

QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

RENAM LUIS ACORSI

SOBRE OS AUTORES

Renam Luis Acorsi

Mestrado em Engenharia Química aplicado em Biocatálise e Processos Bioquímicos pela UEM-PR.

Engenheiro Químico pela UEM-PR.

Doutorando em Engenharia Química pelo Programa de Pós-Graduação em Engenharia Química da Universidade Estadual de Maringá (PEQ-UEM), na linha de pesquisa Biocatálise e Processos Bioquímicos, com previsão de conclusão em 2019. Tem mestrado em Engenharia Química pelo PEQ-UEM, na linha de pesquisa Biocatálise e Processos Bioquímicos, concluído em 2012. Graduação em Engenharia Química pela UEM, concluída em 2010. Foi Professor Assistente T40 no Departamento de Engenharia Química da Universidade Estadual de Maringá (DEQ-UEM), ministrando aulas para os cursos de Engenharia Química, Engenharia de Produção, Engenharia Elétrica, Bioquímica e Tecnologia em Biotecnologia.

Introdução

Caro(a) aluno(a), antes de iniciarmos os nossos estudos de química geral e inorgânica com este livro, gostaria que você refletisse um pouco sobre a seguinte questão: você se assusta ao ouvir a palavra química? As disciplinas de química geralmente causam arrepios nos alunos, seja por nunca terem presenciado aulas agradáveis dessa área ou simplesmente pela "infâmia" da química. Com isso, muitos acabam por estudar essa disciplina apenas porque ela é parte da grade do curso superior cursado, demonstrando interesse apenas em atingir a nota mínima para aprovação. Então, para alinharmos-nos neste livro, venho sugerir uma nova visão para aqueles que têm problemas com a química. A educação nos serve para que façamos as nossas vidas e a daqueles ao nosso redor mais agradáveis. A química pode nos ensinar muito nesse sentido, seja por simplesmente enriquecer todo o nosso repertório intelectual auxiliando-nos em atividades diárias como o simples ato de coar café, seja por nos mostrar toda a complexidade do universo em que vivemos, permitindo que apreciemos toda a riqueza existente nos mínimos detalhes, seja nas diferentes cores que vemos, seja nas perfeitas geometrias que as substâncias tomam. Com isso em mente, vejamos o que estudaremos neste livro.

A primeira parte a ser trabalhada é um dos principais alicerces da química, ou seja, a Matéria. Essa entidade básica do universo será analisada tanto microscopicamente quanto macroscopicamente, ou seja, estudaremos a matéria que é afetada pelas leis da física clássica e também nos enveredaremos um pouco pela matéria regida pela quântica. Tendo visto a base de cada um desses aspectos da matéria, faremos uma pequena viagem pela história das descobertas das diferentes facetas, ou seja, das inúmeras partículas da matéria, revisando as principais teorias atômicas. Com o desenvolvimento dessa teoria básica a respeito da matéria, daremos início aos estudos mais clássicos da química, discutindo as propriedades dos átomos, como suas massas atômicas, números atômicos, número de massa e isótopos. Sabendo então como representar os diferentes arranjos da unidade fundamental átomo, começaremos a juntar esses átomos para entender melhor a respeito das diferentes substâncias: estudaremos como representamos e identificamos as fórmulas moleculares e iônicas de qualquer composto.

Dando continuidade a essa base desenvolvida, já sabendo muito bem como as moléculas se formam e que elas são capazes de interagir entre si, será o momento de estudarmos um pouco das principais funções inorgânicas na química: ácidos, bases, sais e óxidos. Certamente você já ouviu, ao menos, alguma menção a substâncias pertencentes a essas classes e também deve saber que elas não são exclusivamente moléculas inorgânicas - existem ácidos, bases e sais orgânicos também -, mas estes merecem um estudo aprofundado e direcionado. Com isso, veremos então as propriedades que os compostos dessas quatro classes apresentam, suas classificações e como eles podem interagir entre si e com a água. Nesse momento, os termos de reação química começarão a ser utilizados, mas sem muita profundidade - apenas uma base conceitual simples de reações será desenvolvida aqui.

