entre os fenômenos estudados por ela, estão a *composição do ar*, a *chuva ácida* e o *efeito estufa*.

Chuva ácida: pingos que destroem!

Você já ouviu falar sobre um dos problemas de poluição atmosférico chamado *chuva ácida*? Certamente, sim! Esse problema não é recente, ele foi observado e identificado pela primeira vez em 1871 por Robert Angus Smith. Robert Smith era um zeloso funcionário público inglês, que ficou impressionado com a rapidez com que se desgastavam as peças de metal expostas

ao tempo, com as desfigurações nas pinturas dos edifícios, com o desgaste de pedras e com a alteração na qualidade da água consumida pela população londrina. Diante desse cenário, ele começou a fazer investigações, mais tarde publicadas em livro, e concluiu que o fenômeno era causado pela presença de ácido sulfúrico no ar.

Porém, como era de se esperar, ninguém deu muita importância ao seu trabalho.

Hoje, não dá mais para fechar os olhos diante das questões ambientais. Para entendermos melhor quimicamente o que acontece com a chuva para que ela fique ácida, precisamos saber o que consideramos uma atmosfera não poluída e quais os principais agentes poluidores.

Ao contrário do que muita gente pensa, a Terra não possui uma quantidade infinitamente grande de ar atmosférico. Aproximadamente 95% do ar do planeta encontra-se em uma faixa com cerca de 20 km de espessura. A atmosfera, na ausência de poluição, é composta fundamentalmente por N_2 , O_2 , Ar, CO_2 e quantidades variáveis de vapor d'água.

Atualmente, nos locais poluídos, sobretudo em centros urbanos e industriais, muitas outras substâncias passam a fazer parte da composição do ar atmosférico, como CO , SO_2 , SO_3 , NO , NO_2 , O_3 , fuligem (C), areia, partículas metálicas (Pb, Hg, entre outros) e restos de combustíveis não queimados (álcool e gasolina). Podemos chamar de poluente atmosférico toda substância nociva presente no ar em concentração (quantidade) suficiente para prejudicar a saúde, a segurança e o bem-estar da população, contaminar animais e vegetação ou, ainda, causar danos a materiais.

Dentro do estudo da poluição, um grupo de substâncias químicas ocupa papel de destaque: os óxidos. No ambiente natural, a água da chuva é naturalmente ácida, em virtude da presença de CO_2 , que sabemos ser um óxido de características ácidas. O dióxido de carbono (CO_2), em solução aquosa ou em contato com a umidade do ar, produz o ácido carbônico (H_2CO_3), conforme a equação:

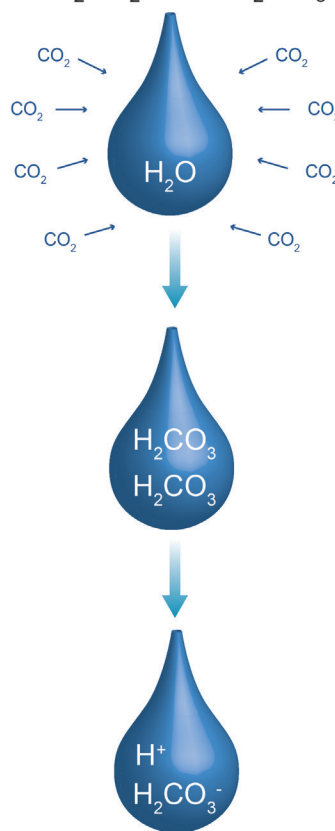
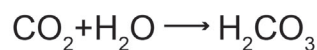
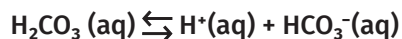


Figura 6.6: Esquema da reação entre gás carbônico e água e posterior ionização do ácido formado.

O ácido carbônico, por ser um ácido fraco, ao se ionizar em meio aquoso, libera poucos íons $H^+(aq)$.

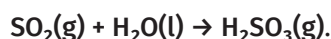


A formação desse ácido é responsável pela acidez da chuva, que apresenta pH em torno de 5,6. Dessa forma, a chuva, que é considerada um problema de poluição atmosférica, ocorre com pH inferior a 5,0.

De que forma a chuva pode ficar mais ácida?

Quando, na atmosfera, são lançados gases contendo óxidos de enxofre, óxidos de nitrogênio e gás carbônico proveniente de atividades humanas (antrópicas), eles sofrem transformações que tornam a chuva mais ácida.

