

# 10

## Fundamentos da ligação química

Respostas e comentários deste Tema estão disponíveis nas **Orientações para o professor**.

Até este momento, foi explorado o conceito de que a matéria é constituída de átomos. No entanto, esse conhecimento não é suficiente para que as propriedades das substâncias sejam compreendidas. Afinal, um mesmo tipo de átomo está presente em uma série de substâncias.

A água e a água oxigenada, por exemplo, são substâncias constituídas do mesmo conjunto de átomos (oxigênio e hidrogênio). Como esses átomos estão em proporções diferentes, é possível entender, com mais facilidade, por que elas diferem entre si.



- A água ( $H_2O$ ) é uma substância formada por um átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio.



- A água oxigenada ( $H_2O_2$ ), substância presente em produtos descolorantes, é composta de dois átomos de oxigênio e dois átomos de hidrogênio.

No entanto, há substâncias diferentes que são formadas pelo mesmo conjunto de átomos, na mesma quantidade e na mesma proporção, como o caso do propanol e da acetona. Acompanhe algumas de suas propriedades específicas.

### Propriedades físico-químicas do propanol e da acetona

Fonte: HAYNES, William M. (ed.).  
Physical constants of organic compounds. In: HAYNES, William M. (ed.). **CRC Handbook of chemistry and physics**. 95th ed. Boca Raton: CRC Press, 2014. p. 3-4, 3-466. E-book. Tradução nossa.

Propriedade	Propanol	Acetona
Densidade	$0,799 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$	$0,785 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
Temperatura de fusão	$-124^\circ\text{C}$	$-95^\circ\text{C}$
Temperatura de ebulição	$97^\circ\text{C}$	$56^\circ\text{C}$

O que torna essas substâncias diferentes?

Neste Tema, a resposta a essa pergunta começará a ser formulada.



# As substâncias e os seus constituintes

Para entender por que existe uma variedade de substâncias, você estudará como os átomos se organizam para formar diferentes espécies químicas.

O que diferencia uma substância de outra pode ser a proporção entre os átomos que as compõem ( $H_2O$  e  $H_2O_2$ , por exemplo) ou simplesmente a forma como os átomos se organizam em unidades que se repetem. Essas unidades apresentam propriedades específicas, diferentes das propriedades dos átomos individuais, e são denominadas **constituintes**.

Esses constituintes podem ser classificados de acordo com a forma como os átomos se organizam e o tipo de interação entre eles, conforme apresentado a seguir.

Não escreva no livro.

## REFLITA

- 1 Por que átomos iguais formam substâncias diferentes?

NEW AFRICA/SHUTTERSTOCK.COM



### Iônicos

São aqueles formados pela combinação de partículas carregadas, como o cloreto de sódio ( $NaCl$ ), o cloreto de potássio ( $KCl$ ) e o bicarbonato de sódio ( $NaHCO_3$ ).

- O cloreto de sódio, também conhecido como sal de cozinha, é obtido pela combinação de partículas carregadas positivamente e partículas carregadas negativamente.

PEOPLEMAGES/CO/SHUTTERSTOCK.COM



### Moleculares

São aqueles formados por moléculas, como a água ( $H_2O$ ), o oxigênio molecular ( $O_2$ ) e as **moléculas monoatômicas**, como o hélio ( $He$ ).

- Pessoas lavam as mãos em uma pia. A água é formada por moléculas em que dois átomos de hidrogênio se ligam a um átomo de oxigênio.

RHJPHOTOS/SHUTTERSTOCK.COM



### Amoleculares não iônicos

São aqueles formados por átomos eletricamente neutros ligados entre si de forma contínua, sem caracterizar uma unidade básica. São exemplos o ferro ( $Fe$ ), o diamante ( $C$ ) e o fósforo vermelho ( $P$ ).

- Diamante bruto e diamante lapidado, ambos formados por constituintes amoleculares não iônicos de carbono.

## Sobre

### Moléculas monoatômicas

são átomos isolados que se comportam como moléculas. Os únicos elementos da tabela periódica que se apresentam na forma de moléculas monoatômicas ou átomos isolados são os gases nobres.

## Breve histórico do conceito de ligação química

**REFLITA**

Não escreva no livro.

2

Como os átomos se unem para formar as unidades constituintes das substâncias?

Conforme estudado, existem pouco mais de 100 elementos químicos, organizados de acordo com suas propriedades atômicas na tabela periódica. No entanto, há uma quantidade muito maior de materiais e substâncias, com propriedades químicas e físicas bem diversas. Como isso é possível? Os pesquisadores também quiseram saber!

Logo percebeu-se que uma nova substância não se forma pela simples mistura de outras. O passo seguinte, portanto, foi tentar entender por que algumas reações acontecem, e outras, não.

O químico sueco Torbern Olof Bergman (1735-1784) apresentou, em 1775, a ideia de **afinidade química**, segundo a qual certas substâncias têm uma tendência natural para reagir umas com as outras. Ele criou uma tabela em que listou substâncias na ordem de suas afinidades relativas, influenciando o desenvolvimento da teoria das reações químicas. O trabalho, originalmente publicado em latim, foi reconhecido pela comunidade científica europeia da época e traduzido para outros idiomas, como o francês, o alemão e o inglês.

À medida que modelos atômicos foram sendo formulados, teorias de como os átomos se ligam foram também sendo propostas, testadas e, quando necessário, revisadas.

No início do século XIX, o químico sueco Jacob Berzelius apresentou uma teoria que, posteriormente, ficou conhecida como **dualismo eletroquímico**. Acompanhe um trecho desse trabalho, publicado em 1814.

Com base na teoria eletroquímica, ensinaram-nos que devemos buscar em toda substância ingredientes com propriedades eletroquímicas opostas, e aprendemos que as combinações ocorrem com uma força que é proporcional ao grau de oposição entre as naturezas eletroquímicas dos ingredientes. Portanto, conclui-se que em toda substância há um ou mais ingredientes eletropositivos e um ou mais ingredientes eletronegativos [...].

BERZELIUS, Jöns Jacob. *An attempt to establish a pure scientific system of mineralogy: by the application of the electro-chemical theory and the chemical proportions*. Tradução para o inglês: John Black. London: [s. n.], 1814. p. 11. Tradução nossa.

Em outras palavras, essa teoria propunha que o polo positivo predominaria em átomos de determinados elementos químicos e que o polo negativo predominaria, em outros, o que permitiria explicar a união de átomos na formação de substâncias como o óxido de magnésio (MgO).

Aos poucos, essa teoria foi sendo deixada de lado, por não conseguir explicar as ligações químicas em substâncias orgânicas, pois não se baseavam apenas em forças eletrostáticas, e por causa do desenvolvimento de outras teorias que proporcionaram uma compreensão mais rica e detalhada das reações químicas.

Uma delas, proposta em 1852 pelo químico inglês Edward Frankland (1825-1899), apresentava uma maneira de explicar por que os átomos de determinados elementos pareciam seguir um padrão de combinação com outros átomos.

Acompanhe um trecho da publicação em que o cientista introduziu sua proposta.

Sem fornecer qualquer hipótese sobre a causa desse agrupamento simétrico de átomos, é suficientemente evidente [...] que essa tendência ou lei prevalece e que, não importa qual seja o caráter dos átomos que se unem, o poder de combinação do elemento de atração, se me permitem usar o termo, é sempre satisfeito pelo mesmo número desses átomos.

FRANKLAND, Edward. On a new series of organic bodies containing metals. *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, London, v. 142, n. 142, p. 417-444, 1852. p. 440. Tradução nossa.

► Sir Edward Frankland  
fotografado em torno de 1870.



WIKIPÉDIA/WIKIMÉDIA COMMONS 2.0

Para Frankland, átomos de elementos químicos teriam a tendência de formar substâncias com quantidades específicas de átomos de outros elementos, e, apenas nessas proporções determinadas, suas afinidades seriam satisfeitas da melhor forma. Por exemplo, o nitrogênio (N) teria a tendência de se ligar a três ou cinco outros átomos de outros elementos químicos, formando substâncias como  $\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_5$  e  $\text{NH}_4\text{O}$ .

Essa teoria se tornou um ponto de partida para outros pesquisadores, que deixaram de utilizar as fórmulas químicas como mera indicação da proporção de massa e passaram a retratar a estrutura e a constituição das substâncias.

Desde os estudos de Frankland, foram desenvolvidos diversos conceitos de ligação química, que serviram de base para a construção de um conjunto de modelos, alguns utilizados até hoje.

## ● O conceito de valência

Baseando-se nas ideias de Frankland e de outros cientistas, o químico alemão Friedrich August Kekulé (1829-1896) introduziu, em 1857, o conceito de **valência**, que se refere à capacidade de um átomo de se combinar com outros átomos. Kekulé estudou especificamente o átomo de carbono.

No início do século seguinte, em 1916, o físico alemão Walther Ludwig Julius Kossel (1888-1956) possibilitou avanços na compreensão do conceito ao explicar como a valência estava relacionada à configuração eletrônica dos átomos e à formação dos chamados íons. É importante lembrar que, nessa ocasião, Bohr já havia proposto seu modelo atômico, possibilitando, portanto, progressos na teoria. Segundo Kossel, elétrons de valência são aqueles que ocupam a camada mais externa do átomo de Bohr, a mais distante do núcleo, chamada de **camada de valência**, e os átomos são capazes de transferir elétrons da camada de valência ou para ela, produzindo íons (cátions ou ânions), que se ligam por ação de uma força de atração eletrostática.

Quase simultaneamente a Kossel, o físico e químico estadunidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) sugeriu que a ligação entre átomos ocorre mediante compartilhamento de pares de elétrons de valência.

As contribuições de ambos os cientistas foram fundamentais para a formação da teoria moderna das ligações químicas e para a compreensão da estrutura dos átomos e das moléculas.

**Reforçar o fato de que, apesar de útil para prever as interações entre os átomos, o conceito de valência sozinho não determina se átomos de dois elementos químicos distintos se ligarão ou não. Essa tendência é mais bem evidenciada com o conceito de eletronegatividade, abordado anteriormente.**

## Elétrons de valência são observados pela primeira vez

A visualização dos elétrons de valência sempre representou um desafio para cientistas, mas um estudo inovador da Universidade de Nagoia, no Japão, superou essa barreira. Mais de um século depois da proposição do conceito de valência, a distribuição desses elétrons foi observada experimentalmente.

A equipe do professor Dr. Hiroshi Sawa, chefe do laboratório responsável pela pesquisa, ao fazer experimentos de difração de raios X em um acelerador síncrotron, verificou que se podia extrair seletivamente a densidade dos elétrons de valência dos átomos presentes em um cristal.

Leia um trecho desse estudo a seguir.

“Embora o método fosse relativamente simples de executar, o resultado foi impressionante. A nuvem de elétrons observada não exibiu a forma suave e envolvente que muitos previram, mas sim um estado fragmentado e discreto.”

[...]

A visualização dos elétrons de valência deverá ter implicações de longo alcance.

“Este estudo tornou possível visualizar [...] a essência das ligações químicas, potencialmente contribuindo para o projeto de materiais funcionais e a compreensão dos mecanismos das reações químicas. Isso porque ele auxilia na discussão dos estados eletrônicos das moléculas, que são difíceis de inferir [...]” disse Sawa.

ELÉTRONS de valência são visualizados pela primeira vez. E surpreendem. [S. I.]: Inovação tecnológica, 23 ago. 2024. Disponível em: <https://www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=eletrons-valencia-visualizados-pela-primeira-vez&id=010160240823>. Acesso em: 16 set. 2024.

A técnica de **difração de raios X** é uma ferramenta analítica, que permite determinar a estrutura atômica e molecular de um cristal. É interessante mencionar que Kossel investigou a interação entre radiação e matéria e os espectros de raios X, que estavam começando a ser compreendidos na época.

Os **aceleradores síncrotron** são máquinas utilizadas para acelerar prótons, elétrons e outras partículas subatômicas a velocidades extremamente altas, próximas à da luz. Atualmente, existem três equipamentos que operam o tipo mais moderno e avançado de luz síncrotron no mundo, e um deles está localizado no Brasil.



GRANDISOL/PULSAR IMAGENS

► Vista aérea do equipamento Sirius, localizado em Campinas (SP), 2020.

Se achar conveniente, fazer visita virtual ao *campus* do Centro Nacional de Pesquisa em Energia e Materiais (CNPEM), para que os estudantes possam conhecer a infraestrutura de pesquisa desse local por meio de fotografias panorâmicas em 360° e pontos de interação multimídia, disponível em <https://pages.cnpe.mcti.gov.br/cnpe360/> (acesso em: 16 set. 2024).

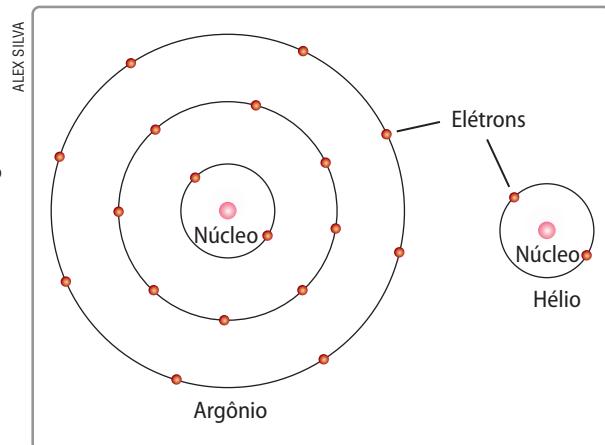


## ● Regra do octeto

O físico e químico estadunidense Irving Langmuir (1881-1957) foi outro personagem importante no desenvolvimento da teoria moderna das ligações químicas por expandir e formalizar a **regra do octeto**. Inicialmente sugerida por Gilbert Lewis em 1916, a regra estabelece que os átomos, na formação de substâncias, tendem a compartilhar ou a transferir elétrons para completar oito elétrons em sua camada de valência, atingindo uma configuração eletrônica semelhante à dos gases nobres. O nome **octeto** foi uma proposta de Langmuir. O cientista, em 1919, também com base nas ideias de Lewis, sugeriu o termo **covalência** para se referir às ligações envolvendo compartilhamento de pares de elétrons entre átomos.

Conforme estudado, os átomos dos elementos da coluna 18 da tabela periódica são denominados gases nobres. Esses átomos têm valência igual a zero, ou seja, têm baixa tendência de interagir com outros átomos, pois apresentam suas camadas de valência completamente preenchidas, com oito elétrons, o que os torna quimicamente estáveis e, portanto, pouco reativos. Porém, o hélio é uma exceção, dado que ele tem dois elétrons na camada mais externa.

Acompanhe representações dos átomos de argônio e hélio, com oito e dois elétrons nas camadas de valência, respectivamente.



- Representações dos átomos de argônio (Ar) e hélio (He) de acordo com o modelo atômico de Bohr (imagem sem escala; cores fantasia).

**Configuração eletrônica dos átomos dos gases nobres**

Elementos	Níveis						
	K	L	M	N	O	P	Q
Hélio (He)	2						
Neônio (Ne)	2	8					
Argônio (Ar)	2	8	8				
Criptônio (Kr)	2	8	18	8			
Xenônio (Xe)	2	8	18	18	8		
Radônio (Rn)	2	8	18	32	18	8	
Oganesson (Og)	2	8	18	32	32	18	8

Assim, para átomos com até quatro elétrons no último nível de energia, a valência geralmente corresponde ao número de elétrons presentes nessa camada, pois, ao formar substâncias, esses átomos tendem a transferir elétrons, adquirindo configuração semelhante à dos gases nobres. No entanto, para átomos com cinco ou mais elétrons no último nível, a valência não é apenas o número de elétrons que faltam para completar oito. Esses átomos tendem, de fato, a receber elétrons até completar oito, mas a valência reflete a capacidade de formar ligações, que pode variar de acordo com o tipo de ligação (transferência ou compartilhamento de elétrons) e o contexto químico.

Não se trata de uma regra geral (há uma série de exceções a ela), mas, por ser eficiente, é utilizada como base para explicar a composição e a estrutura da grande maioria das espécies químicas que formam as substâncias.

## ● Estruturas de Lewis

Além de contribuir para o entendimento das ligações químicas, Lewis propôs um modelo para representar os elétrons em átomos, íons e moléculas conhecido como **estruturas ou símbolos de Lewis**.

Essas representações consistem no símbolo do elemento químico com pontos posicionados aos pares (os pares de elétrons de valência) nos quatro lados equivalentes do símbolo. Acompanhe alguns exemplos a seguir.



► Estruturas de Lewis para os átomos de sódio, flúor, cálcio e cloro.

As estruturas de Lewis são uma ferramenta útil para compreender as interações entre os átomos nos diferentes constituintes.

## ● Ligações químicas nos sais

### REFLITA

Não escreva no livro.

3

Que sais você conhece? Quais são seus usos?

Para entender objetos e fenômenos, as Ciências recorrem, com frequência, à classificação. Cientistas já classificavam as substâncias em grupos muito antes de entender a estrutura das espécies químicas que as compõem.

Um desses grupos são os sais, substâncias que apresentam características bem definidas. Eles são sólidos à temperatura ambiente; formam cristais duros e quebradiços; em geral, dissolvem-se em água, alguns mais facilmente do que outros; e conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água ou quando estão no estado líquido.

Essas substâncias são comuns no cotidiano. Na culinária, há amplo emprego de sais, como o cloreto de sódio (o sal de cozinha comum) e o **sal de cura**, utilizado no tratamento de alimentos embutidos.

### Sobre

O **sal de cura** é um aditivo alimentar composto de sal de cozinha, nitrito de sódio e/ou nitrato de sódio que apresenta efeitos antimicrobianos. Comumente, é utilizado no processamento de produtos cárneos.



GERSON GERLOFF/PULSAR IMAGENS

► Carne curada exposta no Mercado Público Central, Porto Alegre (RS), 2023.

## Íons

Os sais são formados pela combinação de átomos (ou conjunto de átomos) que apresentam certa diferença de eletronegatividade. Essa diferença faz com que haja transferência de elétrons entre esses átomos, resultando em espécies químicas carregadas eletricamente, denominadas **íons**.

Por apresentarem características e propriedades bem diferentes dos átomos dos quais se originam, os íons têm uma representação própria. Acompanhe algumas características dessa representação.

- As marcações sobreescritas indicam a carga e a quantidade de elétrons que foram transferidos de um átomo (ou conjunto de átomos) para outro.
- Os sinais positivos (+) indicam íons carregados positivamente, denominados **cátions**.
- Os sinais negativos (−) indicam íons carregados negativamente, denominados **ânions**.
- Quando formados por um conjunto de átomos, a carga do íon se refere ao grupo inteiro, denominado **íon poliatômico**, e não só ao último.
- Quando indicados, os números subscritos indicam a quantidade de átomos presentes no íon e só são incluídos quando há dois ou mais átomos do mesmo elemento.

### Exemplos de íons

Ânions		Cátions	
Brometo	Br <sup>−</sup>	Alumínio	Al <sup>3+</sup>
Carbonato	CO <sub>3</sub> <sup>2−</sup>	Amônio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
Cloreto	Cl <sup>−</sup>	Bário	Ba <sup>2+</sup>
Fluoreto	F <sup>−</sup>	Cálcio	Ca <sup>2+</sup>
Hidróxido	OH <sup>−</sup>	Ferro (II) (ferroso)	Fe <sup>2+</sup>
Nitrato	NO <sub>3</sub> <sup>−</sup>	Ferro (III) (férlico)	Fe <sup>3+</sup>
Nitrito	NO <sub>2</sub> <sup>−</sup>	Magnésio	Mg <sup>2+</sup>
Permanganato	MnO <sub>4</sub> <sup>−</sup>	Potássio	K <sup>+</sup>
Sulfato	SO <sub>4</sub> <sup>2−</sup>	Sódio	Na <sup>+</sup>
Sulfeto	S <sup>2−</sup>	Zinco	Zn <sup>2+</sup>

## Formação de cátions

Para compreender a formação de íons de carga positiva, considere o exemplo de um átomo de sódio.