Finalmente, a última parte deste livro irá tratar da química de uma forma mais quantitativa. Vamos entrar no cerne técnico da química, estudando a estequiometria química, que nada mais é do que a aplicação da lei da conservação das massas de Lavoisier - a famosa lei que nos diz que na natureza nada se cria, tudo se transforma. É dessa lei que vemos a necessidade de termos sempre equações químicas balanceadas. Após termos essa consciência, veremos a necessidade de procurarmos uma escala praticável para os nossos cálculos químicos, pois trabalhar em escala atômica é algo completamente impraticável. Nesse momento, veremos o significado e a utilidade do número de Avogadro e do mol, conceitos simples e muito práticos para termos quantidades praticáveis na análise química quantitativa. Fechando o material, veremos quais são os principais tipos de reações químicas e também teremos uma breve discussão sobre soluções e reações que ocorrem em solução aquosa. As soluções são amplamente utilizadas, seja em laboratório, seja industrialmente, logo, faz-se necessário ter uma noção básica sobre tal assunto.

Para finalizar, gostaria de enfatizar que, ao escrever este livro, busquei manter uma linguagem simples, buscando facilitar a compreensão de todos os assuntos abordados, tentando adicionar exemplos-chaves dos principais tópicos, tentando tornar a aplicação prática dos conceitos o mais simples possível. A Química, como qualquer outra disciplina, exige muita prática e atenção; por isso, não se limite apenas a refazer os exemplos e resolver os exercícios apresentados neste material, busque sempre praticar o máximo possível cada um dos tópicos abordados. Afinal, conhecimento não é algo estático!

Tendo essa breve introdução sido feita, espero que aproveite o máximo deste material!

UNIDADE I

Matéria, energia e estrutura atômica

Renam Luis Acorsi

Caro(a) aluno(a), a Química é a ciência que estuda a matéria e as mudanças que ela pode sofrer. Isso torna essa ciência uma disciplina extremamente ampla e, se observarmos nosso cotidiano, veremos que muitas situações refletem os fenômenos químicos. Por exemplo: o açúcar cristal sendo dissolvido em um copo de água; a cor das folhas das árvores verdes, em um dia, tornando-se amarelas com a seca; o etanol líquido entrando em combustão, aparentemente, sem deixar resquícios; a mistura de ovos, farinha, óleo e açúcar que resulta em um bolo, etc.

Desse modo, devido à vasta gama de fenômenos que podem ser estudados pela Química, nesta unidade, discutiremos a fundamentação dos nossos estudos: a matéria. Assim, você entenderá, caro(a) aluno(a), como é possível descrever a matéria na menor escala possível, como as unidades básicas da matéria interagem e como essas unidades podem ser classificadas.