A queima de combustíveis fósseis com impurezas de enxofre e os processos metalúrgicos que envolvem a queima (ustulação) de sulfetos (S^{2-}) produzem anidrido sulfuroso (SO_2). Essas atividades, como são intensas, provocam a grande concentração desse gás na atmosfera que se torna um dos agentes poluidores responsáveis pela chuva ácida, conforme mostra a equação a seguir:



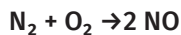
O oxigênio (O_2) ou o ozônio (O_3), na presença de poeira (material particulado em suspensão), possibilita a transformação do SO_2 (anidrido sulfuroso) em SO_3 (anidrido sulfúrico) que, por sua vez, ao entrar em contato com a água, produz H_2SO_4 (ácido sulfúrico), conforme as equações a seguir:



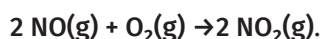
Figura 6.7: Produção de gases em indústrias. Fonte: <https://pxhere.com/pt/photo/1269407>

Os dois principais componentes da atmosfera terrestre, N_2 e O_2 , pela ação de raios e descarga elétrica ou pela ação de veículos com motores de combustão que atingem altas temperaturas,

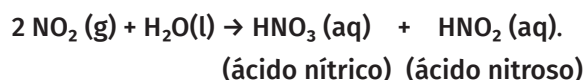
transformam-se em NO_2 . O NO_2 , ao entrar em contato com a água, forma o ácido nítrico (HNO_3) e, também, o ácido nitroso (HNO_2). Veja as equações a seguir.



Em seguida, temos:



Na atmosfera, o NO_2 reage com a água da chuva, formando os compostos ácidos:



lá na plataforma

Para conhecer mais sobre a chuva ácida e suas consequências para o meio ambiente, leia o texto disponível na plataforma.

Que atitudes podemos ter diante desse problema da chuva ácida?

Deveríamos consumir menos os combustíveis fósseis e usar menos transportes que usam motores à explosão. Como? Utilizando transportes coletivos, realizando transporte solidário, utilizando veículos elétricos, andando de bicicletas ou até mesmo a pé (claro, em pequenas distâncias, pois nem todo mundo é um atleta maratonista). Essas são questões a serem pensadas.

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno)

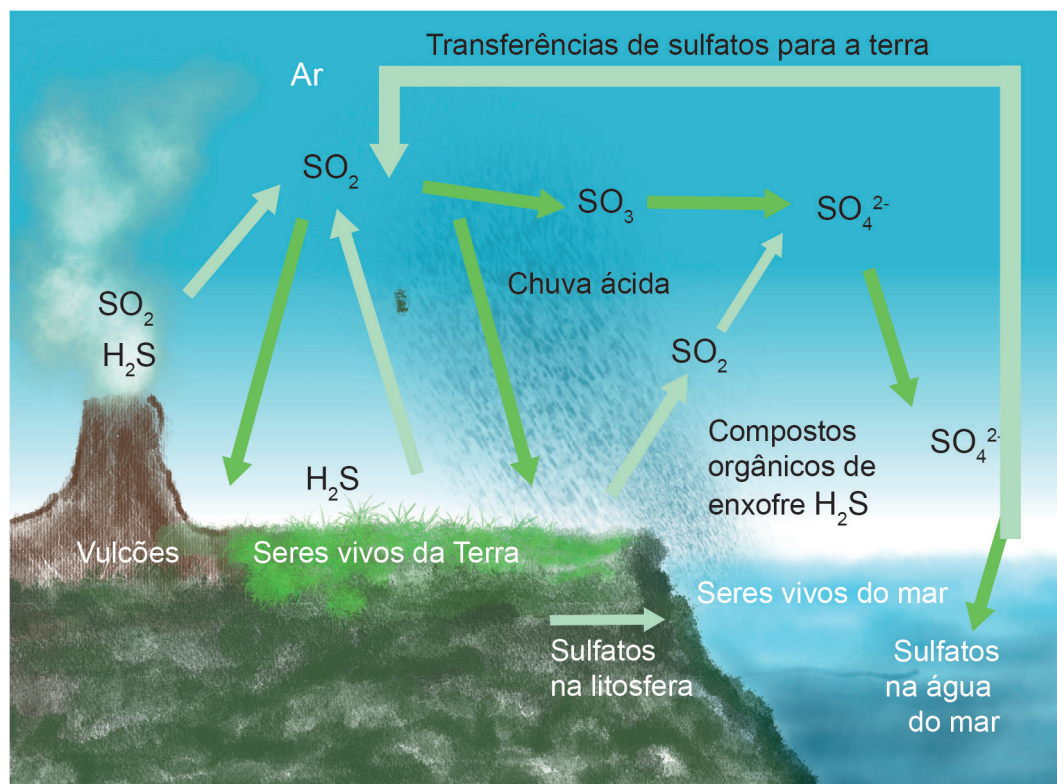
17. (ENEM) Com relação aos efeitos sobre o ecossistema, pode-se afirmar que:

- I. as chuvas ácidas poderiam causar a diminuição do pH da água de um lago, o que acarretaria a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar.
- II. as chuvas ácidas poderiam provocar acidificação do solo, o que prejudicaria o crescimento de certos vegetais.
- III. as chuvas ácidas causam danos se apresentarem valor de pH maior que o da água destilada.