Os átomos desse elemento apresentam 11 elétrons distribuídos em três níveis de energia (K, L e M).

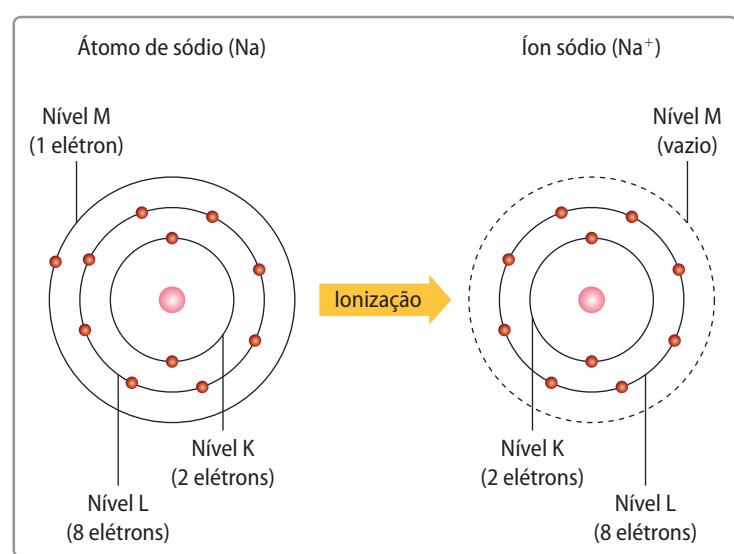
Em uma reação, ao transferir o elétron que ocupa a última camada para outro átomo, o átomo de sódio torna-se um íon de carga positiva, ou seja, um cátion, uma vez que passa a ter mais prótons (11) do que elétrons (10). Ele adquire então uma configuração eletrônica igual à do gás nobre mais próximo, o neonio.

O processo de transferência de elétrons é chamado de **ionização**. A representação da formação do cátion de sódio pode ser acompanhada na ilustração.

O processo pode ser representado também pela seguinte equação química.



Ou utilizando as estruturas de Lewis.



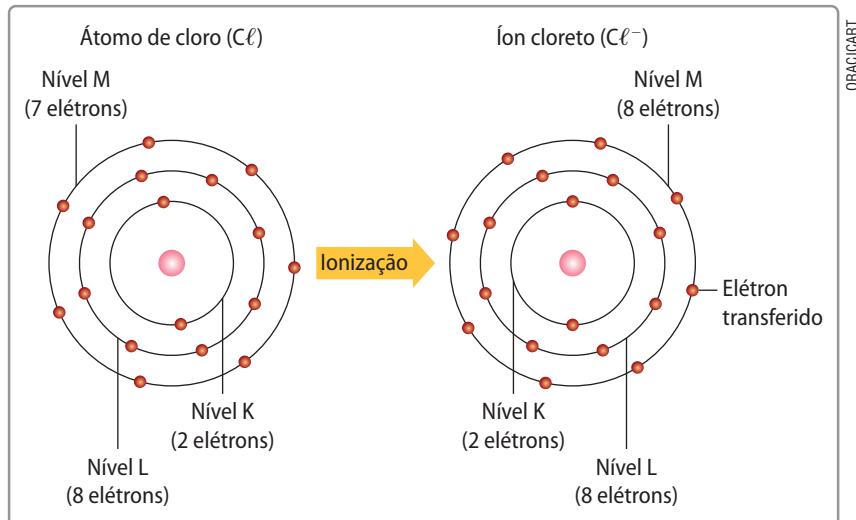
► Representação da ionização de um átomo de sódio (imagem sem escala; cores fantasia).



## Formação de ânions

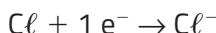
Para compreender a formação de íons de carga negativa, considere o exemplo de um átomo de cloro.

Os átomos desse elemento têm 17 elétrons distribuídos em três níveis (K, L e M). Em uma reação, ao receber de outro átomo um elétron em sua última camada, o átomo de cloro torna-se um íon de carga negativa, ou seja, um ânion, uma vez que passa a ter menos prótons (17) do que elétrons (18). Ele adquire então uma configuração eletrônica igual à do gás nobre mais próximo, o argônio.

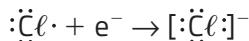


- Representação da ionização de um átomo de cloro (imagem sem escala; cores fantasia).

O processo pode ser representado pela seguinte equação química.



Ou utilizando as estruturas de Lewis.



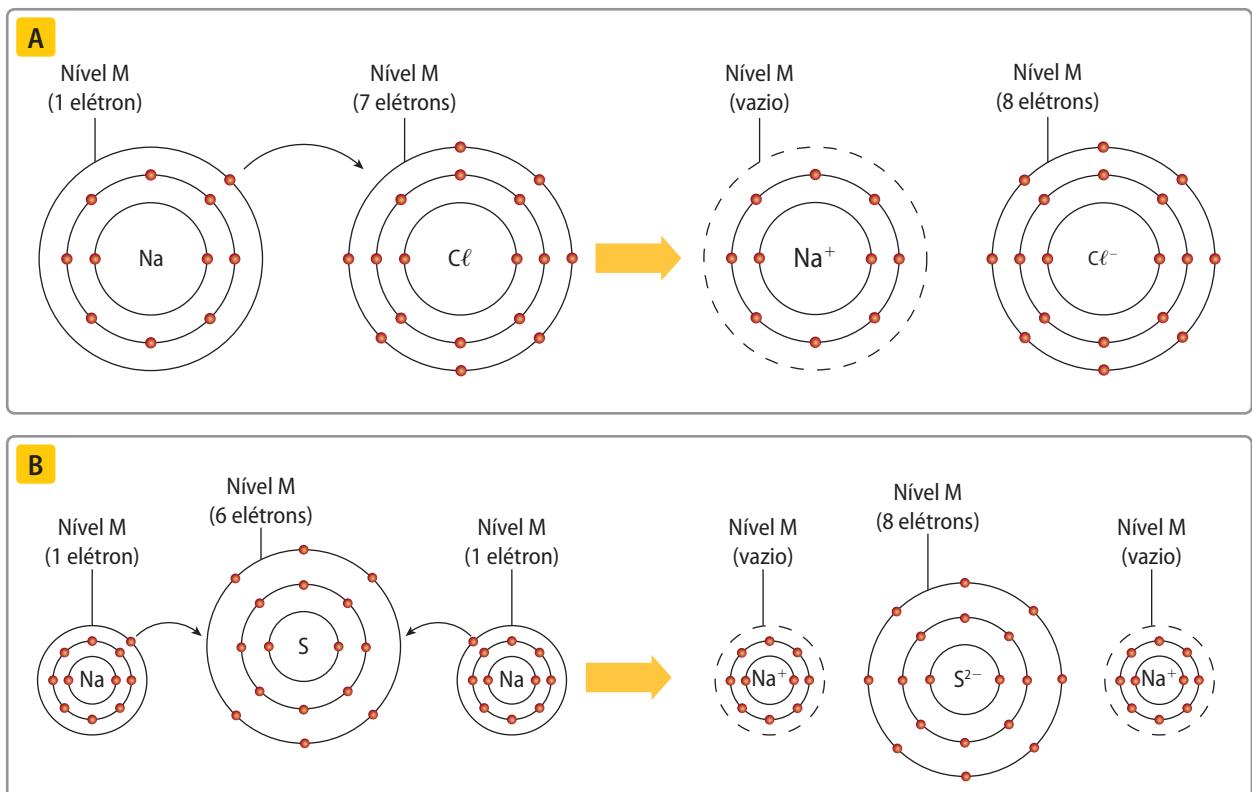
## ● Pares iônicos

Apesar de terem seus níveis de valência completos, os íons (cátions e ânions) não são estáveis quando isolados. Eles tendem, portanto, a se combinar por ação de forças eletrostáticas, formando as espécies químicas que compõem as chamadas **substâncias iônicas**.

Essas combinações, também denominadas **pares iônicos**, resultam da transferência de elétrons entre os átomos, de modo que as cargas se anulem ao formarem uma **ligação iônica**. O processo de transferência de elétrons não é energeticamente favorável, mas é compensado pela energia liberada na união entre os íons de cargas opostas.

Diversos sais podem ter cátions ou ânions em comum. Por exemplo, o sal cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) é formado pelo par iônico  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , e o sal sulfeto de sódio ( $\text{Na}_2\text{S}$ ), pelo par  $\text{Na}^+$  e  $\text{S}^{2-}$ . Ou seja, ambos compartilham do mesmo cátion, o íon sódio, mas não dos mesmos ânions, cloreto e sulfeto.

- O sulfeto de sódio ( $\text{Na}_2\text{S}$ ), também denominado sulfeto dissódico, é uma substância iônica tóxica e corrosiva, de cor amarela, comumente empregada na indústria para remoção de metais pesados.



► Representação da transferência de elétrons nos pares iônicos sódio/cloreto (A) e sódio/sulfeto (B) (imagens sem escala; cores fantasia). De modo geral, cátions diminuem de tamanho e ânions aumentam de tamanho em relação ao átomo do qual eles se formam. No entanto, optou-se por não representar essa variação e focar apenas no processo de transferência de elétron.

Note que, para o NaCl, a proporção entre os íons é de um ânion (cloreto) para cada cátion (sódio). Já para o Na<sub>2</sub>S, a proporção é de um ânion (sulfeto) para cada dois cátions (sódio). Isso ocorre porque o átomo de enxofre, para atingir o octeto na camada de valência, precisa receber dois elétrons. Como o átomo de sódio, para atingir o octeto na camada de valência, precisa transferir um elétron apenas, são necessários dois átomos de sódio para transferir dois elétrons para o átomo de enxofre.

A diferença entre as cargas dos íons sulfeto (-2) e cloreto (-1) reflete nas **fórmulas mínimas** de cada substância.

## Fórmulas mínimas das substâncias iônicas

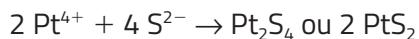
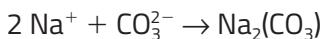
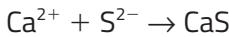
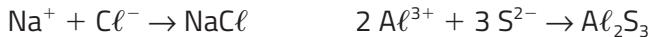
No caso de constituintes iônicos, a fórmula mínima representa a proporção entre cátions e ânions, indicados pelos índices (nímeros subscritos após cada elemento).

Para entender como deduzir a fórmula mínima de substâncias iônicas, acompanhe um exemplo genérico, de um sal formado por um cátion C, com carga positiva inteira de valor X, e um ânion A, com carga negativa inteira de valor Y. A proporção será, portanto, de X ânions para cada Y cátions. A representação da transferência de elétrons pode ser feita com a seguinte equação química.

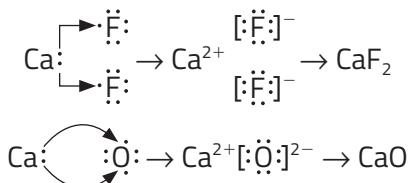


Sempre que possível, simplifique os valores de  $X$  e  $Y$  de forma a obter os menores coeficientes inteiros possíveis para compor a fórmula mínima.

Acompanhe os exemplos.



A estrutura de Lewis também pode ser usada para ilustrar essa proporção. Considere a formação dos sais fluoreto de cálcio ( $\text{CaF}_2$ ) e óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ), representados a seguir.



## ● FORMAÇÃO CIDADÃ

### Sais de sódio na alimentação

O sódio é um nutriente essencial, cuja principal fonte é o sal de cozinha (cloreto de sódio), mas outros temperos, além de conservantes e aditivos, também contêm esse nutriente. A Organização Mundial da Saúde (OMS) recomenda um consumo de menos de 5 g de sal por dia, o que equivale a 2 g de sódio. Dados recentes da mesma organização mostram que, no Brasil, o consumo diário de sal é de 9 g, quase o dobro do recomendado.

O perfil de consumo de sódio pela população é um tema de saúde pública, uma vez que sua ingestão em excesso eleva o risco de doenças cardiovasculares e de morte prematura. Por causa disso, os Estados-membros da OMS se comprometeram a criar e a implementar políticas de redução de sódio, visando reduzir em até 30% o consumo diário de sal pela população mundial. Em 2020, as normas brasileiras de rotulagem nutricional foram ajustadas como parte dessas políticas.

Em 2023, um relatório global sobre redução de consumo de sódio foi publicado pela OMS. Nesse documento, a organização avaliou o andamento dessas políticas e concluiu que os resultados estão abaixo do esperado. Leia um trecho dele a seguir.

O relatório mostra que apenas 5% dos Estados-membros da OMS possuem políticas de redução de sódio obrigatórias e abrangentes e que 73% dos Estados-membros da OMS não implementam totalmente tais políticas.

[...]

As políticas obrigatórias [...] são mais eficazes, pois alcançam uma cobertura mais ampla e protegem contra interesses comerciais, ao mesmo tempo em que fornecem condições equitativas para os fabricantes de alimentos.

ORGANIZAÇÃO PAN-AMERICANA DA SAÚDE. **Grandes esforços são necessários para reduzir a ingestão de sal e proteger vidas.**

Genebra: Opas, 9 mar. 2023. Disponível em: <https://www.paho.org/pt/noticias/9-3-2023-grandes-esforcos-sao-necessarios-para-reduzir-ingestao-sal-e-proteger-vidas>. Acesso em: 16 set. 2024.

Acompanhe outros dados levantados pela organização.

**Estimativa da ingestão média de sódio na dieta da população em 2019, com projeção da ingestão média para 2030, por regiões da OMS**

Região	2019		2030	
	mg/dia (sódio)	g/dia (sal)	mg/dia (sódio)	g/dia (sal)
<b>Africana</b>	2 687	6,72	2 674	6,69
<b>Américas</b>	3 583	8,96	3 564	8,91
<b>Mediterrâneo Oriental</b>	2 792	6,98	2 798	6,99
<b>Europeia</b>	3 445	8,61	3 430	8,57
<b>Sudeste asiático</b>	3 921	9,80	3 896	9,74
<b>Pacífico Ocidental*</b>	6 247	15,62	6 137	15,34
<b>Global</b>	4 310	10,78	4 163	10,41

\*A ingestão estimada para a China é de 6 954 mg/dia de sódio, o que provavelmente está influenciando a média da região do Pacífico Ocidental.

Fonte: WORLD HEALTH ORGANIZATION. **WHO Global report on sodium intake reduction**. Geneva: WHO, 2023. p. 41.  
Tradução nossa. Disponível em: <https://iris.who.int/bitstream/handle/10665/366393/9789240069985-eng.pdf?sequence=1>. Acesso em: 16 set. 2024.

Nessa publicação, a OMS também apresenta um sistema denominado Cartão de Pontuação de Sódio, que monitora o progresso de um país em implementar políticas de redução, atribuindo pontuações de 1 a 4.

Nível 1	Nível 2	Nível 3	Nível 4
Compromisso político para a redução de sódio.	Ao menos uma política voluntária implementada para reduzir o sódio nos alimentos ou incentivo a escolhas de alimentos mais saudáveis pelos consumidores.	Ao menos uma política obrigatória implementada para reduzir o sódio e uso de um modelo de perfil de nutrientes.	Ao menos duas políticas obrigatórias implementadas para reduzir o sódio.

**ATIVIDADE**

**Não escreva no livro.**

- Forme um grupo com três ou quatro colegas para realizar uma pesquisa sobre os seguintes tópicos.

**Tópico 1:** efeitos do consumo excessivo de sódio na saúde.

**Tópico 2:** principais fontes de sódio na alimentação.

**Tópico 3:** políticas de redução recomendadas pela OMS.

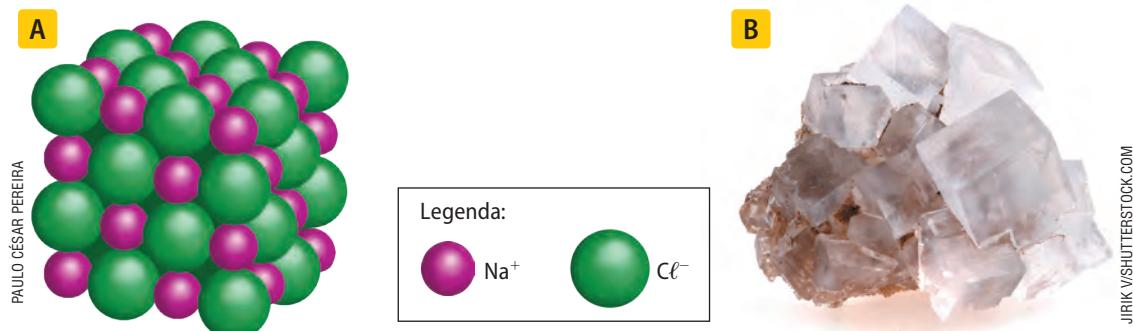
**Tópico 4:** políticas de redução adotadas por países com pontuação 4.

Com base nessa pesquisa, nos dados e nas informações apresentados, elaborem uma campanha educativa para conscientizar a comunidade escolar da importância de reduzir o consumo de sódio. As campanhas podem incluir cartazes, apresentações, vídeos curtos, peças de teatro, podcasts, painéis, intervenções artísticas, entre outras possibilidades.

## ● Retículos cristalinos

É comum que os sais sejam encontrados na natureza como cristais, mesmo que muito pequenos. Isso ocorre porque a união entre cátions e ânions leva à formação de estruturas reticulares (em rede) estáveis e bem organizadas, constituindo os **retículos cristalinos**. Essas estruturas apresentam formas geométricas bem definidas, que são características das substâncias iônicas.

O cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), por exemplo, apresenta uma estrutura cristalina cúbica, na qual cada cátion está rodeado por seis ânions, e vice-versa. As ligações iônicas não são direcionais, portanto os íons com cargas opostas se atraem intensamente em todas as direções no retículo. A alta resistência dessas substâncias ao calor e suas elevadas temperaturas de fusão devem-se a essa atração forte entre os íons.



► Representação de um fragmento do retículo cristalino iônico do cloreto de sódio (A) (imagem sem escala; cores fantasia). O mineral halita é formado por cristais cúbicos que refletem a estrutura da rede cristalina dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  (B).

As ligações iônicas nessas estruturas podem ser bastante estáveis. Assim, os cristais formados tendem a apresentar certa dureza. Essa característica contribuiu para que muitos deles, constituídos por sais, fossem considerados pedras preciosas.

A variedade de cores e os graus de transparência com que esses materiais se apresentam, fazendo com que sejam considerados belos, mesmo antes do processo de lapidação, também contribuíram para agregar valor comercial a eles. A variedade de cores se deve a processos de degradação do retículo cristalino ou a íons incorporados nele durante sua formação. É interessante notar que esses íons são, por definição, considerados impurezas de uma rede cristalina transparente.



► Pedras preciosas de ocorrência natural. Esmeralda ou silicato de alumínio e berílio [ $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ] (A); topázio ou silicato de alumínio fluorado [ $\text{Al}_2\text{SiO}_4(\text{F},\text{OH})_2$ ] (B); e turquesa ou fosfato hidratado de cobre e alumínio [ $\text{CuAl}_6(\text{PO}_4)_4(\text{OH})_8 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ] (C).

*Se achar conveniente, pedir aos estudantes que pesquisem na internet informações a respeito do crescimento de cristais para que possam conhecer a variedade desses minerais.*

## Dissociação iônica

A **dissociação iônica** é o processo no qual substâncias iônicas, ao serem dissolvidas em um solvente, como a água, separam-se em seus íons constituintes, ou seja, nesse processo, as ligações iônicas são quebradas. Esse fenômeno ocorre porque as moléculas de água envolvem os íons, superando as forças que os mantêm unidos no retículo cristalino.

Por exemplo, o cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) se dissocia porque as forças eletrostáticas que agem entre os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  são superadas pela intensidade das interações entre cada um desses íons e as moléculas de água.