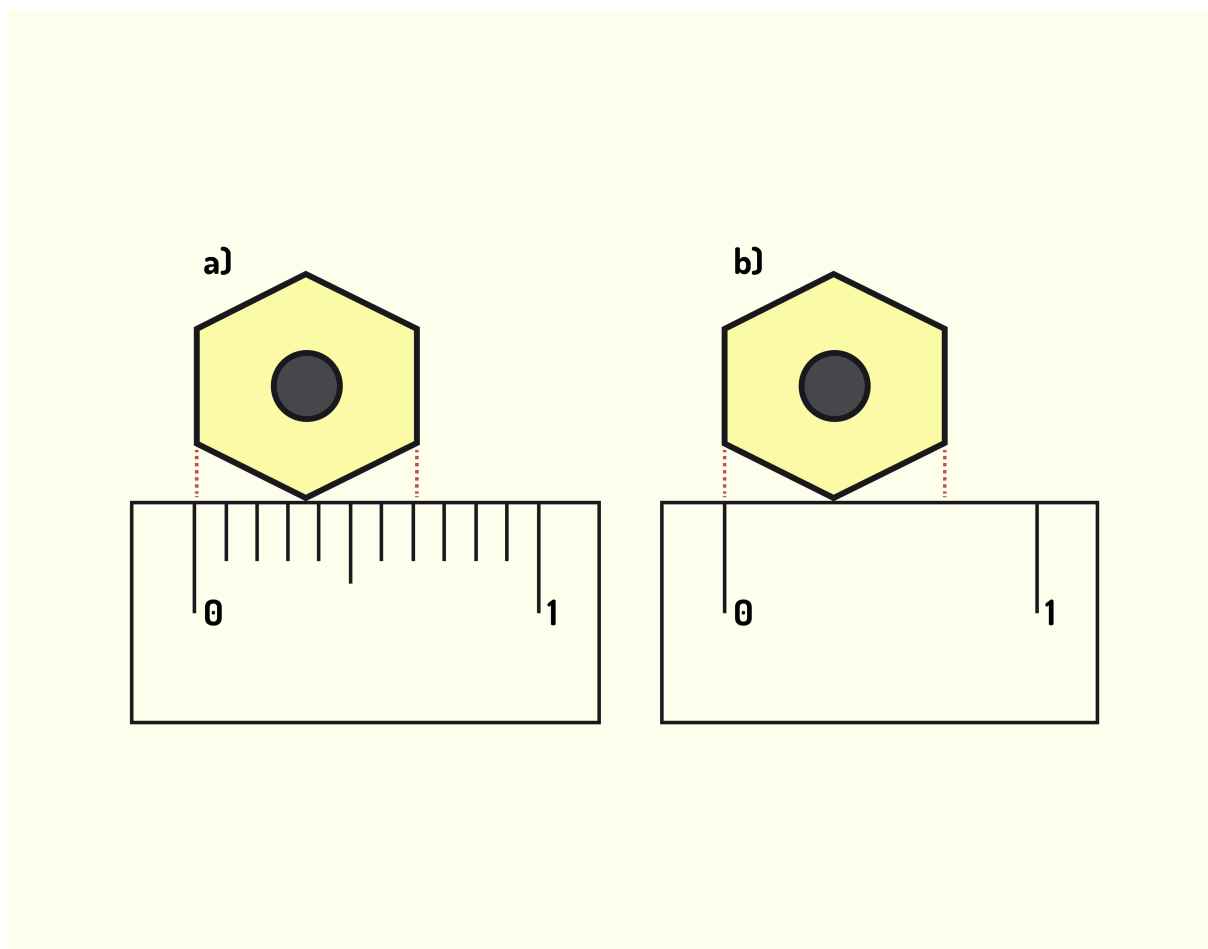
Introdução ao estudo da Química

Caro(a) aluno(a), antes de começarmos as discussões acerca da Química propriamente dita, faremos uma breve introdução que apresenta o que é preciso para que você aproveite ao máximo este livro. Assim, discutiremos, brevemente, os conceitos relacionados às medidas, às unidades e às bases matemáticas, necessários para o desenvolvimento do conteúdo.

Medidas

A Química, como uma ciência exata, precisa de observações **quantitativas** para progredir, ou seja, de valores sendo **medidos**, para que as teorias e ideias sejam validadas. Essas medidas, geralmente, são feitas em equipamentos adequados, mas que sempre apresentam alguma limitação quanto ao valor da leitura. Em outras palavras, diferentes objetos usados para mensurar valores podem apresentar diferentes **escalas**.

Para compreender melhor as escalas, considere que você deve medir a largura de um lápis e, para isso, possui duas réguas, uma com escala tradicional, dividida em milímetros, e outra com escala dividida em centímetros, como mostra a Figura 1.2. Ao utilizar a régua de menor escala, ou seja, a de milímetros, você constata que o lápis tem largura, ligeiramente, maior que 0,7 centímetros (ou 0,7 cm), mas menor que 0,8 cm. Desse modo, você determina que a largura do objeto é 0,72 cm. Com a outra régua, porém, você verifica que a largura do lápis é de cerca de 0,8 cm, pois essa largura encontra-se entre 0 e 1 cm, certamente, sendo maior que a metade dessa distância, aproximando-se, de modo considerável, de 1 cm.



1FIGURA 1.10 - Medindo a largura de um lápis, utilizando uma régua (a), com escala em milímetros, e uma régua (b), com escala em centímetros FONTE: elaborada pelo autor.

Com base nessa figura, é mais fácil perceber a diferença entre os valores medidos pelas diferentes régua. Na régua de milímetros, a medida gerou um resultado com três algarismos (0, 7 e 2), sendo que 0 e 7 são valores corretos e 2 é incerto. Na régua de centímetros, a medida apresenta apenas dois algarismos, 0 e 8, nesse caso, somente o primeiro é um valor correto.

Fique por dentro

Sempre que você trabalhar com instrumentos analógicos de medida, estará sujeito a estimar algum algarismo ao realizar a medida, isto é, ao usar um instrumento analógico para aferir uma medida, você pode estimar um algarismo além do permitido pela escala do instrumento. Normalmente, essas estimativas são, ligeiramente, diferentes, quando avaliadas por diferentes pessoas, mas fique tranquilo, pois essas pequenas diferenças são esperadas e não causam tantos problemas quando esses valores são utilizados nos cálculos.

Os algarismos (ou dígitos) obtidos, ao se realizar uma medida, são chamados de **algarismos significativos**. Como exposto anteriormente, ao se escrever um número que representa uma medida, o algarismo mais à direita será sempre incerto (ou impreciso), a menos que o contrário seja informado de modo explícito. Devemos salientar que esses algarismos são importantes para mostrar quão **precisa** é uma medida: quanto mais algarismos significativos uma medida possuir, mais precisa ela será.