Dessas afirmativas, está(ão) correta(s):

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

18. O esquema representa o ciclo do enxofre na natureza, sem considerar a intervenção humana.



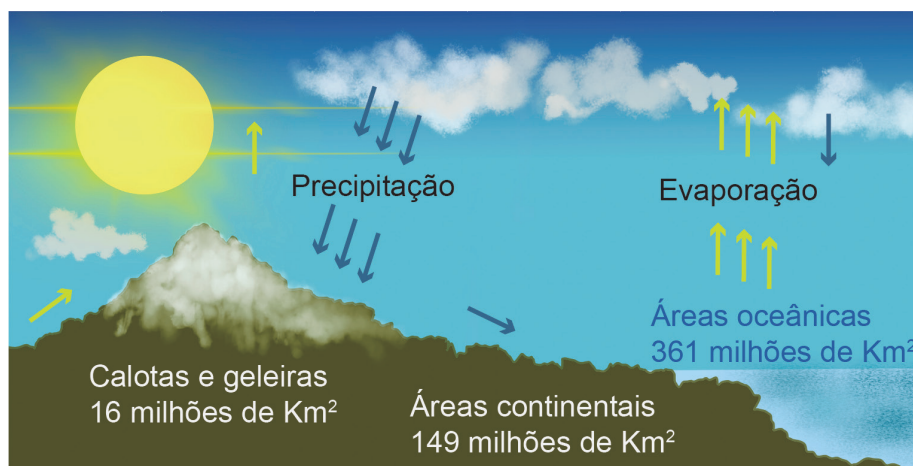
Adaptado de BRIMBLECOMBE, P. *Air Composition and Chemistry*. Cambridge: Cambridge University Press, 1996.

Algumas atividades humanas interferiram significativamente no ciclo natural do enxofre, alterando as quantidades das substâncias indicadas no esquema. Ainda hoje isso ocorre, apesar do grande controle por legislação.

Pode-se afirmar que duas dessas interferências são resultantes da:

- queima de combustíveis em veículos pesados e da produção de metais a partir de sulfetos metálicos;
- produção de metais a partir de óxidos metálicos e da vulcanização da borracha;
- queima de combustíveis em veículos leves e da produção de metais a partir de óxidos metálicos;
- queima de combustíveis em indústria e da obtenção de matérias-primas a partir da água do mar;
- vulcanização da borracha e da obtenção de matérias-primas a partir da água do mar.

19. As eventuais “perdas” de água se devem mais à poluição e à contaminação, que podem chegar a inviabilizar a sua reutilização, do que à redução do volume de água da Terra. A existência do ciclo hidrológico é uma das provas de que o gerenciamento adequado dos recursos hídricos, e não a “falta d’água”, é o maior problema a ser enfrentado pela humanidade.



Dos 1.386 milhões de km^3 de água presentes na Terra (mais de três quartos de sua superfície), apenas 2,5% consistem em água doce, fundamental para a sobrevivência do ser humano, sendo o restante impróprio ao consumo. Porém, águas doces, salobras e salgadas estão em constante permuta entre si através da evaporação, precipitação (chuva, neve, granizo, orvalho etc) e transporte de água por rios e correntes subterrâneas e marítimas. A figura anterior ilustra esquematicamente os vários fenômenos envolvidos. A respeito do ciclo e contaminação da água, é correto afirmar que:

- A formação da chuva ácida ocorre no solo.
- A evaporação é um processo exotérmico (libera calor).
- Os carros são os únicos emissores dos gases responsáveis pela formação da chuva ácida.
- Os óxidos gasosos de enxofre e nitrogênio são responsáveis pela chuva ácida.
- Os sais de enxofre e nitrogênio são os responsáveis pela chuva ácida.

Efeito Estufa: uma grande incubadora

A expressão *efeito estufa* indica um fenômeno natural bastante conhecido que é responsável pelo aumento da temperatura da atmosfera terrestre. O planeta Terra irradia para o espaço uma quantidade de energia igual a que absorve do sol. Essa radiação não é perdida para o espaço, mas fica retida na atmosfera em virtude da presença de alguns gases que absorvem grande parte dela e, conseqüentemente, aquecem nossa atmosfera. Por conta desse efeito estufa natural, a temperatura média da superfície da Terra é cerca de 15°C . Em planetas onde não encontramos essa concentração de gases que absorvem a radiação, como Marte, a temperatura média da superfície é da ordem de -53°C .

A seguir, apresenta-se um quadro ilustrativo com a composição atmosférica dos planetas do sistema solar.