Algumas redes cristalinas se rompem com mais facilidade do que outras, mas todos os sais podem se dissociar. É importante ressaltar que esse processo não é o mesmo que a ionização, estudada anteriormente, em que há formação de íons a partir de espécies químicas neutras. Na dissociação, cátions e ânions já existentes em um retículo cristalino se separam por ação de um solvente.

As soluções formadas por um sal dissociado e água são chamadas de **soluções eletrolíticas**, pois, por apresentarem íons livres, são condutoras de eletricidade. Esse fato pode ser usado para identificar se um cristal é formado ou não por um sal, já que outras substâncias, como o açúcar, que não são formadas por íons, também formam cristais. Mesmo que não se conheça sua fórmula química ou sua estrutura cristalina, pode-se dissolver o cristal em água e testar a condutividade da solução. A quebra dos retículos cristalinos dos cristais de açúcar, ao se dissolverem em água, não resultará em íons livres, portanto a solução será **não eletrolítica**, ou seja, não condutora de eletricidade.



► O sal de cozinha e o açúcar formam estruturas cristalinas. Uma solução de água e sal apresenta boa condutividade elétrica por causa da presença de íons. Uma solução de água e açúcar não apresenta condutividade elétrica em razão da ausência de íons livres.

### ESPAÇOS DE APRENDIZAGEM

- O vídeo apresenta em detalhe o retículo cristalino do cloreto de sódio, e como seu formato cúbico pode variar devido à presença de impurezas. Depois, apresenta a dissolução em tempo real de um único cristal. As bolhas que se desprendem são de gases aprisionados durante a cristalização. Table Salt ( $\text{NaCl}$ ) and Its Dissolving in Water Under a Microscope (40x-1000x). [S. l.: s. n.], 2021. Publicado pelo canal Amazing microworld. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=LEL873ZR9F4>. Acesso em: 8 nov. 2024.

- Já neste vídeo é mostrado o processo de cristalização do cloreto de sódio, acelerado em 24x. Crystallization of Salt Under a Microscope (Speed 24x). [S. l.: s. n.], 2021. Publicado pelo canal Amazing microworld. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=dBS14Cihhw>. Acesso em: 30 set. 2024.



## OFicina científica

### Cristais de sal

Cavernas são bons lugares para observar cristais formados ao longo de anos, décadas ou séculos. Na natureza, esses processos ocorrem de forma muito lenta. No laboratório, isso pode ser acelerado, pois é possível ajustar as condições com esse objetivo. Isso também pode ser feito em casa utilizando o sal de cozinha.

#### Materiais

- Copo.
- Colher pequena.
- Prato.
- Água.
- Cloreto de sódio (sal de cozinha).

#### Procedimentos

- Coloque água até a metade do copo e acrescente uma colher pequena de cloreto de sódio.
- Agite até a completa dissolução do sal, isto é, até que o sólido não fique mais visível e o resultado seja um material homogêneo.
- Acrescente mais uma colher de sal e agite até obter um material homogêneo novamente.
- Repita o procedimento até que parte do sal não se dissolva mais. Certifique-se de que esse ponto foi alcançado, agitando a mistura por alguns minutos.
- Após garantir que a mistura chegou ao limite da quantidade de sal que pode ser dissolvida, acrescente água até completar 3/4 do volume do copo.
- Agite novamente para conseguir a dissolução completa do sal.
- Coloque um pouco dessa mistura em um prato e reserve-o em um lugar com pouca circulação de pessoas e fora do alcance de crianças e animais de estimação.
- Deixe o prato nesse lugar por alguns dias e observe diariamente o que acontece até toda a água evaporar.

#### ATIVIDADE

Não escreva no livro.

- Como você pode explicar, do ponto de vista atômico-molecular, o que foi observado?



ALEXANDR TARANUKHIN/SHUTTERSTOCK.COM

## ATIVIDADES

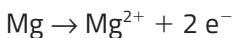
Não escreva no livro.

- Reflita sobre as substâncias presentes no cotidiano. Em seguida, faça uma lista com aquelas que você conhece, seja pela nomenclatura correta, seja por um nome comum. Depois, tente classificá-las quanto ao tipo de constituinte. Complete a atividade mesmo se tiver dificuldades, pois suas anotações poderão ser retomadas posteriormente.
- O que é necessário ocorrer para que os elementos a seguir fiquem com a configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre?

B	Ba	Be	Br	Cl	Cs	I
N	Na	O	P	Ra	S	Y

Se necessário, consulte a tabela periódica e a quantidade de elétrons na camada de valência dos átomos desses elementos.

- O processo de ionização do átomo de magnésio pode ser representado da seguinte maneira.



- Que tipo de íon foi formado: um cátion, um ânion ou um par iônico? Forneça a nomenclatura.
  - O íon  $\text{Mg}^{2+}$  ficou com a configuração eletrônica igual à de qual gás nobre?
  - Faça uma representação dessa reação, utilizando o modelo atômico de Bohr e indicando os elétrons nos respectivos níveis de energia, antes e depois da ionização.
- O processo de ionização do átomo de enxofre pode ser representado da seguinte maneira.
- $$\text{S} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$$
- Que tipo de íon foi formado: um cátion, um ânion ou um par iônico? Dê a sua nomenclatura.
  - O íon  $\text{S}^{2-}$  ficou com a configuração eletrônica igual à de qual gás nobre?
  - Faça uma representação dessa reação, utilizando o modelo atômico de Bohr e indicando os elétrons nos respectivos níveis de energia, antes e depois da ionização.
- Pesquise, para cada um dos sais citados a seguir, as fórmulas e as aplicações mais comuns.
- Carbonato de cálcio.
  - Carbonato de sódio.

- Fluoreto de sódio.
- Nitrito de potássio.
- Sulfito de sódio.
- Bicarbonato de sódio.

- O sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ) é utilizado em exames radiológicos como contraste devido à sua baixa solubilidade. Embora os íons de bário sejam extremamente tóxicos para o corpo humano, a ingestão dessa suspensão é inofensiva em exames médicos, devido à baixa dissociação iônica deste sal. Em 2003, um laboratório farmacêutico utilizou sulfato de bário sintetizado a partir de carbonato de bário ( $\text{BaCO}_3$ ) em vez do material comercial. Como resultado, mais de 20 pessoas morreram por envenenamento após ingerirem o produto, devido à liberação de íons  $\text{Ba}^{2+}$ . A seguir, leia uma análise química sobre esse caso.

[...]

Fazendo-se um simples teste em tubo de ensaio, onde se goteja ácido sulfúrico concentrado sobre carbonato de bário, percebe-se que, depois de cessada a efervescência, o aspecto visual do precipitado é muito diferente do de sulfato de bário preparado a partir de uma solução contendo íons bário. [...]

O “sulfato de bário” assim preparado, contendo carbonato de bário, deve ter sido lavado com água, filtrado e, então, submetido a diversos procedimentos para a preparação da emulsão a ser usada como contraste radiológico. Neste procedimento, a camada protetora de sulfato sobre o carbonato deve ter sido rompida, pelo menos em parte. Assim, [...] na presença de ácido clorídrico no estômago a 37 °C, ocorreu dissolução de carbonato de bário liberando íons bário que, logo a seguir, foram absorvidos pelo trato intestinal, levando ao envenenamento.

[...]

TUBINO, Matthieu; SIMONI, José de Alencar. Refletindo sobre o caso Celobar®. **Química Nova**, São Paulo, v. 30, n. 2, p. 505-506, 2007. Disponível em: <https://www.scielo.br/pdf/qn/v30n2/47.pdf>. Acesso em: 8 nov. 2024.

Com base no texto e nos conceitos que você aprendeu, como você explicaria a diferença na toxicidade entre os sais de bário, considerando a facilidade com que o retículo cristalino se rompe em cada caso?

## 11

# Ligações covalentes e metálicas

Respostas e comentários deste Tema estão disponíveis nas Orientações para o professor.

Conforme estudado anteriormente, átomos, com exceção dos átomos de gases nobres, adquirem estabilidade quando se ligam, pois, com essas ligações, eles completam suas camadas de valência e/ou estabilizam suas cargas.

As ligações químicas são fundamentais para entender como os átomos se conectam e formam as substâncias presentes no dia a dia das pessoas. Entre os tipos de ligação, a covalente e a metálica se destacam por suas características específicas.

As ligações covalentes estão presentes na água e no gás oxigênio, por exemplo. Já as ligações metálicas, como o nome sugere, são comuns nos metais, como o ferro. Essas ligações explicam diversas propriedades observadas nas substâncias, como a maleabilidade e a condução elétrica dos metais e a rigidez de materiais como a do diamante.

Neste Tema, serão estudadas as propriedades das ligações presentes nas substâncias metálicas e nas substâncias covalentes e moleculares.

JL. LAGO/SHUTTERSTOCK.COM



A

- Os átomos na substância ouro se ligam por meio de ligações metálicas (A). Na substância água, seus átomos se ligam por ligações covalentes (B).

Não  
escreva  
no livro.

**REFLITA**

- Em seu caderno, escreva o que você entende por molécula e desenhe uma de acordo com critérios que considere adequados, apontando as características dela.



## Ligações químicas nas moléculas

Enquanto os sais são constituídos por retículos cristalinos, nos quais cátions são rodeados por ânions e vice-versa, formando uma rede contínua, algumas substâncias são formadas por agrupamentos de átomos neutros, dispostos em arranjos independentes, com massa definida, denominados **moléculas**.

As substâncias formadas por moléculas, denominadas **substâncias moleculares**, apresentam propriedades e características variadas. À temperatura ambiente, podem se apresentar na forma de gás, líquido ou sólido. Podem formar materiais cristalinos ou amorfos (não cristalinos), duros ou macios e, ainda, maleáveis ou quebradiços. A maioria não dissolve em água e não conduz corrente elétrica.

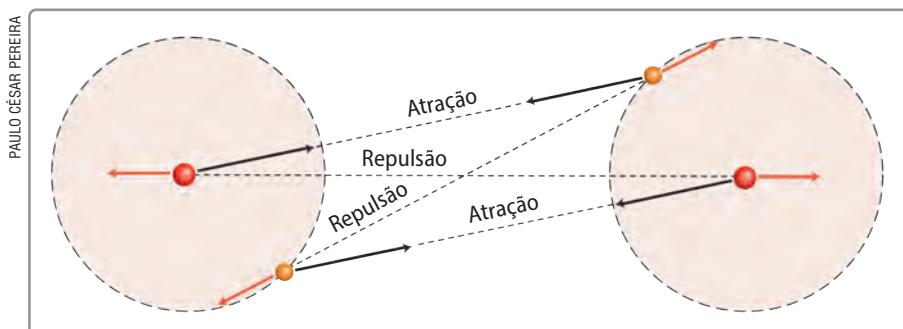
## Ligações covalentes

As energias de ionização dos átomos de elementos não metálicos são altas, e a diferença de eletronegatividade entre eles não é grande o suficiente para ocasionar transferência de elétrons com formação de íons e substâncias iônicas. Por essa razão, a existência de substâncias formadas por átomos de elementos não metálicos despertou o interesse de cientistas e se tornou objeto de pesquisa.

Para explicá-los, os químicos Gilbert Lewis e Irving Langmuir desenvolveram uma proposta de ligação química que envolve o compartilhamento de pares de elétrons. A estabilidade resultante desse compartilhamento diminui a distância entre os átomos e os mantém unidos. Conforme mencionado anteriormente, Langmuir sugeriu o termo covalência para se referir a essas ligações.

Assim, **ligação covalente** é aquela que se estabelece, preferencialmente, entre elementos não metálicos. Quando ela ocorre entre dois ou mais átomos do mesmo elemento químico ou de elementos químicos diferentes, são formadas moléculas.

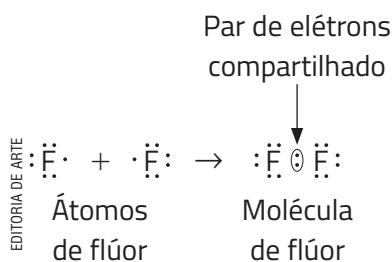
Para compreendê-la, considere a formação de uma molécula de hidrogênio ( $H_2$ ). Os átomos de hidrogênio têm apenas um elétron e, quando dois deles se aproximam, há **forças de repulsão** entre os núcleos (positivos) e os elétrons (negativos). No entanto, há também **forças de atração** entre o núcleo de um átomo e o elétron do outro átomo. Como ambos têm o mesmo valor de eletronegatividade, não há transferência de elétrons. Assim, para alcançarem estabilidade eletrônica de acordo com a regra do octeto, ocorre o compartilhamento de elétrons, de modo que a configuração eletrônica dos átomos de hidrogênio na molécula passa a ser igual à de átomos do gás nobre He (2 elétrons no nível K). Conclui-se, portanto, que o arranjo se mantém estável por uma ligação covalente.



► Representação da aproximação entre átomos de hidrogênio. As setas pretas representam forças de atração; as setas alaranjadas, de repulsão (imagem sem escala; cores fantasia).

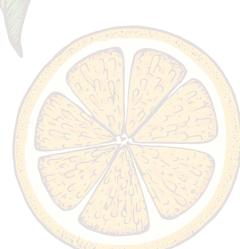
## Representação de substâncias moleculares

A formação das ligações covalentes pode ser representada por meio das estruturas de Lewis. Considere, para isso, uma molécula de flúor. Cada átomo de flúor possui sete elétrons na camada de valência. Dessa maneira, a representação desse átomo deve incluir três pares de elétrons e um elétron isolado ao redor do símbolo do elemento (F). Ao compartilhar um par de elétrons, esses átomos alcançam a configuração eletrônica do neônio e estabelecem uma ligação covalente estável, formando uma molécula.



A fórmula molecular do ácido acético, presente no vinagre, é  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ .

## REPRODUÇÃO PROIBIDA



Uma maneira mais simples de representar as ligações covalentes é utilizando os símbolos dos átomos dos elementos químicos separados por um traço. Nessa linguagem, denominada **fórmula estrutural**, cada traço simboliza o compartilhamento de um par de elétrons.



As moléculas podem ser representadas pelos elementos que as formam com um índice subscrito indicando a quantidade de átomos de cada elemento. São as **fórmulas moleculares**, e algumas dessas representações já apareceram anteriormente. Como exemplo, pode-se citar a molécula de flúor,  $\text{F}_2$ , formada por dois átomos de flúor; a molécula de ozônio,  $\text{O}_3$ , formada por três átomos de oxigênio; e a molécula de água,  $\text{H}_2\text{O}$ , formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.



É importante frisar que a fórmula molecular não evidencia a maneira que os átomos estão ligados, apenas representa o tipo e a quantidade de átomos de cada elemento em uma molécula.

As fórmulas mínimas das substâncias iônicas, já apresentadas, correspondem à proporção entre cátions e ânions do par iônico. Nas substâncias moleculares, cada conjunto de átomos ligados constitui uma entidade química independente, portanto as fórmulas moleculares não podem ser simplificadas.

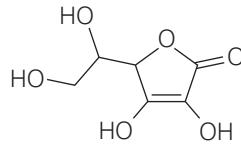
A fórmula da água oxigenada, por exemplo, é  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Os coeficientes indicam que cada molécula tem dois átomos de hidrogênio e dois átomos de oxigênio. Se essa molécula fosse representada utilizando o critério da fórmula mínima simplificada, a representação seria HO, que não constitui uma espécie química estável (não confundir com o íon hidróxido,  $\text{OH}^-$ , cujas propriedades são totalmente diferentes das da água oxigenada).

### Fórmula estrutural condensada

Conforme estudado, uma maneira de representar as ligações covalentes é por meio da fórmula estrutural. Essa representação fornece, como o nome sugere, indicações sobre a estrutura da molécula, isto é, sobre como os átomos se organizam e quais são os tipos de ligação envolvidos.

Acompanhe a fórmula estrutural da vitamina C.

TARUMÁ



► Fórmula estrutural da vitamina C (ácido ascórbico).

Para simplificar essa representação, pode-se utilizar a condensação, em que são indicados conjuntos de átomos com base na sua organização ao longo da molécula.

Acompanhe alguns exemplos.

### Algumas substâncias e suas fórmulas

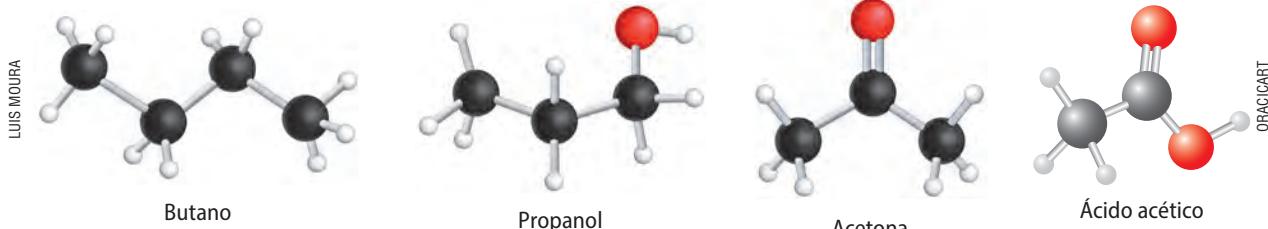
Substância	Fórmula molecular	Fórmula estrutural	Fórmula condensada
Ácido acético	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	<pre>       H   O           =       H—C—C                       H       O—H     </pre>	CH <sub>3</sub> COOH
Propanol	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O	<pre>       H   H   H                       H—C—C—C—O—H                       H   H   H     </pre>	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH ou CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> OH
Acetona	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O	<pre>       O       =                       H<sub>3</sub>C—C—CH<sub>3</sub>     </pre>	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CO

ILUSTRAÇÕES: ORACIART

A fórmula condensada é um recurso bastante útil, em especial para representar substâncias orgânicas, que serão estudadas posteriormente.

### Representações tridimensionais

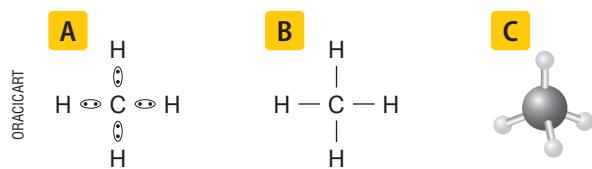
A fórmula estrutural pode representar a estrutura da molécula, mas não descreve, de maneira fiel, seu arranjo tridimensional. Para isso, existem as representações tridimensionais. Sua elaboração é normalmente feita em *softwares* especializados.



► Representações tridimensionais de algumas moléculas orgânicas (imagens sem escala; cores fantasia).

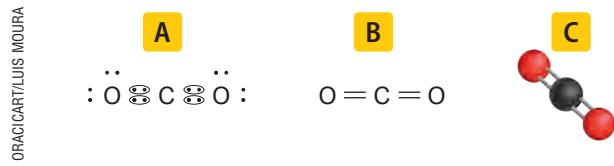
### Tipos de ligação covalente

Quando as ligações covalentes são formadas pelo compartilhamento de apenas um par de elétrons, elas são denominadas **ligações simples**.



► Representações de ligações simples entre átomos de carbono e hidrogênio nas moléculas de metano (CH<sub>4</sub>) (imagens sem escala; cores fantasia).

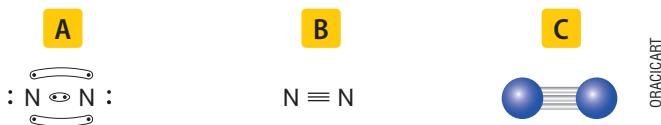
Em algumas moléculas há ligações nas quais ocorre o compartilhamento de dois pares de elétrons, denominadas **ligações duplas**. Acompanhe a seguir como representá-las.



► Representações de ligações duplas entre átomos de carbono e oxigênio nas moléculas de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) (imagens sem escala; cores fantasia).

ORACIART LUIZ MOURA

Quando as ligações covalentes são formadas pelo compartilhamento de três pares de elétrons entre dois átomos, elas são chamadas de **ligações triplas**.