Reflita

No meio acadêmico, muitas vezes, você irá se deparar com os termos “precisão” e “exatidão”. Muitas pessoas consideram que esses termos são sinônimos, mas será que elas estão corretas? O que você entende como “precisão”? E “exatidão”?

Sabendo da importância dos algarismos significativos, você deve compreender, então, como contar quantos números significativos uma medida possui. Para isso, caro(a) aluno(a), basta seguir as seguintes regras:

1. Todos os números diferentes de zero são significativos.
2. Todos os zeros que se encontram entre outros dois números são significativos. Por exemplo, os números 30409 e 60.1 possuem cinco e três algarismos significativos, respectivamente.
3. Zeros à direita de números diferentes de zero, antes ou após a vírgula, são significativos. Por exemplo, ambos os números 2,50 e 70,0 possuem três algarismos significativos.
4. Zeros à esquerda do primeiro número diferente de zero não são significativos. Por exemplo, os números 0,004 e 0,000000079 possuem um e dois algarismos significativos, respectivamente.
5. Quando há valores indicados em notação científica, de modo geral, há uma quantidade ambígua de algarismos significativos. O excesso de zeros inseridos na notação científica não deve ser considerado significativo. Por exemplo, em 250, há três algarismos significativos, mas $2,5 \cdot 10^2$ possui apenas dois algarismos significativos.

Também existem os **números exatos**, os quais possuem uma quantidade infinita de algarismos significativos. Esses números exatos podem se originar de três formas:

- contagem exata de objetos. Por exemplo, o número de laranjas em uma caixa, o número de átomos em uma amostra, etc.;
- quantidades definidas, como as que definem unidades, são números exatos.
- números inteiros em equações. Por exemplo, o diâmetro de um círculo é igual ao dobro do raio desse mesmo círculo, então, o número 2, que multiplica o valor do raio, é um número exato.

Exemplo 1

determine quantos algarismos significativos possuem os números apresentados a seguir.

(a) 0,025.	(b) 1060.	(c) 30,400 · 103.	(d) Uma dúzia.
------------	-----------	-------------------	----------------

Solução:

1. 0,025 possui dois algarismos significativos, 2 e 5. Os zeros não são considerados significativos, porque se encontram à esquerda do primeiro número diferente de zero (conforme a regra 4 dos algarismos significativos).
2. 1060 possui quatro algarismos significativos, 1, 0, 6 e 0. Esses zeros são significativos, porque estão entre números e à direita de números diferentes de zero antes da vírgula (de acordo com as regras 2 e 3 dos algarismos significativos).
3. 30,400 · 103 possui cinco algarismos significativos, pois os zeros estão entre números e à direita de números diferentes de zero após a vírgula (segundo as regras 2, 3 e 5 dos algarismos significativos).
4. Uma dúzia equivale a 12 unidades. Nesse caso, há um número exato, ou seja, uma dúzia possui infinitos algarismos significativos.

Cálculos com algarismos significativos

Os algarismos significativos obtidos das medidas são importantes em operações matemáticas, pois não é adequado realizar as operações se houver a possibilidade de ganhar ou perder informações devido ao mau uso dos valores.

Nessa perspectiva, em cálculos de adição e subtração, há uma situação mais simples: o resultado deve sempre possuir o mesmo número de casas decimais que o valor com **menos** casas decimais utilizado no cálculo. Quando, no resultado, houver mais casas decimais do que o valor com menos casas decimais, é necessário **arredondar** o valor obtido, para ajustar o resultado. Observe a seguinte soma:

$$\begin{array}{rcl}
 30,58 & \leftarrow & \text{duas casas decimais.} \\
 2,5279 & \leftarrow & \text{quatro casas decimais.} \\
 88,0 & \leftarrow & \text{uma casa decimal.} \\
 + 7,396 & \leftarrow & \text{três casas decimais.} \\
 \hline
 128,5039 & \leftarrow & \text{deve ser arredondado, apresentando,} \\
 & & \text{assim, uma casa decimal = 128,5.}
 \end{array}$$

O arredondamento de um número também exige um pouco de cuidado, porque, caso o número mais à esquerda (que deve ser removido pelo arredondamento) for inferior a 5, o número anterior a ele não se altera. Caso seja o número mais à esquerda a ser removido e se ele for igual ou superior a 5, acrescenta-se 1 (uma) unidade ao número anterior a ele.