Tabela 6.9: Composição atmosférica dos planetas do sistema solar.

| Planetas | Temperatura (°C) aproximada | Principais gases que compõem a atmosfera |
|----------|-----------------------------|--|
| Mercúrio | + 300 | Sem gases |
| Vênus | + 400 | Nitrogênio, gás carbônico, água |
| Terra | + 15 | Nitrogênio, oxigênio, gás carbônico, água etc. |
| Marte | - 53 | Nitrogênio, gás carbônico, água |
| Júpiter | - 129 | Hidrogênio, hélio, metano, amônia |
| Saturno | - 143 | Hidrogênio, hélio, metano, amônia |
| Urano | - 184 | Hidrogênio, hélio, metano, nitrogênio |
| Netuno | - 194 | Hidrogênio, hélio, metano, nitrogênio |
| Plutão | - 212 | Composição ainda indeterminada |

Desde 1850, temos assistido a um aumento gradual da temperatura global, algo que pode também ser causado pela flutuação natural de temperatura. Tais flutuações têm ocorrido naturalmente durante várias dezenas de milhões de anos ou, por vezes, mais bruscamente, em décadas. Esses fenômenos naturais bastante complexos e imprevisíveis podem ser a explicação para as alterações climáticas que a Terra tem sofrido, mas também é possível e mais provável que estejam sendo provocados pelo aumento do efeito estufa, basicamente relacionado à atividade humana.

Por meio de medições de temperaturas realizadas nos últimos séculos, há previsão de um aumento de 2°C a 6°C para os próximos cem anos. Esse aumento de temperatura seria maior do que qualquer outro ocorrido desde o aparecimento da civilização humana na Terra. Dessa forma, torna-se assim quase certo que o aumento da temperatura que estamos enfrentando é causado pelo homem e não se trata de um fenômeno natural.

biomassa

Toda matéria orgânica, de origem vegetal ou animal, utilizada na produção de energia. Ela é obtida através da decomposição de uma variedade de recursos renováveis, como plantas, madeira, resíduos agrícolas, restos de alimentos, excrementos e até do lixo.

O dióxido de carbono (CO_2) vem sendo acusado de ser o principal responsável pelo aumento do efeito estufa, visto que sua presença na atmosfera está principalmente relacionada com atividades humanas. As fontes naturais de dióxido de carbono são respiração, decomposição de plantas e animais e queimadas naturais de florestas. As fontes de emissão pela atividade humana são queima de combustíveis fósseis, desflorestamento e queima de **biomassa**.

O tempo médio de CO_2 na atmosfera é cerca de 100 anos. Logo, qualquer diminuição, a longo prazo, na concentração desse gás requer uma imediata redução de sua emissão.

Outros gases que aumentam o efeito estufa:

- Metano (CH_4)

O metano é o segundo gás estufa em importância. As principais fontes de emissão de metano são arrozais, pântanos, gás natural e queima de biomassa. A permanência dele na atmosfera é pequena (menos de dez anos), porém, em termos de aquecimento, esse gás é 20 vezes mais potente que o dióxido de carbono.

- Clorofluorcarbonetos (CFCs)

Os CFCs são um grupo de componentes produzidos pelo homem, formados por moléculas de metano ou etano por substituição de átomos de hidrogênio por átomos de cloro e flúor. Os mais comuns são CCl_3F e CCl_2F_2 . A produção de CFCs começou na década de 1930, com o avanço da refrigeração. Eles foram intensamente utilizados como componentes na produção de aerossóis, de espuma, na indústria de ar condicionado e em várias outras aplicações. A produção desses gases diminuiu muito nos últimos anos em decorrência de tratados internacionais realizados a partir de 1987, com o objetivo de conter a destruição da camada de ozônio que protege nosso planeta.

A potência dos CFCs como gás estufa é cerca de 10 mil vezes maior que a do CO_2 .

Aquecimento global e suas consequências

O aumento no teor atmosférico dos gases estufa leva a um maior bloqueio da radiação, causando uma exacerbação do efeito estufa e ocasionando aquecimento da atmosfera e aumento da temperatura da superfície terrestre. Os prováveis efeitos desse aumento do efeito estufa são:

- elevação do nível dos mares;
- alterações climáticas em todo planeta;
- aumento da biomassa terrestre e oceânica;
- modificações profundas na vegetação característica de certas regiões e típicas de determinadas altitudes;
- aumento na incidência de doenças e proliferação de insetos nocivos ou vetores de doenças.

lá na plataforma

Assista a um vídeo que ajudará a entender como ocorre o efeito estufa.

Atividade

(Anote as respostas em seu caderno)

20. (Fuvest) O agravamento do efeito estufa pode estar sendo provocado pelo aumento da concentração de certos gases na atmosfera, principalmente do gás carbônico.

Dentre as seguintes reações químicas:

- I. queima de combustíveis fósseis;
- II. fotossíntese;
- III. fermentação alcoólica;
- IV. saponificação de gorduras.