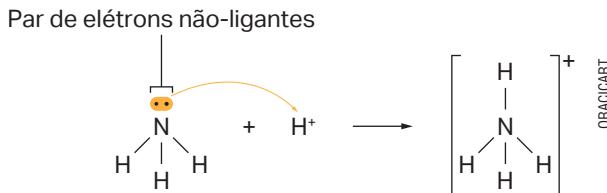


► Fórmula de Lewis (A), fórmula estrutural (B) e representação tridimensional (C) de ligações triplas entre átomos de nitrogênio em moléculas de nitrogênio ( $N_2$ ) (imagens sem escala; cores fantasia).

Em alguns casos, uma ligação covalente é estabelecida quando um átomo fornece ambos os elétrons do arranjo (denominados **pares de elétrons não ligantes**). Esse tipo de ligação costumava ser chamado de ligação covalente coordenada ou dativa. No entanto, essa terminologia, assim como sua representação por meio de uma seta, sugerindo de forma incorreta que um átomo “doava” um par de elétrons, não é mais recomendada. Atualmente, sabe-se que essas ligações são iguais às covalentes mencionadas anteriormente e são representadas por um traço, como o das ligações simples.

Para compreender como a ligação covalente ocorre, considere o exemplo do íon amônio ( $NH_4^+$ ), formado por meio da reação entre a amônia ( $NH_3$ ) e o íon hidrogênio ( $H^+$ ; também denominado próton).

**Excluir que o termo próton é utilizado para se referir ao íon de hidrogênio porque ele é, basicamente, um próton. O átomo de hidrogênio é formado por um próton no núcleo e um elétron na eletrosfera. Quando há transferência desse único elétron, o que resta é apenas o próton, já que o núcleo do átomo de hidrogênio não contém nêutrons.**



► Representação da formação do íon amônio.

Com o par de elétrons do nitrogênio compartilhado com o  $H^+$ , a camada mais externa desse íon hidrogênio também é preenchida completamente com dois elétrons. O resultado é uma espécie química de carga positiva, ou seja, um cátion poliatômico.

## Alotropia

As substâncias não são caracterizadas apenas pelo tipo de ligação. A forma como os átomos se organizam no espaço também pode variar, atribuindo propriedades diferentes às substâncias.

A capacidade que os átomos de alguns elementos químicos têm de formar diferentes tipos de substância simples é chamada de **alotropia**. As diferentes substâncias são chamadas de **formas alotrópicas** (ou **alótropos**), que podem diferir quanto à organização cristalina, às propriedades físicas e químicas e à quantidade de átomos (atomicidade).

Um exemplo de elemento químico que forma alótropos é o carbono, que pode se apresentar na forma de grafite (macio e cinza) e diamante (duro e translúcido). Outras formas alotrópicas do carbono foram sintetizadas mais recentemente: fulerenos (1985), nanotubos de carbono (1991), grafeno (1994) e Q-carbono (2015).

Outro exemplo é o enxofre, que tem vários alótropos, sendo os dois mais importantes o enxofre rômbico e o enxofre monoclinico, ambos constituídos de moléculas com oito átomos em forma de anel que diferem em termos de arranjo espacial.



► Cristais de enxofre rômbico (A) e de enxofre monoclinico (B).

## ● Geometria molecular

As representações tridimensionais foram mencionadas como uma das maneiras de descrever arranjos tridimensionais de moléculas.

E como essas representações podem ser determinadas?

A forma mais adequada é por meio de estudos da disposição espacial dos átomos em uma molécula e da maneira que essa disposição afeta as propriedades físicas e químicas da substância, o que envolve dados experimentais e cálculos teóricos. O arranjo espacial de uma molécula, ou sua **geometria molecular**, é determinada principalmente pelos pares de elétrons ao redor do átomo central.

## Prevendo a geometria molecular

O físico-químico japonês Ryutaro Tsuchida (1903-1962), em 1939, e, de maneira independente, os químicos ingleses Nevil Vincent Sidgwick (1873-1952) e Herbert Marcus Powell (1906-1991), em 1940, apresentaram um modelo que relacionava os elétrons da camada de valência dos átomos com a geometria das moléculas. Posteriormente aprimorado, esse modelo ficou conhecido como **modelo da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)**. Nas universidades brasileiras, é comum o uso da sigla **VSEPR**, que remete ao nome do modelo em inglês, *valence-shell electron-pair repulsion*.

Em outras palavras, de acordo com esse modelo, primeiro, é preciso identificar a disposição dos elétrons na camada de valência, ou seja, verificar se são ou não compartilhados em ligações, para determinar a geometria de uma molécula.

Foi estudado que, em ligações covalentes entre átomos, ocorre o compartilhamento de pares de elétrons. Isso significa que, em uma região específica entre os átomos ligados, existe uma maior probabilidade de encontrar esses pares de elétrons, chamados de **ligantes**. Além disso, em algumas moléculas, certos átomos podem ter pares de elétrons que não são compartilhados, ou seja, que não participam da ligação química. Esses pares são conhecidos como **não ligantes**. Os dois tipos de pares são denominados **domínios de elétrons**.

A previsão do arranjo espacial das moléculas considera a repulsão eletrostática entre os pares de elétrons, que tendem a se distribuírem o mais afastado possível uns dos outros para minimizar essa repulsão.

É possível seguir alguns passos para determinar a geometria de uma molécula com base nesse modelo. Acompanhe.

- Identificar os átomos presentes na molécula.
- Verificar se existe um átomo central.
- Determinar quantas ligações esse átomo central faz.

IV) Determinar a quantidade de pares de elétrons não ligantes ao redor do átomo central. Essa determinação pode ser feita mediante desenho da estrutura de Lewis da molécula (ou do íon poliatômico), o que ajuda a identificar os domínios de elétrons e como eles se organizam para minimizar a repulsão.

Alguns exemplos dessas estruturas estão reunidos a seguir.

#### Exemplos de arranjo espacial de moléculas segundo o modelo RPECV

Domínios de elétrons	Disposição dos domínios	Domínios ligantes	Domínios não ligantes	Geometria da molécula	Exemplos
2		2	0	 Linear	$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$
3		3	0	 Trigonal plana ou triangular	$\text{:F}-\text{B}-\text{F}$
		2	1	 Angular	$\text{:O=S=O:}$
4		4	0	 Tetraédrica	$\text{H}_3\text{C}-\text{H}$
		3	1	 Piramidal ou pirâmide trigonal	$\text{H}_3\text{N}^+$
		2	2	 Angular	$\text{H}_2\text{O}$

► Imagens sem escala; cores fantasia.

Note que, na coluna de exemplos, foram usadas duas representações para a ligação simples (—) ainda não apresentadas. São as notações em cunha, que servem para indicar ligações que estão fora do plano da folha de papel. As cunhas cheias (/) significam um átomo ou grupo de átomos fora do plano da folha de papel e mais próximo do observador. As cunhas tracejadas (···) significam um átomo ou grupo de átomos atrás do plano e mais distante do observador.

A geometria molecular é essencial para entender muitas propriedades de uma molécula, como polaridade, reatividade e interações intermoleculares. Por exemplo, a geometria da molécula de água (angular) contribui para sua polaridade, que, em contrapartida, influencia sua temperatura de ebulição e sua capacidade de dissolver outras substâncias. Assim, estudar a geometria molecular é fundamental para compreender a relação entre a estrutura e o comportamento das moléculas.

### ESPAÇOS DE APRENDIZAGEM

- Este simulador explora a geometria das moléculas e a repulsão entre os domínios.

PHYSICS EDUCATION TECHNOLOGY INTERACTIVE SIMULATIONS.

**Geometria molecular.** Boulder: University of Colorado, c2024. Disponível em: [https://phet.colorado.edu/pt\\_BR/simulations/molecule-shapes](https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/molecule-shapes). Acesso em: 17 set. 2024.



## OFICINA CIENTÍFICA

### Geometria molecular utilizando balões

Por que a molécula de água é angular, e não linear? Para responder a essa pergunta, siga as orientações e obtenha um modelo simples capaz de ilustrar como os átomos e elétrons de valência estão organizados nas substâncias covalentes.

#### Materiais

- 4 balões de festa de mesmo tamanho.

#### Procedimentos

- Primeiro, encha todas as bexigas (que devem ficar do mesmo tamanho) e amarre-as, fechando a saída de ar.
- Utilizando as próprias pontas das bexigas, amarre duas delas.
- Agora, amarre uma terceira a essas duas.
- Por último, amarre a quarta bexiga ao grupo. Pode ser mais fácil soltar a terceira e prendê-la à quarta, fazendo dois grupos com duas bexigas e, depois, unindo os pares.

#### ATIVIDADES

Não escreva no livro.

- Como se posicionam as duas bexigas amarradas?
- Como se posicionam as três bexigas amarradas?
- Que forma toma o conjunto de quatro bexigas?
- Como você explicaria as diferentes formas observadas nos conjuntos de dois, três e quatro bexigas utilizando o modelo RPECV?

## REFLITA

Não escreva no livro.

2

Quais são as propriedades dos metais?

## Ligações químicas nos metais

Não se pode discutir a sociedade moderna e sua história sem destacar as estruturas que o ser humano construiu ao longo dos séculos utilizando metais e suas ligas. Desde pontes e arranha-céus até veículos e eletroeletrônicos, os metais são fundamentais para o desenvolvimento tecnológico e industrial. O que torna esses materiais tão valiosos são suas propriedades singulares, como a alta resistência mecânica, que garante durabilidade, além da boa condutividade térmica e elétrica, essenciais em diversas aplicações.

O uso de metais pela humanidade remonta a milhares de anos, desde a Idade do Bronze. A partir da Revolução Industrial, a capacidade de manipular e produzir esses materiais em grande escala impulsionou o avanço das sociedades.

Por mais que os metais estejam entre os materiais mais utilizados na indústria, a maioria deles não é encontrada em sua forma pura na natureza (ouro e prata são exceções). Geralmente, são extraídos de **minerais**, nos quais estão combinados com outros elementos químicos.



► Bauxita (A), hematita (B) e galena (C), minérios dos quais são extraídos o alumínio, o ferro e o chumbo, respectivamente.

A mineração e o processamento desses minerais são etapas importantes para a obtenção de metais utilizáveis, como o alumínio, o ferro, o chumbo e o cobre, os quais, posteriormente, podem ser fundidos e transformados em ligas metálicas. As ligas, como o aço, são ainda mais versáteis, pois combinam características de diferentes metais.

## Formação de pepitas de ouro

Um estudo recente, feito por pesquisadores na Austrália, propõe uma nova teoria para a formação de grandes pepitas de ouro na natureza, um fenômeno geológico que, até então, não era bem explicado.

[...]

Pela nova teoria, os terremotos geram um campo elétrico que atrai ouro dissolvido em fluidos, que são forçados a subir do subsolo.

[...]

O acúmulo de ouro [...] ocorre porque o ouro é um bom condutor elétrico, enquanto o quartzo [onde são formadas as pepitas] é isolante. Uma vez que algum ouro é depositado, ele se torna um ponto focal para crescimento posterior dos cristais, efetivamente “revestindo” os grãos de ouro com mais ouro.

[...]

Esta nova compreensão da formação de pepitas de ouro não apenas lança luz sobre um antigo mistério geológico, como também destaca a inter-relação entre os processos químicos e físicos da Terra.



DOMNITSKY/SHUTTERSTOCK.COM

► Pepita de ouro.

PEPITAS de ouro podem se formar pela eletricidade gerada por terremotos. [S. I.]: Inovação Tecnológica, 3 set. 2024. Disponível em: <https://www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=como-pepitas-ouro-se-formam-pela-elettricidade-gerada-pelos-terremotos>. Acesso em: 17 set. 2024.

Os minerais são materiais sólidos, geralmente inorgânicos, com uma composição química definida e uma estrutura cristalina ordenada. Eles podem ser formados por ligações iônicas, covalentes, metálicas ou uma combinação dessas.

Por meio de um tratamento metalúrgico, ou seja, de um conjunto de processos industriais que envolvem transformações físicas e químicas, substâncias metálicas podem ser obtidas desses minérios.

Os metais são substâncias sólidas a pressão e temperatura ambientes (com exceção do mercúrio) e apresentam alta densidade; formam materiais cristalinos, ou seja, os átomos se organizam em arranjos estruturais regulares; apresentam condutividade elétrica alta, o que possibilita sua utilização em fios e em outros componentes eletroeletrônicos; apresentam, em geral, altas temperaturas de fusão e condutividade térmica elevada, permitindo o uso em panelas e em diferentes tipos de aquecedores; têm maleabilidade e ductibilidade altas, o que possibilita sua utilização na confecção de chapas finas e de fios resistentes; e, por fim, têm resistência elevada à tração e à compressão, proporcionando aplicações em próteses médicas e vigas de construção.



BILLION PHOTOS/SHUTTERSTOCK.COM

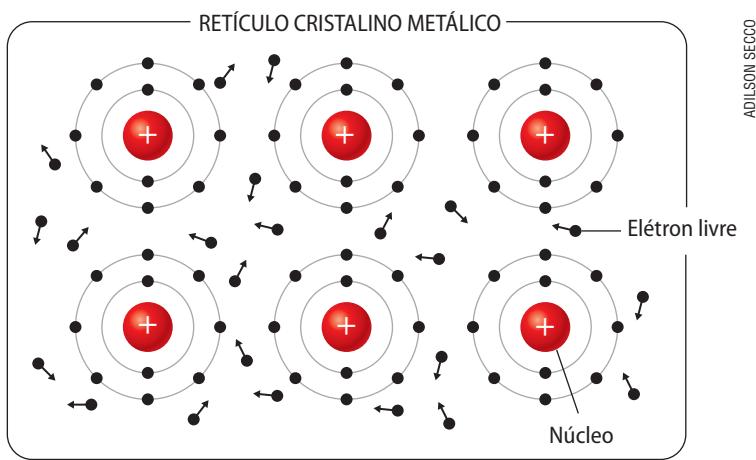
► A ductibilidade do cobre faz com que esse metal seja amplamente utilizado na rede elétrica doméstica. Para a correta instalação desses fios, um sistema de cores é utilizado nos revestimentos feitos de material isolante para evitar curtos-circuitos e incêndios.

## ● Ligações metálicas

Em uma substância metálica, todos os átomos são iguais; logo, não há um átomo que tenda a transferir elétrons em relação a outro ou que atraia elétrons mais do que outro. Além disso, nesses átomos, costuma-se haver uma fraca interação eletrostática entre os elétrons da camada de valência e o núcleo. Como consequência, esses elétrons têm mais facilidade de se deslocar ao longo do retículo cristalino metálico, interagindo com mais de um núcleo. Os elétrons das camadas internas, ao contrário, interagem mais fortemente com seus respectivos núcleos atômicos, portanto não transitam livremente pelo retículo cristalino metálico.

A movimentação de elétrons de valência, chamados **deslocalizados**, entre átomos de metais quando há certa proximidade entre eles constitui as **ligações metálicas**.

Acompanhe uma representação desse tipo de ligação a seguir.



► Representação do trânsito dos elétrons de valência deslocalizados ao longo do retículo cristalino metálico (imagens sem escala; cores fantasia).

A alta mobilidade dessas partículas explica, por exemplo, a alta condutividade elétrica e térmica dos metais.

Frequentemente, essa movimentação dos elétrons nas ligações metálicas é descrita como “mar de elétrons” ou “nuvem de elétrons”, mas essas são analogias imprecisas e seu uso deve ser desencorajado. É importante frisar que os elétrons, embora apresentem certo grau de liberdade por não estarem associados a nenhum átomo específico, fazem parte do material.

## Representação de substâncias metálicas

As substâncias metálicas são formadas por átomos do mesmo elemento químico que ocupam todo o retículo. Portanto, não há necessidade de calcular proporções entre eles.

As substâncias metálicas são representadas com o símbolo do elemento e seu estado físico. Pode-se também utilizar o termo **metálico** para indicar que se trata de uma substância simples, e não de um elemento. Por exemplo, a substância simples formada pelo elemento químico sódio é chamada de sódio metálico e representada como Na(s).

## Ligas metálicas

Ao apresentar as ligas metálicas, reforçar que não se tratam de substâncias únicas, mas sim materiais formados por duas substâncias metálicas diferentes.

Uma **liga metálica** é um material caracterizado por uma combinação de substâncias em que o metal é o elemento predominante. As propriedades de uma liga metálica diferem das características de seus constituintes e são influenciadas por vários aspectos, como as substâncias que a compõem, as proporções em que estão presentes, o tipo de estrutura cristalina formada e o tamanho e a organização dos cristais que se desenvolvem.

O objetivo principal da criação de uma liga metálica é obter propriedades distintas em comparação com os metais puros, como maior resistência mecânica, durabilidade e resistência à corrosão.

As ligas metálicas podem ser classificadas de várias maneiras. A mais comum é baseada na composição do metal principal. Quando o metal predominante é ferro, como no aço e no ferro fundido, a liga é chamada de **ferrosa**. Se o metal principal é outro, como alumínio, cobre ou titânio, a liga é denominada **não ferrosa**. Outra forma de classificação é pelo comportamento mecânico, que pode variar de ligas duras e resistentes, como o aço, a ligas maleáveis e dúcteis, como as de alumínio.

A obtenção das ligas metálicas geralmente envolve o derretimento do metal principal e a adição controlada de outras substâncias em fornos específicos. Após a fusão e a mistura dos componentes, o material é resfriado para formar a liga com a estrutura cristalina desejada. O controle da composição, da temperatura e da velocidade de resfriamento permite ajustar as propriedades da liga, garantindo o desempenho adequado para cada tipo de aplicação.



[MÁSCARA trágica].  
[ca. 400 a.C.-301 a.C.].  
1 máscara, bronze.

► O bronze comum (há outros tipos) é uma liga de cobre e estanho. Máscaras feitas desse material costumavam ser utilizadas no teatro grego.

## ATIVIDADES

Não escreva no livro.

- Represente, por meio das estruturas de Lewis e da fórmula estrutural plana, as ligações que formam as moléculas a seguir.
  - $\text{NH}_3$
  - $\text{H}_2\text{S}$
  - $\text{BCl}_3$
  - $\text{C}_2\text{H}_2$
  - $\text{CH}_2\text{F}_2$
- Com base na atividade anterior, identifique as geometrias moleculares para cada substância, segundo o modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência.
- Considere a molécula de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e a molécula de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ). Identifique as geometrias moleculares delas e indique se são iguais. Justifique a sua resposta.
- Considere as moléculas de hidrogênio ( $\text{H}_2$ ), de oxigênio ( $\text{O}_2$ ) e de nitrogênio ( $\text{N}_3$ ) e represente o tipo de ligação covalente de cada uma delas.
- Como os elétrons livres afetam as propriedades mecânicas dos metais?

# Polaridade e interações

Respostas e comentários deste Tema estão disponíveis nas **Orientações para o professor**.

A densidade é a propriedade que explica por que determinado objeto flutua em um líquido ou afunda. Por exemplo, uma esfera de plástico, que tem densidade menor do que a da água, flutua nela, enquanto uma moeda, fabricada de metal, um material mais denso do que a água, afunda completamente.

No entanto, por vezes, há situações que parecem fugir a essa regra. Você já reparou como vários insetos conseguem andar sobre a água, mesmo tendo densidades maiores do que a dela? Esse fato também pode ser observado com objetos comuns do dia a dia. Se um clipe ou um grampo de metal, de densidade maior do que a da água, for posicionado cuidadosamente na superfície dela, ele não afundará.

Isso ocorre por causa da tensão superficial da água, fenômeno que resulta das interações moleculares nessa substância.

- Alguns insetos são capazes de andar sobre a água, por causa de uma propriedade dessa substância chamada tensão superficial.

## Distribuição de cargas nas moléculas

Antes de apresentar o conceito de interações entre as moléculas, é necessário entender o fenômeno que as causa, a **polaridade**. Esse fenômeno está relacionado com a diferença de eletronegatividade entre os átomos que participam de uma ligação química e com a geometria molecular.

Uma molécula é chamada de **polar** quando ela apresenta um **dipolo elétrico**, ou seja, uma região eletricamente negativa e outra região eletricamente positiva. Quando essas regiões não existem na molécula, ela é chamada de **apolar**, ou seja, sem polaridade.