Assim, no exemplo de soma apresentado anteriormente, o número mais à esquerda, que foi removido, era 0. Logo, 5, que é o número anterior ao 0, deve ser mantido. Por sua vez, para arredondar o número 2,535 para duas casas decimais, o número mais à esquerda precisa ser removido: 5. Portanto, o resultado é 2,54.

Agora, para operações de **multiplicação e divisão**, o resultado deverá apresentar o mesmo número de algarismos significativos que o valor com menor quantidade de algarismos significativos. Para compreender melhor essas informações, analise a seguinte multiplicação:

4,30	x	50,245	x	0,100	=	21,60535	=	21,6
3 alg. sign.		5 alg. sign.		3 alg. sign.		7 alg. sign.		3 alg. sign.

Nesse exemplo, o resultado foi arredondado para três algarismos significativos, porque essa é a menor quantidade de números significativos entre os números presentes na multiplicação.

Ademais, quando os cálculos envolvem uma série de operações diferentes, primeiro, devem ser realizadas as operações presentes dentro dos parênteses. Nessa primeira etapa, é preciso gerar uma resposta que contenha a quantidade correta de algarismos significativos e, em seguida, dar sequência aos cálculos.

Exemplo 2

Avalie a sequência de operações:

$$5,299 \times (3,67 - 1,4)$$

Solução: primeiramente, é necessário resolver o que há dentro dos parênteses e ajustar o valor ao número correto de algarismos significativos. Como é uma operação de subtração, o resultado deve apresentar tantas casas decimais quanto o valor com menos casas decimais. Então, como há uma subtração entre um valor com duas casas decimais e um valor com uma casa decimal, a resposta deverá apresentar apenas uma casa decimal:

$$(3,67 - 1,4) = 2,27 = 2,3$$

Agora, basta resolver a multiplicação:

$$5,299 \times (2,3) = 12,1877$$

Esse resultado precisa ser ajustado para a quantidade correta de algarismos significativos. Como se trata de uma multiplicação, o resultado precisa ter tantos algarismos significativos quanto o valor com menos algarismos significativos envolvido na multiplicação, ou seja, dois. Logo, a resposta é

$$5,299 \times (2,3) = 12$$

Unidades de medida

Nas ciências, caro(a) aluno(a), inúmeras características são *quantitativas*, ou seja, podem ser quantificadas numericamente, como o exemplo de como medir a largura de um lápis. Agora que você já sabe ler e utilizar, de modo matemático, valores medidos, precisa entender como caracterizar esses valores medidos, a fim de que eles não sejam apenas números sem

significado.

Como você já deve imaginar, podemos dar mais significado para um número utilizando uma **unidade**. Por exemplo, anteriormente, verificamos que a largura de um lápis é 0,72 cm. Portanto, essa caracterização dos números é feita por meio de algum **sistema de unidades**. Na década atual, dois dos sistemas mais comuns, usados cientificamente, são: o **Sistema Internacional de Unidades** e o **Sistema Inglês**.

O Sistema Internacional de Unidades, conhecido simplesmente como SI, tem como base um sistema **métrico**. No presente livro, a maioria das unidades é fornecida no SI. Esse sistema foi divulgado em 1960, resultando de um conceito iniciado em 1948, que pretendia padronizar as medidas utilizadas mundialmente, visto que cada país tinha seus próprios costumes acerca do uso de unidades, o que tornava a divulgação científica complexa.

Atualmente, esse sistema de unidades foi adotado por quase todos os países, sendo os Estados Unidos uma exceção. A seguir, a Tabela 1.1 indica algumas unidades básicas do SI e seus símbolos dimensionais, que são úteis na análise dimensional de grandezas.

DIMENSÃO	NOME DA UNIDADE	SÍMBOLO	SÍMBOLO DIMENSIONAL
Massa	Quilograma	kg	M
Comprimento	Metro	m	L
Tempo	Segundo	s	T
Temperatura	Kelvin	K	Θ
Quantidade de matéria	Mol	mol	N
Corrente elétrica	Ampère	A	I

1QUADRO 1.5 - Unidades básicas do SI FONTE: Taylor e Thompson (2008, p. 23).