Quais produzem gás carbônico, contribuindo para o agravamento do efeito estufa?

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

21. A queima de combustíveis fósseis nos veículos automotores e nas indústrias e as grandes queimadas nas regiões de florestas tropicais são duas das principais causas do aumento da concentração de dióxido de carbono na atmosfera. Esse aumento, cerca de 11% nos últimos trinta anos, contribui para a elevação da temperatura média do globo terrestre, através do efeito estufa.

Desse ponto de vista, o uso do álcool como combustível em automóveis é interessante, porque não contribui, de forma permanente, para o aumento da concentração atmosférica de dióxido de carbono.

A alternativa que melhor explica essa vantagem do uso do álcool etílico é:

- a) A queima do etanol é completa.
- b) A queima do etanol não produz CO_2 .
- c) O catalisador usado nos carros a etanol impede a formação de CO_2 .
- d) O replantio da cana-de-açúcar consome CO_2 .

22. (ENEM) No Estado de Roraima, a forte seca provocou um incêndio que assustou o mundo. Durante a queimada, o ar atmosférico local sofreu um aumento na concentração de:

- a) CO_2 , principal responsável pelo efeito estufa.
- b) NO_2 , principal responsável pelo efeito estufa.
- c) CH_4 , principal responsável pelo efeito estufa.
- d) CFC, principal responsável pela destruição na camada de ozônio.
- e) NO, principal responsável pela destruição na camada de ozônio.

Ozônio: o manto azul protetor

O ozônio, também denominado *ozone*, *ozona* ou *trioxigênio*, por ser uma substância formada por moléculas triatômicas (O_3), é um gás instável e de cheiro característico, cuja densidade é 1,5 vezes maior que a do oxigênio (O_2). Ele atinge o ponto de fusão à temperatura de -192°C e o ponto de ebulição a temperatura de -112°C . É um agente oxidante extremamente poderoso, com capacidade de reagir muito mais rapidamente que o oxigênio (O_2). O fato de ser altamente reativo transforma o ozônio em uma substância tóxica capaz de atacar proteínas e prejudicar o crescimento dos vegetais.

Apresenta, à temperatura ambiente, coloração azul-pálida atingindo coloração azul escura quando transita do estado gasoso para o estado líquido, situação em que adquire propriedades explosivas.

O ozônio (O_3) e o gás oxigênio (O_2) diferem um do outro na atomicidade, isto é, no número de átomos que forma a molécula. Dizemos então, que o gás oxigênio e o ozônio são as formas **alotrópicas** do elemento químico oxigênio.

alotropia

Capacidade de um elemento químico formar duas ou mais substâncias simples diferentes.

A estratosfera, região da atmosfera situada entre 15 e 50 quilômetros acima da superfície terrestre, concentra cerca de 90% do ozônio, que forma uma camada gasosa importantíssima para várias formas de vida na Terra, conhecida como *camada de ozônio*.



Figura 6.8: Camadas atmosféricas.

A camada de ozônio cria um escudo protetor, filtrando a radiação ultravioleta (UV), principalmente a nociva, emanada do Sol. A radiação UV compõe a região do espectro eletromagnético (Figura 6.9) que abrange o intervalo de comprimentos de onda entre 100 e 400

nanômetro nanômetros.

unidade de comprimento
que corresponde a 10^{-9}
metros (0,000000001
metros).

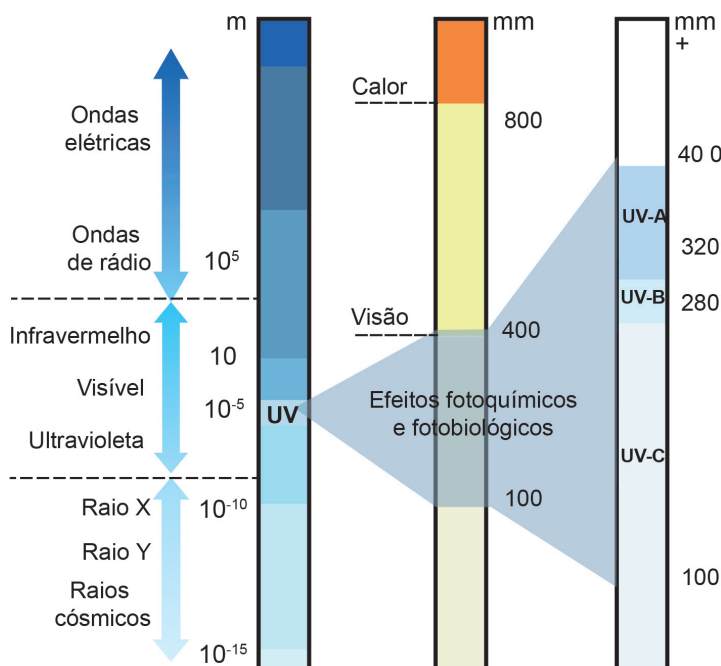


Figura 6.9: Espectro eletromagnético e faixas de radiação UV.