Note que o nome **polo** é dado a uma região que centraliza algo. Em Manaus, capital do estado do Amazonas, por exemplo, há um polo industrial, que é uma região onde se concentram diversas indústrias. No contexto da Química, um polo elétrico é a região de uma molécula na qual se concentram cargas elétricas, e um dipolo são duas regiões.

## REFLITA

Não escreva no livro.

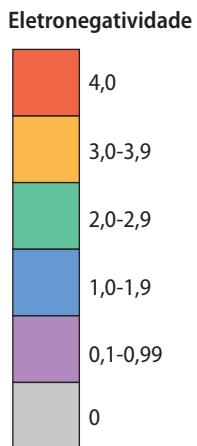
- 1 O que é polaridade? Em que contexto você já notou essa palavra ser utilizada?

## ● O fator eletronegatividade

Como estudado, a eletronegatividade é a tendência que um átomo tem de atrair elétrons. Essa tendência pode ser avaliada por meio da escala de Pauling, apresentada nos estudos a respeito da tabela periódica.

Relembre os valores de eletronegatividade de alguns elementos químicos.

TABUÃ	H 2,1									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 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr 3,0		
	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6		
	Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn		
1	2	13	14	15	16	17	18			



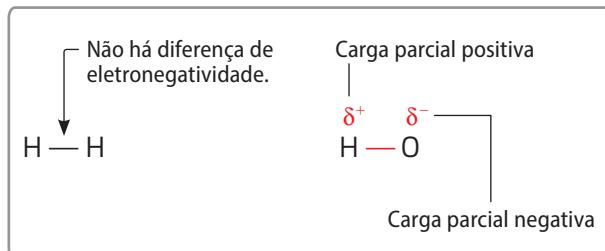
Fonte: CHANG, Raymond. **Chemistry**. 10th ed. New York: McGraw Hill, 2010. p. 378.

► Valores de eletronegatividade de alguns elementos.

Quando dois átomos iguais se ligam para formar uma molécula diatômica, a distribuição de cargas nessa molécula é uniforme, e não há polaridade. Quando dois átomos com eletronegatividade diferente se ligam, o átomo mais eletronegativo tende a atrair com mais intensidade os elétrons da ligação, criando uma distribuição desigual de carga, ou seja, um dipolo elétrico.

É importante notar que não se trata de uma carga formal, como há nos íons, mas de uma carga parcial, ou seja, uma região negativa da molécula, na qual os elétrons estão mais concentrados, representada por  $\delta^-$  (lê-se: delta negativo), e outra região positiva, de menor concentração eletrônica, representada por  $\delta^+$  (lê-se: delta positivo). A região negativa é originada da atração dos elétrons, enquanto a região positiva resulta do deslocamento deles, e não necessariamente da presença de cargas positivas.

Na ligação entre dois átomos de hidrogênio, por exemplo, não há formação de dipolos. Já na ligação entre um átomo de hidrogênio, que, segundo a escala de Pauling, apresenta eletronegatividade de 2,1, e um átomo de oxigênio, que apresenta eletronegatividade de 3,5, há formação de dipolo, conforme as representações a seguir.



Neste momento dos estudos, cabe fazer uma observação importante. A distinção entre ligações iônicas e covalentes não é rígida. As ligações variam em caráter, podendo ser mais ou menos iônicas ou mais ou menos covalentes. Esse caráter pode ser estimado por meio da diferença de eletronegatividade entre os átomos que participam da ligação. Quando essa diferença é pequena, a ligação tende a ser covalente apolar. À medida que a diferença aumenta, a ligação se torna mais polar, e um aumento ainda maior resulta em um caráter mais iônico, até que a ligação seja predominantemente iônica.

## ESPAÇOS DE APRENDIZAGEM

- Este simulador explora a polaridade das moléculas.

PHYSICS EDUCATION TECHNOLOGY  
INTERACTIVE SIMULATIONS.

**Polaridade da molécula.** Boulder: University of Colorado, c2024. Disponível em: [https://phet.colorado.edu/pt\\_BR/simulations/molecule-polarity](https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/molecule-polarity). Acesso em: 18 set. 2024.

## REFLITA

Não escreva no livro.

- 2 Considerando que as moléculas podem ser mais ou menos polares, como você imagina que isso influencia na solubilidade das substâncias em um solvente polar, como a água?

## SOBRE

O termo **intermolecular** indica interação entre moléculas diferentes. Já o termo **intramolecular** indica interação em uma mesma molécula.

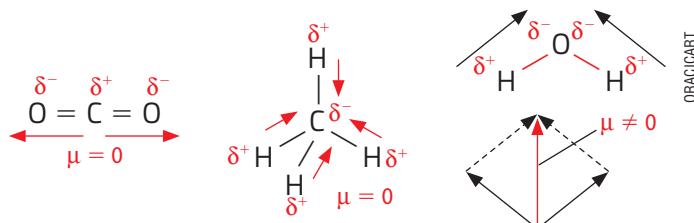
## O fator geometria molecular

A disposição espacial dos átomos na molécula também influencia a polaridade. Se as ligações polares de uma molécula estiverem dispostas de maneira simétrica, as cargas podem se cancelar, resultando em uma molécula apolar. Em contrapartida, se a distribuição de ligações polares for assimétrica, não haverá cancelamento total de cargas, e a molécula será polar.

Isso pode ser avaliado por meio do **momento dipolar**, representado pela letra grega  $\mu$  (lê-se: mi), uma grandeza vetorial que mede a concentração de cargas elétricas em uma molécula.

O gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ), por exemplo, tem duas ligações polares ( $\text{C} = \text{O}$ ), mas, por causa de sua geometria linear, essas polaridades se cancelam, resultando em uma molécula apolar. O gás metano ( $\text{CH}_4$ ) apresenta quatro ligações polares ( $\text{C} — \text{H}$ ), mas, por causa de sua geometria tetraédrica, essas polaridades também se cancelam, resultando em uma molécula apolar. Já a água tem duas ligações polares ( $\text{H} — \text{O}$ ) e uma geometria angular. Nesse caso, não há cancelamento dos vetores, e a molécula é polar.

Note, nas representações a seguir, como o sentido de cada vetor está orientado para o átomo mais eletronegativo, indicando a atração dos elétrons. Quando o momento dipolar é igual a zero, a molécula é apolar, e, quando é diferente de zero, ela é polar.



## As interações moleculares

As moléculas de uma substância não existem de forma isolada, elas interagem entre si.

As **interações intermoleculares** são forças de atração eletrostática que se estabelecem entre moléculas eletricamente neutras. Embora sejam mais fracas que as **intramoleculares** (como as ligações covalentes e iônicas), as interações intermoleculares explicam muitas das propriedades físicas e químicas das substâncias, como a temperatura de ebulição, a solubilidade e o estado físico à temperatura ambiente.

Em 2002, cientistas estadunidenses demonstraram que as lagartixas conseguem andar por diferentes superfícies, independentemente de sua inclinação. Esse fato ocorre por causa das interações intermoleculares que se estabelecem entre as estruturas presentes em suas patas e as moléculas que compõem a superfície, e não por causa de algum tipo de cola secretada por elas.

Existem diferentes tipos de interação intermolecular, que dependem da polaridade (permanente, instantânea ou induzida) e da natureza das moléculas envolvidas. Eles serão estudados mais adiante.



- As patas das lagartixas contêm minúsculas projeções, demonstradas no detalhe, que favorecem as interações intermoleculares entre as estruturas das patas e as moléculas que compõem a superfície, possibilitando à lagartixa se movimentar com agilidade sem cair.

Todas as forças atrativas e repulsivas envolvidas nas interações moleculares – que não sejam aquelas em consequência da formação de ligações ou da interação eletrostática entre íons, entre grupos iônicos ou entre grupos iônicos e moléculas neutras – são também chamadas de **interações de Van der Waals**. O nome é uma homenagem ao físico neerlandês Johannes Diderik van der Waals (1837–1923), primeiro cientista a tentar explicar essas forças, em 1873.

*Se achar conveniente, mencionar que as interações de Van der Waals podem ocorrer entre grupos de uma mesma molécula. Nesse caso, são comuns em macromoléculas.*

## ● **Interações entre moléculas polares**

As moléculas polares apresentam uma distribuição de carga desigual, que gera dipolos elétricos permanentes, em que uma região da molécula é permanentemente positiva e outra, permanentemente negativa. Quando ocorre interação entre moléculas polares, suas regiões positivas e negativas tendem a se aproximar em razão de forças eletrostáticas de atração.

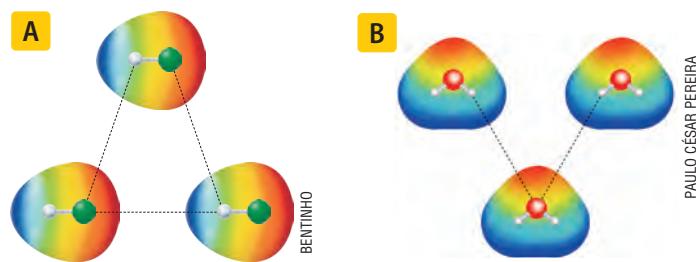
Esse tipo de interação pode ser chamado de interação **dipolo-dipolo**, ou, ainda, de **dipolo permanente-dipolo permanente**.

## Ligações de hidrogênio

As **ligações de hidrogênio** são interações mais intensas entre dipolos permanentes e ocorrem por meio da atração entre os átomos de hidrogênio ligados de forma covalente a um átomo muito eletronegativo, como o flúor, o oxigênio ou o nitrogênio, e o par de elétrons livres de outro átomo muito eletronegativo, como o flúor, o oxigênio ou o nitrogênio.

Apesar de não se formarem íons nessa interação, ela é tão intensa que pode ser considerada eletrostática. Isso ocorre porque o hidrogênio é um átomo muito pequeno, que contém apenas um próton no núcleo e um elétron na eletrosfera, e pouco eletronegativo (2,1 na escala de Pauling). Uma ligação química envolvendo o hidrogênio e outro átomo muito eletronegativo faz com que seu elétron seja fortemente atraído, isolando seu próton e gerando um dipolo intenso.

A ligação de hidrogênio se estabelece, então, quando esse próton isolado interage com outra região negativa de outra molécula ou até mesmo da mesma molécula, a depender de seu tamanho. Na molécula de água, por exemplo, cada átomo de hidrogênio pode interagir com um par de elétrons não compartilhados de um átomo de oxigênio de uma molécula vizinha.



PAULO CÉSAR PEREIRA

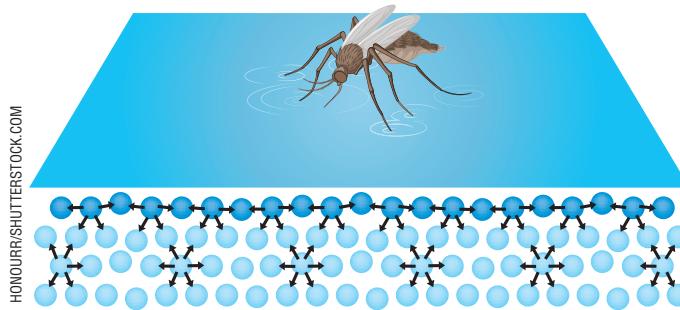
- Interação dipolo-dipolo entre moléculas de ácido clorídrico (A). Ligações de hidrogênio entre moléculas de água (B). Os traços pontilhados representam as interações intermoleculares (imagem sem escala; cores fantasia).

## ● FORMAÇÃO CIDADÃ

### A tensão superficial da água

Em um corpo de água, como um rio, um lago ou mesmo um copo com água, há uma quantidade enorme de moléculas de H<sub>2</sub>O. Mesmo em movimento, elas fazem ligações de hidrogênio entre si, que podem ocorrer em todas as direções. As moléculas de água localizadas na superfície, no entanto, não estão completamente rodeadas por outras e interagem com as moléculas que estão ao lado e abaixo e com as moléculas de gases presentes no ar, como N<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>.

Como as interações entre o líquido e os gases, nesse caso, são bastante fracas, a interação das moléculas de água da superfície com as moléculas ao seu lado e abaixo faz com que elas sejam atraídas para o centro do líquido, criando uma tensão na superfície, pois a tendência que as moléculas de superfície têm de penetrar no líquido é impedida pela resistência das que estão no interior. É por causa disso que alguns insetos conseguem poussar sobre a superfície da água sem afundar.



► Representação da tensão superficial da água. As esferas representam moléculas de água, e as setas, ligações de hidrogênio. Todas as moléculas realizam ligações de hidrogênio, mas, para facilitar a compreensão, apenas algumas estão representadas (imagem sem escala; cores fantasia).

A tensão superficial também explica outros fenômenos, como a formação de gotas quando a água está sobre uma superfície feita de algum material com o qual as moléculas de água não interagem fortemente. Esse fenômeno não se restringe à água. O mercúrio metálico, à temperatura ambiente, é um dos líquidos conhecidos com maior tensão superficial. Por isso, normalmente, ele tende a não se espalhar nas superfícies, formando pequenas gotas.



► Gotas de mercúrio.

#### ATIVIDADES Não escreva no livro.

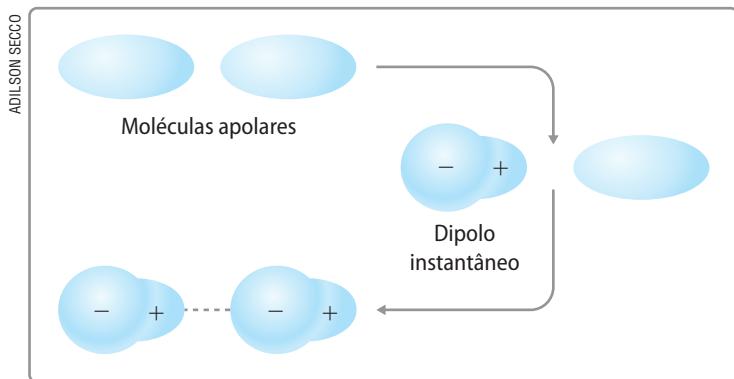
Há rios tão poluídos atualmente que se tornaram notícia em jornais do Brasil e do mundo. Pesquise reportagens publicadas em jornais locais (ou vídeos na internet) sobre rios poluídos. Caso a região onde mora tenha rios próximos, procure saber sobre a qualidade de suas águas. Em seguida, responda às questões.

1. Quais são as consequências da poluição dos rios sobre a sociedade? Caso haja um rio poluído em sua cidade, escreva um pequeno texto relatando os possíveis problemas enfrentados pelas pessoas que moram perto desse rio.
2. O que acontece com a tensão superficial da água quando ela está poluída?
3. Quais são as consequências da alteração da tensão superficial sobre o ambiente?
4. Que ações podem ser realizadas para evitar a poluição dos rios?

## ● Interações entre moléculas apolares

Moléculas apolares podem apresentar **dipolos elétricos instantâneos**, isto é, não permanentes e de breve duração. Eles se formam porque os elétrons estão em constante movimento e podem se concentrar momentaneamente em uma parte da molécula, criando regiões temporárias de carga parcial negativa e carga parcial positiva.

Esse dipolo instantâneo pode induzir um dipolo instantâneo em outra molécula próxima, e essa em outra, sucessivamente. Apesar de os dipolos instantâneos estarem constantemente se formando e se dissipando, a força resultante dessas interações é suficiente para manter moléculas ou átomos próximos uns dos outros.



► Representação do processo de formação de dipolos instantâneos (imagem sem escala; cores fantasia).

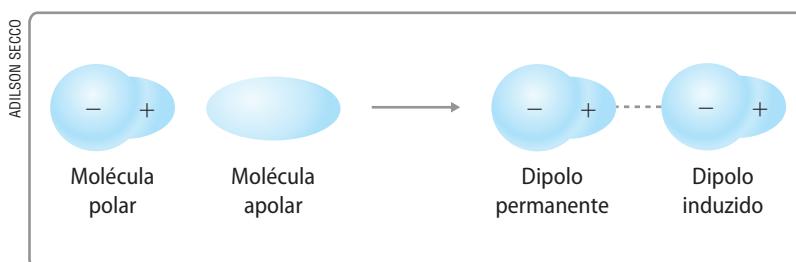
Considere a molécula diatômica de iodo ( $I_2$ ). Os átomos de iodo são relativamente grandes. Conforme estudado, isso significa que os elétrons do nível eletrônico mais externo são fracamente atraídos pelo núcleo e têm mais mobilidade, formando uma espécie de nuvem eletrônica. Quando uma molécula se aproxima de outra, essa nuvem pode se deslocar em razão da repulsão entre os elétrons e se aproximar mais de um dos núcleos, gerando dipolos, que também induzirão dipolos em outras moléculas próximas, e assim sucessivamente.

Esse tipo de interação pode ser chamado de interação **dipolo instantâneo-dipolo induzido**, de forças de dispersão ou, ainda, de **forças de London**, em homenagem ao físico germano-estadunidense Fritz Wolfgang London (1900-1954), que as estudou.

*Se achar conveniente, mencionar que, normalmente, o termo nuvem eletrônica é usado para se referir às regiões em que há maior probabilidade de se encontrar elétrons.*

## ● Interações entre moléculas polares e apolares

As interações **dipolo permanente-dipolo induzido** ocorrem entre uma molécula polar, que tem um dipolo permanente, e uma molécula apolar. Quando uma molécula polar se aproxima de uma apolar, o dipolo permanente interage com os elétrons da molécula apolar, fazendo com que ela desenvolva um dipolo induzido temporário, com uma pequena separação de cargas, de forma semelhante à que ocorre quando há forças de London atuando.



► Representação da formação de um dipolo permanente-dipolo induzido (imagem sem escala; cores fantasia).

## ● Influência das interações nas mudanças de estado físico

**REFLITA**

Não escreva no livro.

- 3 Em qual estado físico ocorrem interações intermoleculares com menor frequência e intensidade?

Foi estudado que as partículas dos sólidos não se movem livremente, pois apresentam energia cinética baixa; as dos líquidos se movimentam com certa liberdade, já que têm energia cinética média; e as dos gases se movimentam livremente, porque apresentam energia cinética alta. Assim, o pouco movimento e a proximidade entre as moléculas de uma substância no estado sólido tornam a interação entre elas mais intensa do que a interação entre as moléculas de uma substância no estado líquido, que, por sua vez, interagem mais intensamente entre si do que as moléculas de uma substância no estado gasoso.

Vale lembrar também que mudanças de estado físico ocorrem quando há liberação ou absorção de energia. Uma substância passa do estado sólido para o líquido e deste para o gasoso quando recebe energia, geralmente na forma de calor. Nesse processo, interações intermoleculares são rompidas. Assim, para compreender como as interações influenciam as temperaturas de fusão e de ebulição, é preciso analisar a intensidade delas, que varia de substância para substância.

De modo geral, quanto mais forte for a interação, maior será a energia necessária para rompê-la e, consequentemente, mais altas serão as temperaturas de mudança de estado físico.

A força das interações está associada à presença de cargas elétricas opostas que se atraem, de modo que, quanto mais intensa for essa atração, maior será a força. Portanto, a interação mais forte é a **ion-ion**, porque há cargas negativas interagindo diretamente com cargas positivas; a interação dipolo permanente-dipolo permanente tem força intermediária, já que ocorre entre cargas parciais; e as forças de London são as mais fracas, pois se originam de dipolos instantâneos em moléculas apolares.

Acompanhe uma representação da escala de força dessas interações.



Para exemplificar, considere duas substâncias que apresentam estrutura molecular muito parecida, o propano, de fórmula  $C_3H_8$ , apolar e gasoso à temperatura ambiente, e o propanal, de fórmula  $C_3H_6O$ , polar e líquido à temperatura ambiente.