Fique por dentro

Ao escrever unidades, fique sempre atento ao símbolo e à grafia correta. Caso você tenha que digitar algum trabalho contendo unidades, sempre insira um espaço entre o valor numérico e a unidade que o caracteriza. Além disso, atente-se ao uso do símbolo de Kelvin, visto que não existe a unidade graus Kelvin ($^{\circ}\text{K}$), ou seja, é Kelvin (K), simplesmente! Muitos se confundem pelo fato de estarem acostumados ao uso de graus Celsius ($^{\circ}\text{C}$) ou de graus Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$).

O SI também utiliza prefixos multiplicadores para as suas unidades, os quais indicam que alguma multiplicação está sendo aplicada ao valor. Um dos prefixos mais comuns é o *quilo*, como em *quilômetro*, que indica a multiplicação entre o número e a unidade metro por 1000 (ou 10³). Assim, em vez de escrevermos 1000 m, podemos escrever 1 km, o que equivale a $1 \cdot 10^3$ m. A seguir, Tabela 1.2 evidencia os principais prefixos utilizados em unidades e qual multiplicação eles representam.

PREFIXO	SÍMBOLO	MULTIPLICADOR	NOTAÇÃO CIENTÍFICA
Tera-	T	1.000.000.000.000	10 ¹²
Giga-	G	1.000.000.000	10 ⁹
Mega-	M	1.000.000	10 ⁶
Quilo-	k	1.000	10 ³
Deci-	d	0,1	10 ⁻¹
Centi-	c	0,01	10 ⁻²
Mili-	m	0,001	10 ⁻³
Micro-	μ	0,000001	10 ⁻⁶
Nano-	n	0,000000001	10 ⁻⁹
Pico-	p	0,000000000001	10 ⁻¹²
Femto-	f	0,000000000000001	10 ⁻¹⁵

1QUADRO 2.5 - Prefixos básicos para unidades FONTE: TRO (2011, p. 24).

O uso desses prefixos permite expressar, com facilidade, inúmeros valores extremos e, sem eles, seria necessário trabalhar com valores gigantescos, algo que polui, visualmente, um texto e dificulta a leitura dos valores. A seguir, há a exemplificação de alguns usos desses prefixos.

- O raio covalente do hidrogênio é igual a, aproximadamente, 31 pm (picômetros) ou 0,000000000031 m.
- O raio do planeta Terra é, aproximadamente, 6.378.100 m ou 6,3781 Mm (megametros).
- Um dia possui 86.400 s ou 86,4 ks (quilossegundos).

Veja que, partindo das unidades básicas do SI, podemos encontrar outras unidades: as derivadas. Um exemplo muito comum dessas unidades derivadas é o volume, uma medida de espaço em três dimensões. O volume é uma unidade composta pelo produto comprimento x comprimento x comprimento, ou seja, L x L x L = L³. Portanto, para o SI, a unidade de volume deve ser m³. Como você já deve saber, a unidade mais usada como medida de volume é o litro, cujo símbolo é L. Desse modo, em relação ao valor do SI, 1 L equivale a 0,001 m³.

Outro exemplo comum de unidade derivada é a unidade de massa específica, que não possui um nome exclusivo. Essa unidade é, simplesmente, a razão entre massa e volume, ou seja, M · L⁻³ ou M/L³. Em unidades do SI, a massa específica será representada por kg · m⁻³ ou kg/m³. Note que a análise dimensional pode ajudar a encontrar equações para uma grandeza: a massa específica, "ρ", de uma substância pode ser calculada pela razão entre sua massa, "m", e o volume, "V", ocupado por essa substância. Desse modo,

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

Também devemos salientar que é possível converter unidades equivalentes livremente. Em sua vida acadêmica, caro(a) aluno(a), não será incomum você se deparar com as medidas do sistema inglês, como pé (cujo símbolo é ft) e polegada (cujo símbolo é in). Caso isso aconteça, basta que você tenha uma tabela de conversão, como a Tabela 1.3, que apresenta algumas unidades do sistema inglês e seus fatores de conversão para unidades do SI.

DIMENSÃO	NOME DA UNIDADE	SÍMBOLO	FATOR DE CONVERSÃO
Massa	libra massa	lbm	0,45359237 kg
Comprimento	pé	ft	0,3048 m
Comprimento	polegadas	in	0,0254 m

1QUADRO 3.5 - Unidades do sistema inglês e seus fatores de conversão para o SI FONTE: elaborada pelo autor.

O uso desses fatores de conversão é simples e indica que:

- 1 lbm = 0,45359237 kg.
- 1 ft = 0,3048 m.
- 1 in = 0,0254 m = 2,54 cm.