Entretanto, é comum subdividir os raios UV em três intervalos, a partir da intensidade de absorção do oxigênio e do ozônio e do efeito biológico provocado. Os raios UV-A (320 a 400 nm) são pouco absorvidos pela camada de ozônio, mas seu efeito é benéfico porque estimulam a fabricação de vitamina D pelo organismo humano. A exposição excessiva a eles é responsável por queimaduras ou envelhecimento precoce.

Os UV-B (280 a 320 nm), que são extremamente perigosos, podem causar catarata, câncer de pele, deficiência no poder imunológico, diminuição de colheitas e pescados, entre outros problemas. Contudo, eles são praticamente absorvidos pelo ozônio estratosférico.

Os UV-C (100 a 280 nm) não influem no ambiente terrestre, pois não atingem a superfície da Terra por serem completamente absorvidos pelo oxigênio molecular e pelo ozônio.

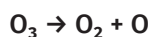
A vida na Terra depende da existência dessa fina camada gasosa situada no alto da atmosfera. O desaparecimento da camada de ozônio implica a não absorção dos raios UV-B e, consequentemente, a esterilização da superfície do globo e o extermínio da vida terrestre. A principal consequência da destruição da camada de ozônio será o grande aumento da incidência de câncer de pele, já que os raios ultravioletas são mutagênicos.

Além disso, existe a hipótese segundo a qual a destruição da camada de ozônio pode causar desequilíbrio no clima, resultando no efeito estufa, o que causaria o descongelamento das geleiras polares e consequente inundação de muitos territórios que atualmente se encontram em condições de habitação. De qualquer forma, a maior preocupação dos cientistas é mesmo com o câncer de pele, cuja incidência vem aumentando nos últimos vinte anos. Cada vez mais se aconselha evitar o sol nas horas em que ele esteja muito forte, assim como se reforça a utilização de filtros solares, únicas maneiras de prevenir e proteger a pele.

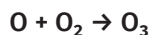
Encontramos na estratosfera uma quantidade significativa de oxigênio molecular (O_2). Pequena parte dele, pela ação de radiação UV-C, é decomposta formando oxigênio atômico (O), que, por sua vez, colide com as moléculas de oxigênio molecular restante, produzindo todo o ozônio estratosférico (O_3), como ilustram as equações a seguir.



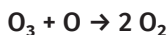
O ozônio absorve luz UV com comprimento de onda menor que 320 nm (UV-B e UV-C), que é capaz de provocar sua dissociação, conforme a equação a seguir.



A maioria dos átomos de oxigênio, produzidos na quebra das moléculas de O_3 e O_2 pela luz (fotólise), reage com o oxigênio molecular remanescente para formar novamente o ozônio, como mostra a equação a seguir.



Porém, esses oxigênios atômicos podem colidir com moléculas de ozônio para formar oxigênio molecular. Dessa forma, o ciclo de formação e destruição do ozônio se fecha.



Assim, descrevemos o ciclo natural de formação e destruição do ozônio estratosférico.

Porém, infelizmente, com a Revolução Industrial, esse equilíbrio começou a ser destruído. A emissão na atmosfera de produtos químicos que reagem com o ozônio, como o clorofluorcarbono (CFC), encontrados em sprays aerossóis, geladeiras, aparelhos de ar-condicionado, começou a destruir a camada, diminuindo sua espessura. O problema largamente divulgado nos meios de comunicação e conhecido como **buraco da camada de ozônio** refere-se, principalmente, ao fenômeno de destruição de cerca de 50% do O_3 estratosférico na região da Antártica, durante alguns meses do ano (período da primavera), atribuído em grande parte ao cloro.

Os clorofluorcarbonetos ou CFCs são um grupo de componentes produzidos pelo homem, formados por moléculas de metano (CH_4) ou etano (C_2H_6) por substituição de átomos de hidrogênio por átomos de cloro e flúor.

As moléculas de clorofluorcarbono passam intactas pela troposfera, que é a parte da atmosfera que vai da superfície até uma altitude média de 10.000 metros. Em seguida, atingem a estratosfera, onde os raios ultravioletas do sol aparecem em maior quantidade.

Esses raios quebram as partículas de clorofluorcarbono, liberando o átomo de cloro, que, então, rompe a molécula de ozônio, formando monóxido de cloro (ClO) e oxigênio (O_2).

Acordos internacionais têm sido firmados e implementados no que diz respeito à diminuição gradativa da produção de compostos de clorofluorcarbonetos (CFCs), diante da gravidade do acúmulo de cloro na atmosfera. O Protocolo de Montreal, sustentado por outras decisões tomadas em outras conferências de âmbito mundial, propõe que sejam proibidos todos os produtos que destroem o ozônio e que todas as nações sejam responsáveis pela suspensão de suas produções.