O propano tem temperatura de fusão de  $-187,8\text{ }^{\circ}\text{C}$  e temperatura de ebulição de  $-42,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ , enquanto o propanal apresenta temperaturas mais altas, sendo a de fusão  $-80\text{ }^{\circ}\text{C}$  e a de ebulição  $48\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Essa diferença pode ser explicada, em parte, pelo fato de a molécula de propanal apresentar um átomo de oxigênio que, em razão de sua eletronegatividade elevada, provoca uma distribuição de carga desigual na molécula e cria um dipolo elétrico permanente. Enquanto as moléculas de propano interagem umas com as outras por meio de forças de London, por serem apolares, as moléculas de propanal interagem umas com as outras por meio de interações dipolo permanente-dipolo permanente.

Para efeito de comparação, o combustível etanol ( $C_2H_6O$ ), que apresenta **massa molar** similar à do propano, apresenta moléculas que interagem umas com as outras por ligações de hidrogênio e tem temperatura de fusão de  $-114,1\text{ }^{\circ}\text{C}$  e de ebulação de  $78,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ , enquanto o cloreto de sódio ( $NaCl$ ), que apresenta massa molar similar à do propanal e é formado por um retículo cristalino iônico (interações íon-íon), tem temperatura de fusão de  $800,7\text{ }^{\circ}\text{C}$  e temperatura de ebulação de  $1\ 465\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Assim, ao fazer comparações para explicar diferenças entre temperaturas de fusão e de ebulação de substâncias, é importante levar em consideração outros fatores que também influenciam a maneira pela qual as entidades químicas interagem entre si, como os valores de massa molar. Geralmente, nuvens eletrônicas de moléculas com massas maiores se deformam mais facilmente, possibilitando interações do tipo forças de London mais intensas. As geometrias moleculares também devem ser analisadas, pois algumas delas podem desfavorecer a ocorrência de interações, contribuindo para a redução das temperaturas de mudança de estado físico.

Existem moléculas capazes de interagir umas com as outras por mais de um tipo de interação. Por exemplo, aquelas que têm regiões polares e apolares podem interagir umas com as outras por ligações de hidrogênio e por forças de London.

### Sobre

O conceito de **massa molar** será aprofundado na próxima Unidade. Por enquanto, é suficiente saber que ele significa que uma substância tem certa massa para uma quantidade específica de matéria. Ele é útil quando se quer comparar propriedades de diferentes entidades químicas, pois garante que a comparação seja feita com base em uma mesma quantidade de matéria.

### Comparação entre as propriedades de quatro substâncias

Substância	Tipo de interação (ordem crescente de força)	Massa molar	Temperatura de fusão	Temperatura de ebulação
Propano	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	44,1 g/mol	$-187,8\text{ }^{\circ}\text{C}$	$-42,1\text{ }^{\circ}\text{C}$
Propanal	Dipolo permanente-dipolo permanente	58,1 g/mol	$-80\text{ }^{\circ}\text{C}$	$48\text{ }^{\circ}\text{C}$
Etanol	Ligação de hidrogênio	46,1 g/mol	$-114,1\text{ }^{\circ}\text{C}$	$78,2\text{ }^{\circ}\text{C}$
Cloreto de sódio	Íon-íon	58,4 g/mol	$800,7\text{ }^{\circ}\text{C}$	$1\ 465\text{ }^{\circ}\text{C}$

Fonte: HAYNES, William M. (ed.). **CRC Handbook of chemistry and physics**. 95th ed. Boca Raton: CRC Press, 2014. p. 3-246, 3-464, 4-89. E-book. Tradução nossa.

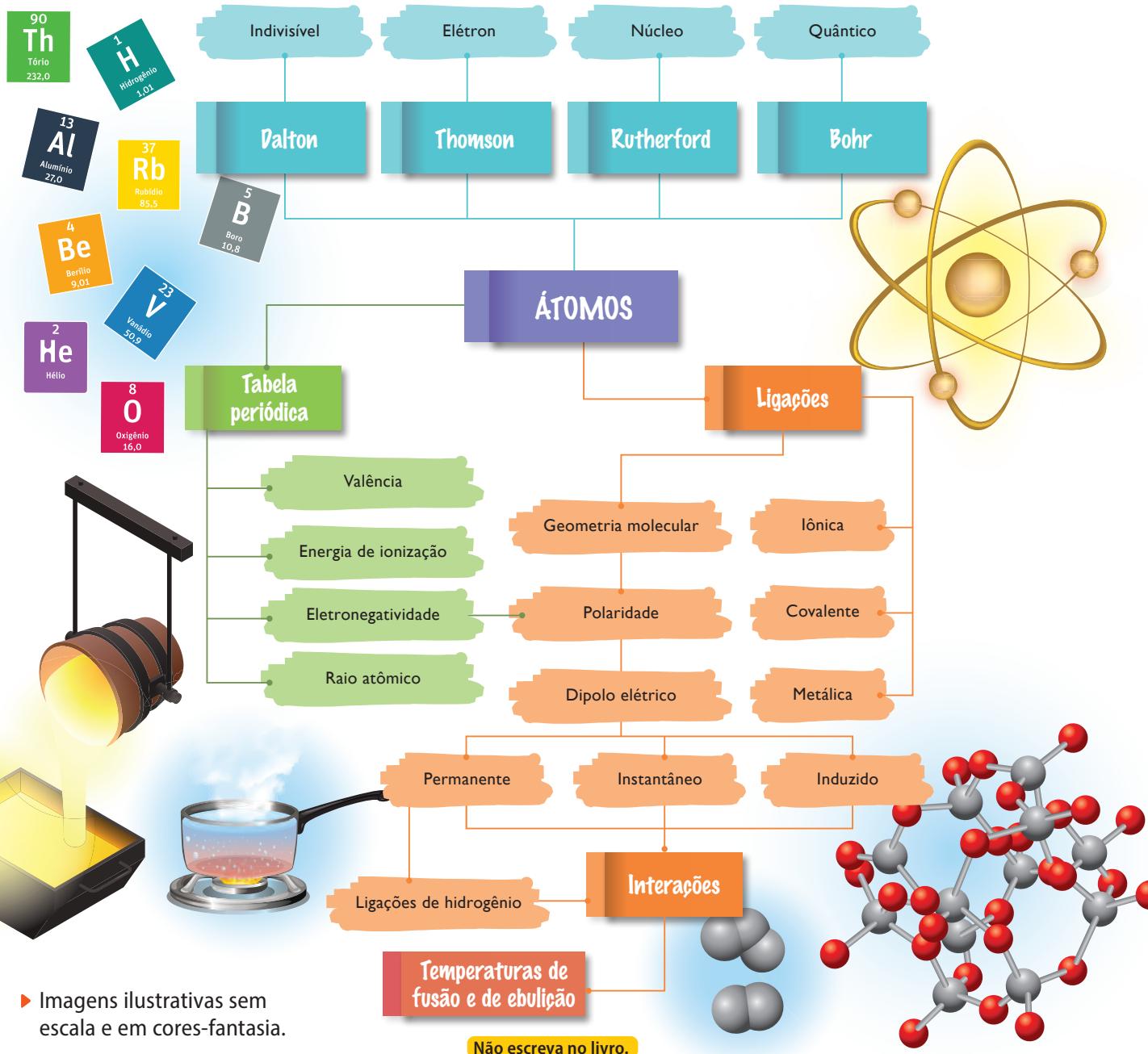
### ATIVIDADES

Não escreva no livro.

- Represente, em seu caderno, a fórmula estrutural plana das substâncias listadas a seguir e indique os vetores das ligações químicas e o vetor resultante da molécula. Com base nessas representações, especifique quais delas são polares e quais são apolares.
  - $CCl_4$
  - $H_2S$
  - $BCl_3$
  - $NH_3$
  - $CH_4$
  - $HCl$
- Descreva como as interações entre as moléculas influenciam nos estados físicos da matéria.
- O que determina se uma molécula é polar ou apolar?
- Analise a polaridade do tetracloreto de carbono ( $CCl_4$ ) no item 1 e descreva se essa substância se dissolve em água, justificando sua resposta com base na polaridade das moléculas.

# ORGANIZANDO AS IDEIAS

Analise o esquema a seguir, que apresenta e relaciona os principais conceitos estudados nesta Unidade.



A relação entre os conceitos é uma característica do conhecimento formal, científico e escolar. Aqui, apresenta-se uma síntese esquemática dos principais conceitos trabalhados nesta Unidade. No caderno, elabore seu próprio esquema, organizando os principais conceitos da Unidade, incluindo nele outros termos e outras ideias que se relacionam ao que foi estudado e realizando as associações que considerar importantes. Por fim, elabore um pequeno texto conectando os conceitos e as ideias presentes no esquema. Essa é uma boa forma de estudar e compreender melhor os conceitos.

# ATIVIDADES COMPLEMENTARES

Respostas e comentários estão disponíveis nas **Orientações para o professor**.

Não escreva no livro.

## Tema 7 – Modelando os átomos

- 1.** (ITA-SP) Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere que sobre a base conceitual desse modelo sejam feitas as seguintes afirmações:

- I – O átomo apresenta a configuração de uma esfera rígida.
- II – Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos.
- III – As transformações químicas consistem de combinação, separação e/ou rearranjo de átomos.
- IV – Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos unidos em uma razão fixa.

Qual das opções a seguir se refere a todas as afirmações corretas?

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

- 2.** (UFPA) A realização de experimentos com descargas elétricas em tubo de vidro fechado contendo gás a baixa pressão produz os raios catódicos. Esses raios são constituídos por um feixe de:

- a) nêutrons.
- b) partículas.
- c) raios X.
- d) prótons.
- e) elétrons.

- 3.** (UEA-AM) O modelo atômico de Thomson resultou da interpretação de experimentos realizados por esse cientista que envolveram

- a) ampolas contendo gases rarefeitos submetidos a altas tensões elétricas.
- b) a incidência de partículas alfa em lâminas metálicas delgadas.
- c) proporções entre as massas de reagentes e produtos de reações químicas.
- d) os efeitos magnéticos provocados pela corrente elétrica.
- e) emissão de espectros luminosos por elementos químicos submetidos a aquecimento.

## Tema 8 – Do modelo de Rutherford ao modelo quântico

- 4.** (UFMG) Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, em diferentes épocas, modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas no quadro que segue:

Modelo	Característica
I	Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em movimento.
II	Átomos maciços e indivisíveis.
III	Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas circulares de energia quantizada.

A associação modelo/cientista correta é:

- a) I/Bohr; II/Dalton; III/Rutherford.
- b) I/Dalton; II/Bohr; III/Rutherford.
- c) I/Dalton; II/Rutherford; III/Bohr.
- d) I/Rutherford; II/Bohr; III/Dalton.
- e) I/Rutherford; II/Dalton; III/Bohr.

- 5.** (UEG-GO) Em 1913, o cientista Niels Bohr propôs um modelo atômico que conseguiu explicar o espectro atômico do elemento químico hidrogênio. De acordo com esse modelo atômico, se o átomo de hidrogênio absorver energia de uma fonte externa,

- a) o elétron passará de um nível de energia  $E_2$  para um nível de menor energia  $E_1$ , emitindo um fóton de energia igual a  $E_2 - E_1$ .
- b) o elétron passará de um estado de maior energia para outro de menor energia, originando uma transição eletrônica do tipo emissão.
- c) o elétron passará de um nível de energia  $E_1$  para um nível de maior energia  $E_2$ , e ao retornar para o nível de energia  $E_1$  emitirá um fóton de energia igual a  $E_2 - E_1$ .
- d) o elétron permanecerá no nível fundamental de energia porque é mais estável.
- e) o elétron permanecerá em níveis energéticos mais próximos do núcleo para aumentar a estabilidade do átomo.

**Tema 9 – Tabela periódica**

**6.** (FGV-SP) Um professor propôs um trabalho a um grupo de alunos empregando um conjunto de 14 bolas de diferentes tipos de plásticos, para montar um modelo, com bolas e varetas, da estrutura molecular do acetato de etila, fórmula molecular  $C_4H_8O_2$ . Para o experimento, os alunos dispuseram de balança e régua.

Para representarem corretamente o modelo da molécula do  $C_4H_8O_2$ , as bolas de plástico tinham tamanhos diferentes (pequenas, médias e grandes). Suas massas, em gramas, eram iguais aos valores das massas molares dos elementos C, H e O. Em escala ampliada para centímetros, seus raios tinham a mesma ordem de tamanho dos raios atômicos dos átomos que representavam. Sobre essas bolas de plástico que representam as características de tamanho e massa dos átomos de C, H e O, os alunos concluíram:

- I. as bolas que representam os átomos de H eram as pequenas, e as que representam os átomos de O eram as grandes;
- II. a massa total das bolas grandes correspondia a seis vezes a massa total das bolas de tamanho pequeno;
- III. a massa total das bolas pequenas correspondia a  $\frac{1}{4}$  da massa total das bolas de tamanho médio.

Classificando cada uma das conclusões como verdadeira (V) ou falsa (F), tem-se, correta e respectivamente:

- (a) F, V, V.      (c) V, V, F.      (e) V, F, V.  
 (b) F, F, V.      (d) V, F, F.

**7.** (Acafe-SC) Em relação à eletronegatividade, a alternativa verdadeira é:

- a) Os metais, em geral, são os elementos mais eletronegativos.
- b) Os elementos que apresentam os maiores valores de eletronegatividade são os metais alcalinos.
- c) Os elementos mais eletronegativos estão na parte superior direita da tabela periódica.
- d) Os gases nobres são estáveis devido à sua alta eletronegatividade.
- e) Os elementos de transição são os elementos com os mais altos valores de eletronegatividade.

**8. (Unesp)****Mineração oceânica**

A abundância de lítio na forma de íons nas águas dos oceanos é cerca de 5000 vezes maior do que na crosta terrestre, o que tem estimulado a mineração oceânica. No entanto, apesar de mais abundante nas águas dos mares do que na crosta terrestre, o lítio nos oceanos está presente em concentrações extremamente baixas, cerca de 0,2 parte por milhão (ppm). Íons maiores, como sódio, magnésio e potássio, estão presentes na água do mar em concentrações muito mais altas que a do íon  $Li^+$ . Isso tem inviabilizado a extração de lítio dessa mistura, de forma técnica ou economicamente viável.

Esse desafio acaba de ser vencido por uma equipe de pesquisadores da Arábia Saudita, que utilizam uma célula eletroquímica contendo uma membrana cerâmica porosa, que permite a passagem dos íons de lítio, mas bloqueia eficientemente os íons dos outros elementos citados.

(www.inovacaotecnologica.com.br. Adaptado.)

Organizando em ordem crescente de tamanho os íons maiores do que o lítio, citados no texto, tem-se:

Dados: Li ( $Z = 3$ ); Na ( $Z = 11$ ); Mg ( $Z = 12$ ); K ( $Z = 19$ ).

- a) sódio – magnésio – potássio.
- b) potássio – sódio – magnésio.
- c) magnésio – sódio – potássio.
- d) sódio – potássio – magnésio.
- e) magnésio – potássio – sódio.

**Tema 10 – Fundamentos da ligação química**

**9.** (UEA-AM) A formulação de pós faciais usados em maquiagens contém dois compostos inorgânicos sólidos, um deles constituído pelo cátion  $Ca^{2+}$  e o ânion  $SO_4^{2-}$  e o outro pelo cátion  $Zn^{2+}$  e o ânion  $O^{2-}$ .

As fórmulas químicas dos compostos inorgânicos contidos em pós faciais são

- |   |  |
|---|--|
| <ol style="list-style-type: none"> <li>a) <math>CaSO_3</math> e <math>Zn_2O</math></li> <li>b) <math>CaSO_4</math> e <math>ZnO</math></li> <li>c) <math>CaSO_3</math> e <math>ZnO_2</math></li> </ol> | <ol style="list-style-type: none"> <li>d) <math>CaSO_2</math> e <math>ZnO</math></li> <li>e) <math>CaSO_4</math> e <math>Zn_2O</math></li> </ol> |
|---|--|

**Tema 11 – Ligações covalentes e metálicas**

**10.** (EsPCEx-SP) As substâncias ozônio ( $O_3$ ); dióxido de carbono ( $CO_2$ ); dióxido de enxofre ( $SO_2$ ); água ( $H_2O$ ); e cianeto de hidrogênio ( $HCN$ ) são

exemplos que representam moléculas triatômicas. Entre elas, as que apresentam geometria molecular linear são, apenas:

Dados:  ${}_1\text{H}^1$ ;  ${}_6\text{C}^{12}$ ;  ${}_8\text{O}^{16}$ ;  ${}_{16}\text{S}^{32}$ ;  ${}_7\text{N}^{14}$

(a) cianeto de hidrogênio e dióxido de carbono.

(b) água e cianeto de hidrogênio.

(c) ozônio e água.

(d) dióxido de enxofre e dióxido de carbono.

(e) ozônio e dióxido de enxofre.

11. (Cefet-MG) Para a realização de uma determinada atividade experimental, um estudante necessitou de um material que possuísse propriedades típicas de substâncias dúcteis, maleáveis, insolúveis em água e boas condutoras térmicas. Um material com essas propriedades resulta da ligação entre átomos de:

(a) Cu e Zn. (c) Fe e O. (e) C e Si.

(b) Na e Cl. (d) F e Xe.

12. (Integrado-PR) “Ligação química” foi um termo usado pela primeira vez por Gilbert Newton Lewis no ano de 1920 em um artigo para explicar por que os átomos se mantêm unidos para formar as substâncias e também por que eles permanecem unidos ao longo de milhares de anos.

Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-e-uma-ligacao-quimica.htm>. Acesso em 06 de out. 2022.

Atualmente sabe-se que a natureza de uma ligação química é determinada pelos átomos participantes e cada tipo de ligação química acarreta propriedades diferentes para as substâncias. Com relação ao tema, assinale a alternativa correta.

(a) Em uma ligação iônica dois átomos compartilham os elétrons da camada de valência.

(b) Ligação metálica é a ligação entre ametais formando as chamadas ligas metálicas, que são cada vez mais importantes para o nosso dia a dia.

(c) Ligação covalente é definida pela transferência de prótons entre os átomos.

(d) Na ligação metálica se combinam elementos não metálicos entre si.

(e) Em uma ligação iônica há transferência de elétrons entre os elementos.

## Tema 12 – Polaridade e interações

13. (PUC-MG) As ligações covalentes podem ser classificadas em dois tipos: ligações covalentes polares e ligações covalentes apolares. Observando a polaridade das ligações e a geometria da molécula, somos capazes de verificar se uma molécula será polar ou apolar. Com base nisso, indique a opção que apresenta moléculas exclusivamente apolares.

(a)  $\text{HCl}$ ,  $\text{NO}_2$  e  $\text{O}_2$ . (c)  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CCl}_4$  e  $\text{CO}_2$ .

(b)  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{NH}_3$  e  $\text{CO}_2$ . (d)  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{BF}_3$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

14. (Acafe-SC) Indique a alternativa que contém as respectivas geometrias e polaridades das espécies químicas a seguir.

$\text{SO}_2$ ;  $\text{SO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}_2\text{Be}$

(a)  $\text{SO}_2$ : angular e polar;  $\text{SO}_3$ : piramidal e polar;  $\text{H}_2\text{O}$ : angular e polar e  $\text{H}_2\text{Be}$ : linear e apolar.

(b)  $\text{SO}_2$ : angular e polar;  $\text{SO}_3$ : trigonal plana e apolar;  $\text{H}_2\text{O}$ : angular e polar e  $\text{H}_2\text{Be}$ : angular e polar.

(c)  $\text{SO}_2$ : angular e polar;  $\text{SO}_3$ : trigonal plana e apolar;  $\text{H}_2\text{O}$ : angular e polar e  $\text{H}_2\text{Be}$ : linear e apolar.

(d)  $\text{SO}_2$ : linear e apolar;  $\text{SO}_3$ : piramidal e polar;  $\text{H}_2\text{O}$ : linear e apolar e  $\text{H}_2\text{Be}$ : angular e polar.