Assim, basta utilizar a *regra de três simples* para converter valores ou fazer uma sequência de multiplicações que retorne à unidade desejada. Para essa sequência, você pode gerar uma razão de unidades a partir dos fatores de conversão. Observe o exemplo a seguir.

Exemplo 3

converta 3,400 ft para unidades do SI.

Solução: para encontrar a resposta para essa conversão, você precisa se lembrar do fator de conversão de pés para metros, ou seja, você já sabe que 1 ft = 0,3048 m, o que pode ser utilizado como uma razão, conforme exposto a seguir.

$$3,400 \text{ ft} \frac{0,3048 \text{ m}}{1 \text{ ft}}$$

Veja, caro(a) aluno(a), que a razão foi adicionada para "cancelar" a unidade pés, que aparece tanto em cima, no numerador, quanto no denominador da multiplicação. Logo,

$$3,400 \text{ ft} = 3,400 \frac{0,3048 \text{ m}}{1} = 1,03632 \text{ m}$$

Esse resultado só precisa ser ajustado para a quantidade correta de algarismos significativos. Como se trata de uma multiplicação, ele precisa ter tantos algarismos significativos quanto o valor com menos algarismos significativos envolvidos na multiplicação, ou seja, quatro. Então, a resposta é:

$$3,400 \text{ ft} = 3,400 \frac{0,3048 \text{ m}}{1} = 1,03632 \text{ m}$$

Matéria

Este é o momento, querido(a) aluno(a), de você começar a estudar, de fato, a Química e, assim, entender as propriedades e o comportamento da matéria. Antes de definirmos o que é matéria, olhe ao seu redor e constata que várias coisas são constituídas por matéria: computador, celular, árvore, livros, cadernos, mesas, cadeiras e, até mesmo, o ar que você respira. Todos esses exemplos são constituídos de matéria em diferentes estados físicos, ou seja, diferentes "tipos" de matéria.

De acordo com os termos técnicos, a matéria é definida como *qualquer coisa que tenha massa e ocupe um espaço*. Cada exemplo mencionado apresenta a matéria de uma forma diferente, ou seja, uma identidade própria, um conjunto de propriedades características, que podem ser utilizadas para classificar a matéria. Assim, é possível que você já tenha uma boa ideia acerca das **propriedades físicas** da matéria: cor, odor, densidade, ponto de ebulição e/ou fusão e dureza.

Você não deve, no entanto, pensar que a matéria é apenas aquilo que pode ser tocado, uma vez que diversos tipos são invisíveis a olho nu, precisando de condições especiais para serem vistos. Essa característica nos leva à estrutura fundamental da matéria: os **átomos**, os quais são pequenas partículas que se deslocam, em um movimento perpétuo.

Essas partículas, ou melhor, os átomos vibram, oscilam e orbitam caoticamente no espaço. É interessante notar que eles se atraem, quando se encontram a uma distância relativamente grande, mas, quando aproximados por compressão, ou seja, forçadamente, eles se repelem. Alguns átomos, sejam eles iguais ou diferentes, também sofrem atrações de um tipo especial, fazendo com que se organizem de formas características espacialmente, formando o que conhecemos por **moléculas**.

A partir de agora, você estudará o comportamento e as características da matéria, tanto em escala atômica como em macroescala. Em outras palavras, você entenderá como o universo se comporta.

Classificando a matéria – estado físico

Desde o início de sua vida escolar, você foi ensinado acerca dos estados físicos da matéria: **sólido**, **líquido** e **gasoso**. Essa é uma das formas mais simples de se classificar a matéria.

No estado sólido, a matéria apresenta forma e volume definidos, assim como uma alta resistência à compressão, ou seja, possui um volume invariável pela aplicação de pressão. Essa característica pode ser explicada pelo arranjo atômico dos sólidos: nesse estado físico da matéria, os átomos ou as moléculas encontram-se próximos uns dos outros, em locais, praticamente, fixos. Os átomos e as moléculas estão sempre se descolando, mas, nos sólidos, esse movimento é pouco caótico, ou seja, eles vibram e oscilam, mas não se movem um ao redor do outro.

Nos estados líquido e gasoso, a matéria se comporta de forma fluida, não apresenta formato definido e irá se adaptar ao recipiente que a confina. Para diferenciar o estado líquido do estado gasoso, é necessário analisar a resistência à compressão: nos líquidos, o volume é, praticamente, constante, independente da pressão aplicada, assim como nos sólidos, ou seja, os líquidos podem ser chamados de fluidos **incompressíveis**. Os gases, por sua vez, são comprimidos a volumes menores ou expandidos a volumes maiores, com maior facilidade, por meio do controle da pressão.