Atividade

(Anote as respostas em seu caderno)

23. A camada de ozônio (O_3) que protege a vida na Terra da incidência dos raios ultravioleta é produzida na atmosfera superior pela ação de radiação solar de alta energia sobre moléculas de oxigênio (O_2). Assinale a alternativa correta:

- a) O ozônio e o oxigênio são alótropos.
- b) O ozônio e o oxigênio são isótopos.
- c) O ozônio e o oxigênio são isômeros.
- d) O ozônio e o oxigênio são moléculas com mesma atomicidade.
- e) O ozônio e o oxigênio têm números atômicos diferentes.

24. Três cientistas, Paul Crutzen, do Instituto Max-Planck, na Alemanha, Mário Molina e Sherwood Rowland, do MIT e CALTEC, nos Estados Unidos, dividiram o prêmio Nobel de Química de 1995. Explicando os mecanismos químicos que afetam a espessura da camada de ozônio, protetora da Terra, os três pesquisadores contribuíram para a detecção de um dos problemas ambientais mais sérios do nosso planeta. Calcula-se que, para cada 1% de perda de ozônio na estratosfera, acrescentam-se 2% de radiação ultravioleta na superfície do planeta.

Assinale V (verdadeiro) ou F (falso) nas afirmativas a seguir:

- () O oxigênio é um exemplo de substância simples.
- () O ozônio é um alótropo do oxigênio.
- () O ozônio é um isótopo do oxigênio.
- () O ozônio, assim como o cloro, é um forte agente oxidante, sendo, portanto, usado na purificação de água para fins de consumo humano.
- () O ozônio absorve os raios ultravioletas, impedindo sua penetração na atmosfera.

lá na plataforma

Para conhecer mais sobre o que são os filtros solares, leia o texto disponível na plataforma.

Resumo

- As funções inorgânicas mais importantes são os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.
 - Ácidos são substâncias que, em solução aquosa, liberam como único cátion o H^+ para formarem os íons hidrônios (H_3O^+).
 - Hidrácidos são ácidos sem oxigênio, e os oxiácidos são os ácidos oxigenados.
 - Bases são compostos que, em água, liberam como único tipo de ânion a hidroxila (OH^-).
 - A amônia, NH_3 , é uma substância gasosa que, ao entrar em contato com água, forma uma solução básica de hidróxido de amônio (NH_4OH).
 - Sal é qualquer substância formada por um cátion diferente do H^+ e um ânion diferente do OH^- .
 - Os óxidos são compostos binários com oxigênio como elemento mais eletronegativo.
 - A partir do comportamento químico, óxido é classificado em básico, ácido, neutro.
 - A escala de pH permite determinar a acidez e a alcalinidade de uma solução.
 - A condutividade elétrica de uma solução depende da presença de íons nessa solução.
 - Atividades humanas produzem alteração na atmosfera, como chuva ácida, efeito estufa e buraco na camada de ozônio.
-

Atividade

25. Um veículo movido à gasolina lança, no meio ambiente, gases como o dióxido de carbono (CO_2), o dióxido de enxofre (SO_2) e vários óxidos de nitrogênio como $NxOy$, que contribuem para o agravamento de problemas ambientais. (Anotar as respostas em seu caderno)

- Escreva a reação do gás carbônico com a água.
- Qual a classificação do óxido de enxofre apresentado no texto?
- Qual, dentre esses gases, é o maior responsável pelo aumento do efeito estufa?
- Qual o efeito no pH da água destilada quando adicionamos SO_2 nessa água?
- A reação de neutralização de CO_2 com CaO forma o sal CaCO_3 . Qual é o nome desse sal?
- A reação do óxido N_2O_5 com água produz HNO_3 . Qual é o nome desse composto formado?

Respostas da Unidade



2.

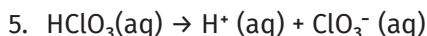
- | | |
|--|--|
| a) $\text{LiOH} \rightarrow$ hidróxi- do de lítio | d) $\text{Mg(OH)}_2 \rightarrow$ hi- dróxido de mag- nésio |
| b) $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$ hi- dróxido de bário | e) $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ hi- dróxido de amônio |
| c) $\text{KOH} \rightarrow$ hidróxi- do de potássio | |

3.

- | | |
|--|--|
| a) hidróxido de césio $\rightarrow \text{CsOH}$ | rubídio $\rightarrow \text{RbOH}$ |
| b) hidróxido de estrôncio $\rightarrow \text{Sr(OH)}_2$ | d) hidróxido de berílio $\rightarrow \text{Be(OH)}_2$ |
| c) hidróxido de amônio $\rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ | e) hidróxido de amônio $\rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ |

4.