15. (Unioeste) As propriedades periódicas são responsáveis não apenas pelo tipo de ligação formada entre os átomos, mas também pelo caráter e propriedades das substâncias formadas. Assim,  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{H}_2\text{O}$  são substâncias cujas propriedades químicas e físicas são totalmente diferentes. Ao nível do mar, o primeiro é um gás tóxico e o segundo é um líquido não tóxico. No que se refere às diferentes propriedades químicas e físicas das substâncias mencionadas anteriormente, assinale a alternativa CORRETA.

(a)  $\text{H}_2\text{S}$  é um gás porque o enxofre possui um volume atômico maior que o volume atômico do oxigênio.

(b)  $\text{H}_2\text{S}$  é um gás porque suas moléculas formam ligações de hidrogênio fracas entre si.

(c)  $\text{H}_2\text{O}$  é um gás somente a 1 atm de pressão e a temperaturas abaixo de 100 °C.

(d) Tanto  $\text{H}_2\text{S}$  como  $\text{H}_2\text{O}$  são moléculas apolares.

(e) A diferença dos estados físicos líquido e gasoso destas substâncias se deve, principalmente, ao fato de as moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  formarem ligações de hidrogênio entre si enquanto  $\text{H}_2\text{S}$  não as formam.

## INTEGRANDO COM...

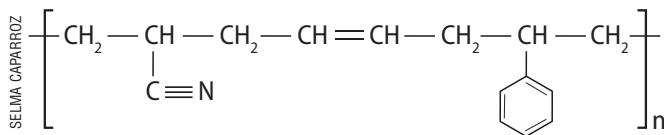
## ARTE

## A Química na impressão 3D

Você já se perguntou se seria possível imprimir uma imagem que “sai do papel”, ou seja, um objeto em três dimensões? Quando se busca uma resposta para essa pergunta, pensa-se imediatamente em equipamentos modernos e futurísticos inventados recentemente, mas essa tecnologia já existe desde 1984 e vem se popularizando em razão da diminuição do custo para a sua aquisição.

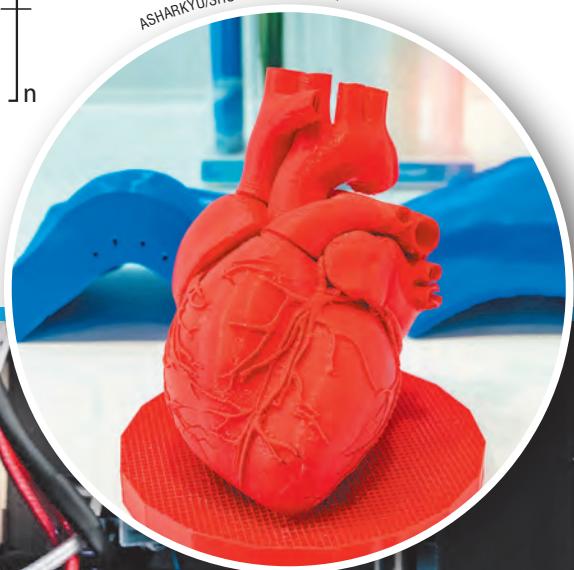
As impressoras 3D domésticas funcionam por meio de duas técnicas: a de **modelagem por fusão e deposição**, a que mais se popularizou; e a de **estereolitografia**, que utiliza uma substância líquida que se solidifica sob ação de um *laser*.

A técnica de modelagem por fusão e deposição utiliza um fio de um material que pode ser derretido a uma temperatura controlada, por volta de 210 °C, depois resfriado, tomando a forma desejada. Esse tipo de fio recebe o nome de filamento. Nesse contexto, a Química está presente no estudo dos materiais mais adequados para os filamentos, como o acrilonitrilo-butadieno-estireno (ABS), e nos próprios objetos impressos, que podem ser úteis para o ensino de Química.



► Fórmula do plástico ABS. Esse material é a base de muitos produtos plásticos utilizados diariamente.

ASHARKYUSHUTTERSTOCK.COM



► As impressoras 3D têm a capacidade de imprimir objetos, como modelos de uma casa ou de um coração.

A análise de propriedades periódicas, como o raio atômico e a eletronegatividade, segue um padrão em duas dimensões: esquerda-direita e cima-baixo, correspondendo aos eixos  $x$  e  $y$  do plano cartesiano.

A impressão 3D é capaz de adicionar o eixo  $z$ , a terceira dimensão, um eixo “saindo do papel”, enriquecendo a percepção.

A inserção da terceira dimensão auxilia na compreensão e na percepção de outros conceitos químicos, como a estrutura e a geometria de moléculas.

Esse equipamento é muito versátil e pode também ser utilizado para o desenvolvimento da criatividade e de habilidades artísticas.



► Objeto produzido em impressora 3D e colorido com tinta guache por uma estudante da rede pública de ensino brasileira.

Respostas e comentários estão disponíveis nas [Orientações para o professor](#).

**Não escreva no livro.**

#### Agora, faça o que se pede em cada item.

- Se você fosse usar a impressão 3D para explicar a um colega algum conceito de Química, qual seria ele? E, nas outras áreas de conhecimento, como a impressão 3D seria útil?
- Imagine que você e seus colegas fizeram alguma atividade para se divertirem, como jogar futebol, jogar xadrez, assistir a um desenho ou anime, ler um livro ou mangá e tomar banho de rio. Escreva o que você gostaria de imprimir na impressora 3D que representasse a atividade imaginada e como você personalizaria esse objeto.
- Pensando na preservação de obras de arte, em quase todos os museus, é proibido tocar nas esculturas, nos quadros e nas outras obras. Apresente como a impressão 3D poderia auxiliar nesse processo de preservação e, ao mesmo tempo, garantir que pessoas com deficiência visual ou outra deficiência possam usufruir as exposições nos museus.
- Como você acha que é possível criar uma identidade artística única em um objeto impresso em uma impressora 3D?

## 3

## QUANTIFICANDO A MATERIA

O ser humano sempre buscou ferramentas e padrões para realizar medições com os mais variados propósitos. Desde a Antiguidade, partes do corpo e alguns objetos são usados como referência, como no caso da unidade pé, ainda usada para medir a altitude de aviões. A medição está presente em diversas áreas do conhecimento. Na Química, ela é fundamental para o estudo da composição, da estrutura e da transformação de substâncias, pois exige métodos específicos para estabelecer relação entre grandezas, como massa e volume, e entre essas grandezas e a quantidade aproximada de partículas. Na imagem, registro de um vírus Epstein-Barr, causador de um dos tipos de herpes, cujo diâmetro está na escala nanométrica, sendo de aproximadamente 200 nm (imagem de microscopia eletrônica, aumento aproximado de 860 mil vezes; colorida artificialmente).

Não escreva no livro.

1. Respostas e comentários estão disponíveis nas **Orientações para o professor**.
2. Pesquise outros exemplos de medições feitas com partes do corpo ou com objetos usados na Antiguidade que ainda são utilizadas atualmente.
3. Que instrumentos de medida você usa no dia a dia? O que você mede?
4. Em seu entendimento, por que realizar medições é importante para os químicos?

MATERIAL PARA DIVULGAÇÃO DA EDITORA FTD  
REPRODUÇÃO PROIBIDA

JAMES CAVALLINI/SCIENCE SOURCE/FOTOARENA



# 13

## Medindo a matéria

Respostas e comentários deste Tema estão disponíveis nas **Orientações para o professor**.

Diversos instrumentos foram desenvolvidos com o objetivo de medir precisamente a matéria. Um exemplo é a balança analítica, capaz de medir massas com bastante exatidão, chegando a determinar o peso da milionésima parte de um grama, o micrograma, que corresponde a  $1 \cdot 10^{-6}$  g.

Um átomo tem uma massa que é da ordem de um trilionésimo do trilionésimo de grama, o **yoctograma**, que corresponde a  $1 \cdot 10^{-24}$  g. Nesse contexto, o estudo do mundo submicroscópico exige mais do que apenas instrumentos: é necessário estabelecer conceitos que permitam expressar essas pequenas quantidades em medidas compreensíveis e utilizáveis.



REPRODUÇÃO/MUSEU BRITÂNICO, LONDRES, REINO UNIDO

PAPIRO de Hunefer. [ca. 1275 a.C.].  
39,8 cm × 550 cm. 1 papiro.

- Os primeiros instrumentos usados como balança eram feitos de um travessão com um eixo no centro e dois pratos, em que os objetos eram colocados. A medição então era feita por meio da comparação entre os pesos dos objetos.

### Medindo quantidades de substâncias

#### REFLITA

Não escreva no livro.

- 1 No cotidiano, qual é a importância da utilização de medidas?

O químico francês Lavoisier é comumente lembrado como um dos primeiros cientistas a se preocupar com medições precisas e a usar balanças no laboratório com essa finalidade. No entanto, ele não foi o primeiro a utilizar esses instrumentos. Alquimistas, metalúrgicos, tintureiros, vidreiros e outros profissionais que manipulavam substâncias e materiais já se referiam a medidas de quantidade em seus procedimentos. Sendo assim, o uso da balança aconteceu antes de a Química se estabelecer como Ciência. E com o trabalho de Lavoisier, foi possível o desenvolvimento de métodos para determinar as massas dos constituintes das substâncias.

Os estudos até aqui já mostraram que a Ciência Moderna recorre a experimentos sistemáticos, os quais fornecem dados confiáveis em razão desse desenvolvimento de métodos de medição iniciado por Lavoisier e outros cientistas; a teorias consistentes e abrangentes, que expliquem os fenômenos observados; e à análise quantitativa para a realização de previsões.

As leis ponderais, que nascem de um cuidado e um rigor com relação às medidas de quantidades de substâncias, e o modelo atômico de Dalton, nos séculos XVIII e XIX, são causa e consequência da evolução da Química e de sua configuração moderna.

O químico brasileiro Vicente Coelho de Seabra Silva Telles (1764-1804), de Congonhas do Campo (MG), foi autor do primeiro livro de Química em língua portuguesa e deu contribuições relevantes para o desenvolvimento dessa área. Em sua obra, Telles apresentou uma tabela sobre a combinação de metais com ácidos, formando precipitados, que fortaleceu a ideia de proporcionalidade entre as massas das substâncias que participam de reações químicas.

Para saber mais sobre o cientista Vicente Coelho de Seabra Silva Telles, sugere-se o artigo "Vicente Seabra Telles e a criação da nomenclatura em português para a química 'nova' de Lavoisier", de Fernando J. Luna, disponível em: <https://www.scielo.br/j/qn/a/rFTxBB5tx85GynTqpJSChK/?format=pdf&lang=pt> (acesso em: 24 set. 2024).

## ● Pesos relativos e equivalentes eletroquímicos

O modelo atômico de Dalton ganhou mais destaque quando ele atribuiu valores diferenciados de peso a átomos de diferentes elementos químicos. Ao estudar a composição e a densidade dos gases, Dalton considerou a hipótese de que os átomos se combinam em proporções numéricas simples. Utilizando dados obtidos por outros cientistas, apresentou a primeira tabela de pesos atômicos (pesos relativos) em uma palestra em outubro de 1803. Depois, o cientista a publicou na 4<sup>a</sup> edição do livro **A new system of chemical philosophy** ("Um novo sistema de filosofia química", em tradução livre), em que definiu o peso do hidrogênio como igual a 1 e, com base nele, calculou os pesos dos demais elementos químicos.

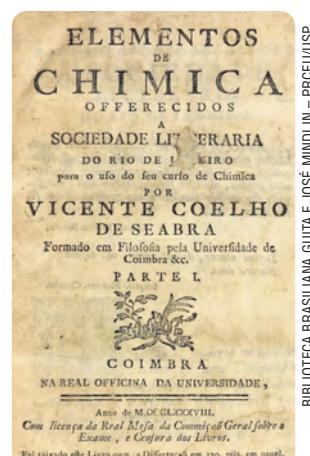
### Pesos relativos\* dos elementos

Hidrogênio	1	Fósforo	9	Ferro	38
Azoto (nitrogênio)	5	Enxofre	12	Zinco	56
Carbono	5	Magnésio	20	Prata	100
Oxigênio	7	Estrôncio	68	Ouro	140

\*Termo utilizado por Dalton.

Fonte: MAAR, Juergen Heinrich. **História da química**: segunda parte: de Lavoisier ao sistema periódico. Florianópolis: Papa-Livro, 2011. p. 203.

Dalton considerava que as substâncias seriam formadas, preferencialmente, pela combinação de um átomo de cada elemento químico. Como estudado em Tema anterior, para representar essas combinações, Dalton propunha a união de símbolos (criados por ele) dos átomos que constituíam as substâncias.



TELLES, Vicente Coelho de Seabra Silva. **Elementos de chimica offerecidos a Sociedade Litteraria do Rio de Janeiro para o uso do seu curso de chimica**. Coimbra: Real Officina da Universidade, 1788. Folha de rosto.

► Frontispício do livro **Elementos de chimica** publicado por Vicente Coelho de Seabra Silva Telles.

Na primeira metade do século XIX, a simbologia proposta por Dalton e a conceção de que a matéria seria constituída por átomos ainda se apresentavam sob intenso debate, um dos motivos pelos quais foi realizado o Congresso de Karlsruhe, em 1860. Nesse evento, o químico italiano Stanislao Cannizzaro apresentou um trabalho que procurava esclarecer conceitos ainda imprecisos, como os de átomo, molécula, peso relativo e peso molecular, utilizando o trabalho de seu compatriota Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856).

Avogadro partiu da hipótese de Gay-Lussac de que os gases sempre se combinam em proporções volumétricas simples e propôs que essas proporções, estabelecidas entre substâncias gasosas reagentes e produtos, dependem do número total de moléculas envolvidas. Com base nos próprios estudos, mais teóricos que práticos, Avogadro sugeriu que volumes iguais de substâncias gasosas diferentes, medidos à mesma temperatura e à mesma pressão, contêm números iguais de moléculas.

Dalton e Gay-Lussac rejeitaram a hipótese de Avogadro. No entanto, com o passar dos anos, ela se mostrou mais consistente e se tornou a base para as determinações atuais de quantidade de massa. No contexto dessas discussões, estabeleceu-se um novo dilema para a Química: para determinar os valores de peso relativo dos elementos químicos, era necessário conhecer as fórmulas químicas das substâncias, e, para determiná-las, era preciso saber os valores de peso relativo dos elementos químicos.

Nesse período, desenvolveu-se um novo campo de estudo da Química que ajudou a resolver esse impasse: a Eletroquímica (que será estudada mais adiante). Esse termo foi criado para designar o estudo das reações químicas que produzem corrente elétrica e das que são produzidas por corrente elétrica.

Entre o fim do século XVIII e o início do século XIX, o estudo sobre eletricidade ganhou destaque no meio científico. Inúmeros pesquisadores se dedicaram a esses estudos, entre eles o químico e físico italiano Alessandro Volta (1745-1827), o físico italiano Luigi Aloisio Galvani (1737-1798) e o químico e físico inglês Michael Faraday. Este último, mesmo sem entender claramente os aspectos quantitativos dos experimentos que desenvolveu, pela falta de dados sobre as grandezas envolvidas, produziu pilhas que possibilitaram o processo de eletrólise.

Até o início do século XIX, a soda (fórmula atual: NaOH), a potassa (fórmula atual: KOH), a cal (fórmula atual: CaO) e outros reagentes eram considerados substâncias simples, pois nenhum método disponível da época foi capaz de decompô-los. O uso de corrente elétrica, por meio da eletrólise, tornou-se uma possibilidade para a decomposição de substâncias e permitiu que o químico inglês Humphry Davy, pela primeira vez, isolasse e identificasse dois metais provenientes das substâncias soda e potassa, há muito conhecidas, que foram nomeados *sodium* e *potassium*.



► Representação dos experimentos de eletrólise realizados por Davy. Imagem do século XIX.

Com base em leis propostas por Faraday e pelo físico italiano Carlo Matteucci (1811-1868), foi possível relacionar a quantidade de corrente elétrica que passa por um sistema com a quantidade de material produzido ou consumido. Considerando o hidrogênio como referência em termos de quantidade de massa, como Dalton havia proposto, Faraday realizou experimentos com diversas substâncias. A finalidade era determinar o equivalente eletroquímico e a quantidade de substância, de diferentes cátions e ânions, depositada ou liberada em estado gasoso quando perpassada por uma quantidade de corrente elétrica igual à necessária para liberar um grama de hidrogênio gasoso.

### Equivalentes eletroquímicos

Cátions		Ânions	
Hidrogênio*	1	Oxigênio	8
Sódio	23,3	Flúor	18,7
Cálcio	20,5	Cloro	35,5
Potássio	39,2	Bromo	78,3
Prata	108	Iodo	126

\*Definido arbitrariamente.

Fonte: MAAR, Juergen Heinrich. **História da química:** segunda parte: de Lavoisier ao sistema periódico. Florianópolis: Papa-Livro, 2011. p. 292.

Como se pode notar, um dos principais desafios para os químicos, antes da consolidação da teoria atômico-molecular, foi estabelecer relações quantitativas das massas e dos volumes de substâncias com a quantidade de partículas formadoras dessas substâncias. Outra dificuldade foi a definição de um padrão de peso (ou massa, na nomenclatura mais utilizada atualmente), já que a escolha do hidrogênio, conforme proposta de Dalton e Faraday, foi se mostrando aos poucos inadequada.

## ● A importância de um padrão de peso atômico

Ao se combinarem átomos de vários elementos químicos com átomos de hidrogênio, formam-se hidretos, substâncias muito reativas e de difícil manipulação. Esse fato dificultou o uso do hidrogênio como padrão de peso atômico. Assim, houve a necessidade de se adotar outro elemento químico como padrão. Por formar óxidos com átomos de quase todos os elementos químicos, substâncias estáveis e de fácil manipulação, optou-se pelo oxigênio, cujo peso atômico relativo podia ser determinado com maior exatidão. A escolha do valor a ser atribuído ao peso atômico do oxigênio não foi simples, passando por diferentes medidas (1, 10, 8, 100), até chegar a 16 em 1865.

Na segunda metade do século XIX, os valores atribuídos aos pesos atômicos divergiam com frequência, principalmente por causa de métodos experimentais imprecisos e pelo uso de diferentes referenciais. O Comitê Internacional de Pesos Atômicos, criado em 1906, publicava suas tabelas considerando somente o oxigênio como padrão e o valor de peso igual a 16. O peso atômico relativo foi tema de debate por muito tempo e, por causa de sua relevância para a elaboração da tabela periódica, envolveu cientistas como Mendeleev e Meyer.

Em 1914, o Prêmio Nobel de Química foi atribuído ao químico estadunidense Theodore William Richards (1868-1928), em reconhecimento pelos trabalhos envolvendo determinações precisas de pesos atômicos relativos de muitos elementos químicos.

No entanto, uma nova descoberta científica, prevista em 1865 e realizada em 1913, causou novas divergências: a existência de isótopos.

## O carbono como padrão de peso atômico

A descoberta de que havia átomos de oxigênio com diferentes valores de peso atômico levou à definição de dois padrões: os químicos continuaram a utilizar como referência o peso atômico 16 para a mistura de isótopos naturais do oxigênio, mas os físicos passaram a utilizar um peso atômico exatamente igual a 16 para o isótopo  $^{16}\text{O}$ . Desse modo, os valores de peso e outros valores que deles dependiam, utilizados por físicos e químicos, variavam.

A existência de duas tabelas de constantes, uma da Física e outra da Química, causava problemas aos cientistas que precisavam usar esses dados, levando a IUPAC e a União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP) a buscarem um consenso. A IUPAC (em 1959) e a IUPAP (em 1960) mudaram seus padrões de referência de peso atômico do isótopo de oxigênio de peso 16 para o isótopo de carbono de peso 12 ( $^{12}\text{C}$ ), unificando o valor de padrão de peso atômico e os valores relativos provenientes dele.

Considerando o isótopo 12 do carbono ( $^{12}\text{C}$ ), átomo utilizado como referência para as medidas de peso atômico, sabe-se que este é 12 vezes mais pesado do que o átomo de hidrogênio ( $^1\text{H}$ ).