- Ni(OH)_3
- Cu(OH)_2
- Pt(OH)_4



6.

- H_2S
- H_2CO_3
- HF

7.

- $\text{HBr} \rightarrow$ ácido bromídrico
- $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ ácido carbônico
- $\text{HCl} \rightarrow$ ácido clorídrico
- $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ ácido fosfórico
- $\text{HClO}_3 \rightarrow$ ácido clórico

8.

- ácido sulfúrico $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- ácido sulfuroso $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- ácido sulfídrico $\rightarrow \text{H}_2\text{S}$
- ácido nítrico $\rightarrow \text{HNO}_3$
- ácido hipocloroso $\rightarrow \text{HClO}$

9.

- básico, pois o intervalo de pH é 11,01 a 13.
- básico, pois o intervalo de pH é 9,01 a 11.
- ácido, pois o intervalo de pH é 1 a 3,5.
- ácido, pois o intervalo de pH é 3,51 a 6,5.

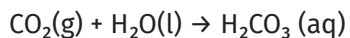
10. A solução de HCl é mais ácida. O pH da solução de HCl na concentração indicada é maior que 0 e menor que 2 (intervalo 0-2). Em $\text{pH} = 2$, a concentração de ácido (limão) é 0,01 mol/L, portanto menor que da solução de HCl .

- 11.
- a) $\text{Li}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{LiI}$
 - b) $\text{Ca}_2^{+} + \text{NO}_3^{-} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - c) $\text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{FeSO}_4$
 - d) d) do metal alcalino localizado no terceiro período com o halogênio do quarto período $\rightarrow \text{NaBr}$.
- 12.
- a) KI Base: KOH ; Ácido: HI
 - b) BaSO_4 Base: $\text{Ba}(\text{OH})_2$; Ácido: H_2SO_4
 - c) Na_2CO_3 Base: NaOH ; Ácido: H_2CO_3
 - d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ Base: $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Ácido: H_3PO_4
 - e) NH_4NO_3 Base: NH_4OH ; Ácido: HNO_3
- 13.
- a) KI \rightarrow iodeto de potássio
 - b) $\text{BaSO}_4 \rightarrow$ sulfato de bário
 - c) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ carbonato de sódio
 - d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow$ fosfato de cálcio
 - e) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow$ nitrato de amônio
14. Letra A, pois, por ser uma base fraca, apresenta poucos íons em solução.
- 15.
- I e III. I - correto, pois o pH indicará a concentração de íons H^+ em solução que, no caso do HCl, por apresentar maior ionização, terá menor pH.
- II. errado, pois, como são ácidos, ambos apresentarão a mesma mudança de cor no papel de tornassol.
- III. Como o HCl é mais forte, sofrerá maior ionização, com isso teremos maior concentração de íons em solução, logo, maior condutibilidade elétrica.
- 16.
- a) K_2O óxido básico (formado por um metal de carga +1)
 - b) SO_3 óxido ácido (formado por um não metal)
 - c) P_2O_5 óxido ácido (formado por um não metal)
 - d) CuO óxido básico (formado por um metal de carga +2)
 - e) CO óxido neutro (assim como o N_2O e NO)
 - f) N_2O_5 óxido ácido (formado por um não metal)
 - g) N_2O óxido neutro (assim como o CO e NO)
 - h) BaO óxido básico (formado por um metal de carga +2)
17. Letra C. A chuva ácida possui menor pH do que o da água destilada e provoca a diminuição do pH. O aumento da acidez pode causar a morte de algumas espécies e a acidificação do solo.
18. Letra A. A queima de combustíveis em veículos pesados produz SO_2 e SO_3 , aumentando a concentração desses gases na atmosfera.
19. Letra D. Os óxidos de enxofre e nitrogênio são óxidos ácidos e reagem com a água da chuva, formando a chuva ácida.
20. Letra B. A queima de combustíveis fósseis aumenta a quantidade de CO_2 assim como a fermentação.
21. Letra D. As plantas absorvem CO_2 , diminuindo a quantidade desse gás na atmosfera, e produzem O_2 .
22. Letra A. O gás carbônico é um dos produtos da reação de combustão de matéria orgânica.
23. Letra A. O gás ozônio e o gás oxigênio são substâncias simples formadas pelo mesmo elemento químico (oxigênio).

24. (V) (V) (F) (V) (V)

25.

a) Por ser um óxido ácido, a reação de CO_2 em água produzirá um ácido.



b) Por ser formado por um não metal, esse óxido é classificado como óxido ácido.

c) CO_2 é o maior responsável pelo efeito estufa. Os outros óxidos citados estão relacionados com o efeito da chuva ácida.

d) SO_2 é um óxido ácido, portanto diminuirá o pH da água ao ser adicionado a ela.

e) carbonato de cálcio

f) ácido nítrico