De acordo com a IUPAC, o peso atômico, ou massa atômica relativa, nomenclaturas recomendadas pela IUPAC, de um elemento químico é uma grandeza adimensional (não é expresso por uma unidade). Já a **massa atômica** tem dimensão de massa, apresenta unidade de massa atômica, cujo símbolo é u, e é considerada a massa de um único átomo do elemento químico.

Assim, a **unidade de massa atômica (u)** corresponde a  $\frac{1}{12}$  da massa de um átomo de  $^{12}\text{C}$ . Dessa forma, ao consultar a tabela periódica e verificar que a massa atômica do elemento químico cloro é de 35,5 u, deve-se entender que a massa atômica desse elemento corresponde a 35,5 vezes o valor da massa de  $\frac{1}{12}$  do isótopo 12 do carbono.

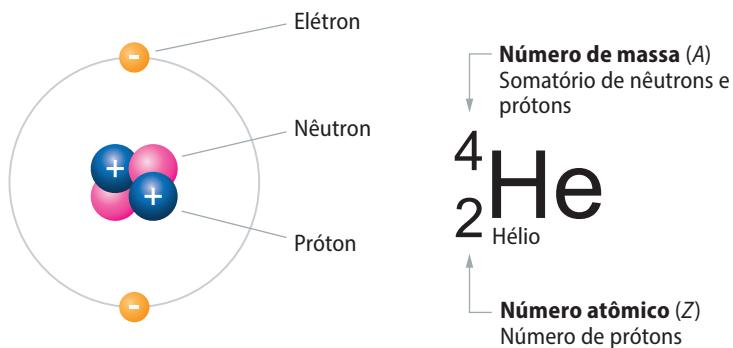
Com base na definição unificada, pôde-se determinar os pesos atômicos (ou as massas atômicas relativas) de todos os elementos químicos, conforme consta na tabela periódica apresentada no Tema 9. Essa determinação foi importante para os cientistas, porque as substâncias reagem em proporções constantes em relação aos átomos. Com essas informações, foi possível trabalhar com quantidades de constituintes equivalentes ao planejar uma reação química.

É importante destacar que massa atômica não é o mesmo que número de massa (A), conceito estudado em Tema anterior. O número de massa de um átomo é adimensional e definido pelo somatório do número de prótons (Z) e do número de nêutrons (N).

$$A = Z + N$$

Relembre esse conceito com o exemplo do hélio.

Em razão da complexidade do assunto, recomenda-se a leitura do artigo "Evolução histórica dos pesos atômicos" (o qual serviu de base para o texto teórico), de Mário Tolentino e Romeu C. Rocha-Filho, disponível em: [http://submission.quimicanova.sqb.org.br/qn/qnol/1994/vol17n2/v17\\_n2\\_%20\(13\).pdf](http://submission.quimicanova.sqb.org.br/qn/qnol/1994/vol17n2/v17_n2_%20(13).pdf) (acesso em: 29 set. 2024). Nesse artigo, há também uma breve discussão sobre o uso dos termos peso atômico e massa atômica.



PETER HERMES FU/SHUTTERSTOCK.COM

# Massa atômica e massa molecular

Foi mencionado que a massa atômica ( $m_a$ ) refere-se à massa de um átomo e é expressa em unidade de massa atômica (u). Por convenção, 1 u é a massa equivalente a  $\frac{1}{12}$  da massa do isótopo 12 de carbono cujo valor foi definido como exatamente 12 u. Acompanhe a seguir valores de massas atômicas para os três isótopos de carbono.

## REFLITA

Não escreva no livro.

- 2 Por que é importante saber a massa de um átomo ou de um conjunto de átomos?

### Prevalência de isótopos de carbono no planeta Terra

Nome – Símbolo	Massa atômica	Prevalência
Carbono-12 – $^{12}\text{C}$	12,000000 u	98,93%
Carbono-13 – $^{13}\text{C}$	13,003355 u	1,07%
Carbono-14 – $^{14}\text{C}$	14,003242 u	< 0,01%

Fonte: NATIONAL INSTITUTE OF STANDARDS AND TECHNOLOGY. **Atomic weights and isotopic compositions for carbon**. [S. l.]: Nist, [2024]. Disponível em: [https://physics.nist.gov/cgi-bin/Compositions/stand\\_alone.pl?ele=c](https://physics.nist.gov/cgi-bin/Compositions/stand_alone.pl?ele=c). Acesso em: 24 set. 2024.

Já a **massa atômica relativa** de um elemento químico é um número adimensional e pode ser identificada na tabela periódica. Ela é resultado da média aritmética ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais e da abundância relativa de cada um.

Considere o carbono como exemplo. Desprezando o isótopo 14, cuja abundância natural é muito baixa, tem-se:

$$\text{massa atômica relativa (C)} = \frac{12 \cdot 98,93 + 13 \cdot 1,07}{100} = 12,0107$$

Na tabela periódica apresentada neste livro, esses valores estão arredondados.

A **massa molecular** refere-se à massa da entidade que compõe uma substância, isto é, a massa de uma molécula ou uma fórmula mínima.

Acompanhe, como exemplo, o cálculo da massa molecular da água.

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \cdot m(\text{H}) + m(\text{O}) \\ m(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u} \\ m(\text{H}_2\text{O}) &= 18 \text{ u} \end{aligned}$$

Alguns autores usam o termo massa molecular para se referir à massa de substâncias que não são moleculares, como os sais. Nesse caso, a massa molecular representa a massa dos elementos químicos da fórmula iônica mínima. Entretanto, outros preferem utilizar o termo massa-fórmula para as substâncias que não são moleculares, que é um termo mais abrangente.

Acompanhe, como exemplo, o cálculo da massa-fórmula do cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ).

$$\begin{aligned} m(\text{NaCl}) &= m(\text{Na}) + m(\text{Cl}) \\ m(\text{NaCl}) &= 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} \\ m(\text{NaCl}) &= 58,44 \text{ u} \end{aligned}$$

Dessa forma, a massa molecular (ou massa-fórmula) é a massa obtida pela soma das massas dos átomos que constituem a molécula ou a fórmula mínima de uma substância.



## Quantidade de matéria

**REFLITA**

Não escreva no livro.

- 3** Como saber a quantidade dos constituintes de uma substância em uma amostra dessa substância?

A definição do carbono como padrão possibilitou aos químicos definir uma grandeza que está relacionada com a quantidade de substância em uma amostra. A grandeza que indica a quantidade de entidades elementares (átomos, moléculas ou fórmulas) presentes em uma amostra ou em um sistema é chamada de **quantidade de matéria** ou **quantidade de substância**, representada pela letra **n**.

Essa é a sétima grandeza básica do Sistema Internacional de Unidades (SI), tendo como unidade de medida o mol, cujo símbolo também é mol.

Acompanhe as informações a seguir.

### Grandezas básicas do Sistema Internacional de Unidades

Grandeza (símbolo)	Unidade	
	Nome (plural)	Símbolo (não tem plural)
Distância (d)	Metro (metros)	m
Massa (m)	Kilograma (kilogramas)	kg
Tempo (t)	Segundo (segundos)	s
Temperatura termodinâmica (T)	Kelvin (kelvins)	K
Corrente elétrica (i)	Ampere (amperes)	A
Intensidade luminosa (j)	Candela (candelas)	cd
Quantidade de matéria (n)	Mol (mols)	mol

INSTITUTO NACIONAL DE METROLOGIA, QUALIDADE E TECNOLOGIA; INSTITUTO PORTUGUÊS DA QUALIDADE. **Sistema Internacional de Unidades (SI)**. Tradução: Grupo de Trabalho luso-brasileiro do Inmetro e IPQ. Brasília, DF: Inmetro; Caparica: IPQ, 2021. Tradução luso-brasileira da 9ª edição. Disponível em: [https://www.gov.br/compras/pt-br/acesso-a-informacao/noticias/si\\_versao\\_final.pdf](https://www.gov.br/compras/pt-br/acesso-a-informacao/noticias/si_versao_final.pdf). Acesso em: 10 nov. 2024.

Além de definir a grandeza, é necessário definir a unidade de medida, o mol, termo do latim *mole*, que significa “amontoado”, “grande quantidade”. A definição de mol foi apresentada em 1961 e adotada em 1971 pelo SI como a unidade de medida da grandeza quantidade de matéria.

De acordo com a IUPAC, o **mol** é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto o número de átomos presentes em 0,012 kg do isótopo 12 de carbono (<sup>12</sup>C). As entidades elementares podem ser átomos, moléculas e outras partículas ou grupamentos de partículas quaisquer.

É muito comum, em situações práticas, em laboratórios e indústrias, estabelecer uma relação direta entre a massa em grama de uma amostra (m) de uma substância e a quantidade de matéria em mol (n) para essa mesma substância. Essa relação é dada por:

$$n = \frac{m}{M}$$

Na expressão matemática, M é a massa molar da substância, dada em grama por mol (g/mol ou g · mol<sup>-1</sup>), que será abordada mais adiante.

## Constante de Avogadro

Na definição de quantidade de matéria, há uma dependência entre a unidade mol e a unidade kilograma, a qual foi abandonada na reformulação do SI. A definição atual se baseia na constante de Avogadro ( $N_A$ ).

O valor aceito pela IUPAC para a constante de Avogadro é  $6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  (normalmente, representado na forma arredondada,  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ). Esse valor variou ao longo do tempo por causa do aumento na precisão de sua determinação, que é feita experimentalmente. Assim, a quantidade de matéria de um sistema é uma medida do número de entidades elementares especificadas. Um mol contém exatamente  $6,02214076 \cdot 10^{23}$  entidades elementares.

### ESPAÇOS DE APRENDIZAGEM

Esta animação em inglês, com opção de legenda em português, apresenta a magnitude do mol. O título do vídeo satiriza o fato de que *mole*, em inglês, significa “toupeira” (o animal).

- QUÃO grande é o mol? (não o animal, o outro.): Daniel Dulek. [S. l.: s. n.], 2012. 1 vídeo (5 min). Publicado pelo canal TED-Ed. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=TEI4jeETVm&t=61s>. Acesso em: 24 set. 2024.

Vários cientistas se dedicaram à elucidação desse valor, entre os quais o físico alemão Albert Einstein.

Einstein, em sua tese de doutorado defendida em 1905, estudou o **movimento browniano** e buscou relacionar o mundo submicroscópico com o mundo macroscópico. Em sua tese e em um artigo científico publicado no mesmo ano, ele apresentou propostas para a determinação da constante de Avogadro. Com base nesse trabalho, o físico francês Jean-Baptiste Perrin (1870-1942), participante da primeira Conferência de Solvay, em 1911, desenvolveu uma série de experimentos para determinar o valor da constante de Avogadro ( $N_A$ ). Ele obteve o valor de  $6,82 \cdot 10^{23}$  átomos por mol. Por seu trabalho sobre a estrutura descontínua da matéria, Perrin recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1926.

Definidos os conceitos de quantidade de matéria e de mol, é importante definir outros conceitos relacionados a eles, como massa molar e volume molar.

### SOBRE

**Movimento browniano** é o nome dado à movimentação aleatória de partículas, como moléculas, em um fluido (líquido ou gasoso). Esse movimento ocorre por causa dos choques que acontecem entre as partículas, fazendo com que cada partícula se desloque de modo aparentemente aleatório.

## Massa molar

A **massa molar**, expressa em grama por mol ( $\text{g/mol}$  ou  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ), pode ser definida como a massa, em grama, equivalente a um mol de entidades elementares formadoras da substância.

Assim, a massa molar de um elemento químico é a massa, em grama, de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos desse elemento. A massa molar e a massa atômica são equivalentes numericamente, ou seja, apresentam valores numéricos iguais, mas com unidades de medida diferentes.



► Na fotografia, é apresentado 1 mol de algumas substâncias. Note a variação das massas, para a mesma quantidade de matéria. Os valores estão arredondados em relação aos que constam na tabela periódica.

Na tabela periódica, como estudado, são apresentados os valores numéricos das massas atômicas relativas. Desse mesmo valor, são obtidas a massa atômica em unidade de massa atômica (u) e a massa molar em grama (g).

Os átomos de ferro, por exemplo, têm massa atômica relativa igual a 55,85, massa atômica igual a 55,85 u e massa molar (massa de um mol de átomos de ferro) igual a 55,85 g.

Representa-se a massa molar pela letra **M**, seguida do símbolo do elemento químico entre parênteses:

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

E qual é a massa molar do oxigênio? A essa pergunta são obtidas duas respostas diferentes. Isso porque há o elemento químico oxigênio (O) e a substância simples gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ). Assim:

$$M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

Como a substância oxigênio é formada por moléculas de  $\text{O}_2$ , um mol de gás oxigênio tem 1 mol dessas moléculas e, consequentemente, 2 mol de átomos de oxigênio.

Do mesmo modo, um mol de moléculas da substância água tem um mol de átomos do elemento oxigênio e 2 mol de átomos do elemento hidrogênio. Assim, a massa molar da água é:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

**ALGO A +**

## Como identificar moléculas pela massa

Ao longo das últimas décadas, inúmeras técnicas foram desenvolvidas para identificar e quantificar as substâncias químicas. Cada técnica tem suas características e especificidades, fornecendo diferentes informações. Uma dessas técnicas, muito utilizada e difundida, é a **espectrometria de massas**. Ela remete aos estudos de J. J. Thomson, o primeiro cientista a estudar a influência de um campo elétrico no movimento de átomos e íons, sendo esse fenômeno a base para a espectrometria de massas.

A espectrometria de massas é utilizada para identificar espécies químicas com alta precisão, fornecendo informações valiosas a respeito dos átomos presentes na estrutura. Essas informações são analisadas com outros dados, como as massas de fragmentos da espécie, e possibilitam a determinação exata de sua composição elementar e de sua estrutura.

Alguns exames médicos, como o teste do pezinho, feito em recém-nascidos para diagnosticar precocemente algumas doenças, podem ser feitos com essa técnica. Assim como moléculas que apresentam funções importantes no corpo humano são estudadas por meio dessa técnica.

A técnica é mostrada com frequência em seriados policiais de televisão, nos quais peritos criminais colocam amostras previamente preparadas, de todo tipo de material, em espectrômetros de massa acoplados a outros equipamentos, e descobrem rapidamente a composição da amostra. Apesar de ser uma técnica eficiente, seu uso não é simples. Químicos e outros cientistas que trabalham com equipamentos de espectrometria de massas investem muitos recursos estudando a técnica e desenvolvendo os procedimentos específicos para cada material a ser analisado. Depois da análise, é necessário efetuar a interpretação dos resultados, atividade que também exige conhecimento e habilidade.



GUILHERME LEPORE/AGÊNCIA O GLOBO

► Cientista analisa amostras em laboratório utilizando um espectrômetro de massas.

## ● Volume molar

Como estudado, de acordo com a hipótese de Avogadro (hoje, lei de Avogadro, por já ter sido comprovada experimentalmente), volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, têm o mesmo número de partículas.

Assim, da mesma forma que a massa molar, o **volume molar** é o volume ocupado por um mol de entidades elementares de um gás.

Determinou-se, experimentalmente, que um mol de qualquer gás, nas condições padrão de temperatura e pressão (CPTP), ou seja, a 273,15 K e 100 kPa, ocupa um volume igual a 22,71 L, aproximadamente.

Uma maneira de explicar esse valor é por meio do uso da chamada **equação de Clapeyron**, que será abordada em Tema posterior.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Na equação, **P** é a pressão, **V**, o volume, **n**, a quantidade de matéria (átomos, íons ou moléculas), **R**, a constante dos gases (considere o valor 0,08206 L · atm/mol · K), e **T**, a temperatura.

Isolando a variável volume ocupado por um gás e substituindo os valores de temperatura e pressão nas CPTP e a quantidade de um mol, obtém-se aproximadamente 22,71 L.

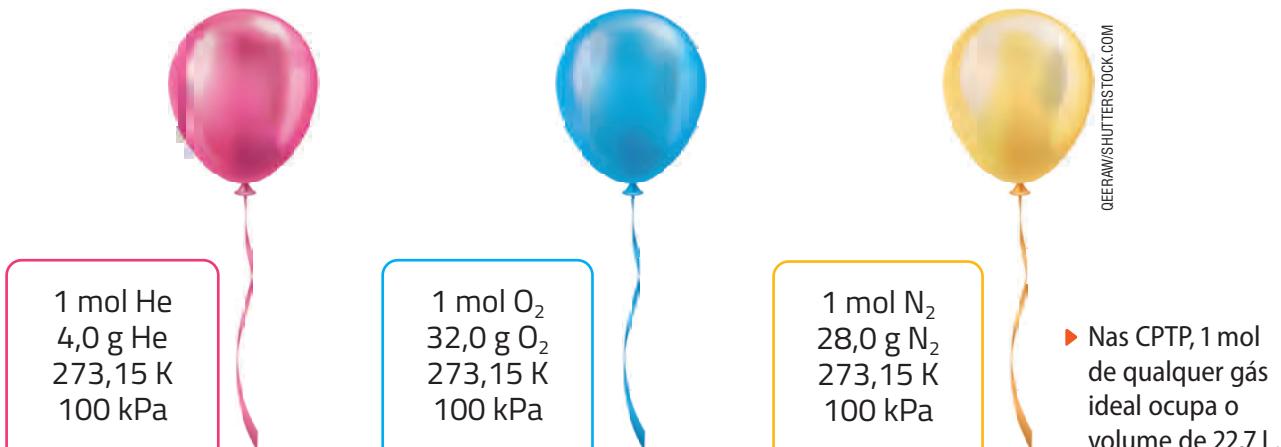
E o que isso significa?

Considere três balões contendo um mol de hélio (He), um mol de gás oxigênio ( $O_2$ ) e um mol de gás nitrogênio ( $N_2$ ), respectivamente. A equação indica que, nas CPTP, os três gases ocuparão o mesmo volume, 22,71 L.

Dessa forma, pode-se generalizar e concluir que qualquer gás ideal, nessas condições, ocupará sempre um volume de 22,71 L.

O volume ocupado por um gás depende das condições de temperatura e pressão, ou seja, a alteração de qualquer uma dessas variáveis resulta na alteração do volume. Há, portanto, uma diferença no volume molar quando a substância não está nas CPTP. Existe um outro parâmetro, denominado condições normais de temperatura e pressão (CNTP), que admite o valor de 1 atm para a pressão. Esse valor equivale a 101 325 Pa, ligeiramente maior do que o considerado nas CPTP. Assim, nas CNTP, o volume molar equivale a 22,4 L.

Apesar de pequena, essa diferença é bastante discutida na comunidade científica mundial. A IUPAC recomenda que se use as CPTP.



- Considerando o valor da constante de Avogadro, calcule:
    - quantos átomos existem em 36 g de carbono-12.
    - quantos elétrons existem em 12 g de carbono-12.
    - quantos prótons existem em 24 g de carbono-12.
  - Determine a massa atômica relativa do cloro, considerando os dados apresentados.
- | Nome                        | Número de massa atômico | Proporção em massa |
|-----------------------------|-------------------------|--------------------|
| Cloro-35 – $^{35}\text{Cl}$ | 34,9689                 | 75,53%             |
| Cloro-37 – $^{37}\text{Cl}$ | 36,9659                 | 24,47%             |
- Determine a massa molecular das seguintes substâncias: etano ( $C_2H_6$ ), metanol ( $CH_3OH$ ), ácido nítrico ( $HNO_3$ ) e óxido de bário ( $BaO$ ).
  - Determine a massa molar das seguintes substâncias: metano ( $CH_4$ ), etanol ( $C_2H_5OH$ ), ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) e hidróxido de cálcio ( $Ca(OH)_2$ ).
  - O gás hélio, cujo valor de massa molar é igual a 4,00 g/mol, é muito utilizado em balões por sua densidade ser menor do que a do ar. Calcule o volume ocupado por um kilograma de gás hélio nas CNTP.
  - Você estudou que existe um padrão de peso atômico. Pesquise e apresente outros padrões de medida que existem e indique a utilidade deles.