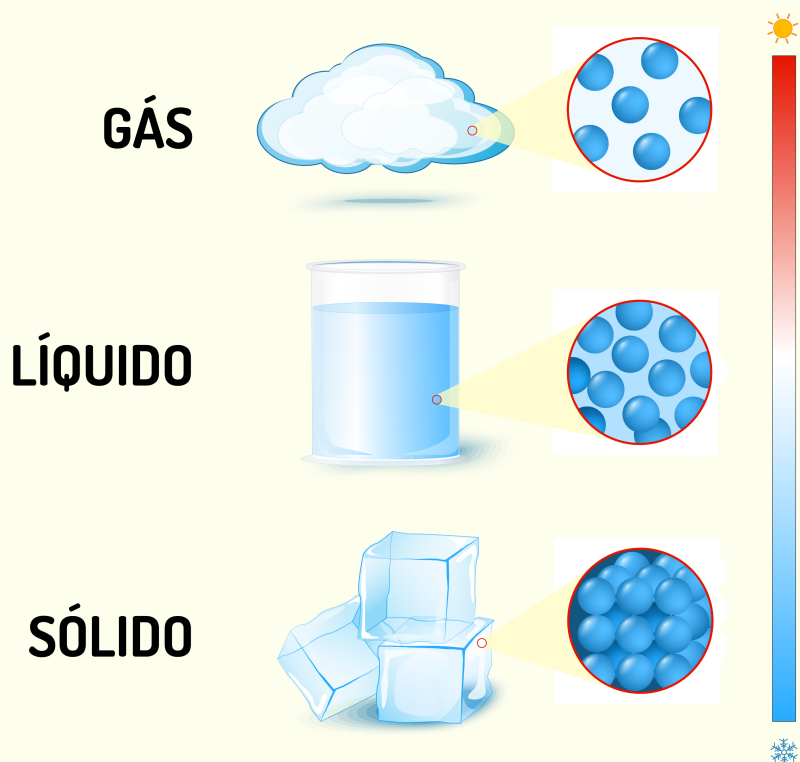
Atomicamente falando, nos líquidos, o arranjo dos átomos ou moléculas encontra-se em uma distância semelhante àquela que há nos sólidos, mas os átomos e/ou as moléculas possuem liberdade relativa, para desenvolverem todo tipo de movimento. Por isso, os líquidos apresentam a propriedade fluida semelhante aos gases.

Os átomos ou as moléculas presentes nos gases, por seu turno, encontram-se altamente espaçadas, o que faz com que elas tenham completa liberdade de movimento em relação aos demais átomos, às moléculas. Nessa perspectiva, a Tabela 1.4 resume as propriedades microscópicas dos estados da matéria.

ESTADO	MOVIMENTO ATÔMICO/MOLECULAR	ESPAÇAMENTO ATÔMICO/MOLECULAR	FORMA	VOLUME
Sólidos	Oscilam e vibram em uma região fixa	Curta	Definida	Definido
Líquidos	Movimento livre	Curta	Indefinida	Definido
Gasosos	Movimento livre	Longa	Indefinida	Indefinido

1QUADRO 4.5 - Propriedades microscópicas da matéria FONTE: elaborada pelo autor.

ESTADO DA MATÉRIA



1FIGURA 2.10 - Matéria em diferentes estados e seu arranjo molecular FONTE: Blueringmedia (123RF).

Classificando a matéria – composição

Além da classificação de acordo com o seu estado físico, caro(a) aluno(a), a matéria também pode ser classificada conforme seus componentes, o que coopera com a definição dos famosos elementos químicos. Assim, caso a composição de uma amostra de matéria revele a presença de um único tipo de átomo ou molécula, a amostra é denominada **pura**.

Nesse sentido, amostras de nitrogênio ou de água são substâncias puras, visto que os átomos que compõem o nitrogênio são todos iguais (todos átomos de nitrogênio) e as moléculas que compõem a água também são todas iguais (moléculas de água). Desse modo, uma matéria pura é uma substância única.

Em relação às substâncias puras, há dois grupos: os **elementos** e os **compostos**. Quando a substância pura não pode ser quebrada em outras substâncias mais simples, ela será chamada de elemento. Por exemplo, uma amostra de carbono grafite não pode ser, quimicamente, transformada ou decomposta em outras substâncias. Assim, ela sempre será um carbono grafite.

Todas as substâncias que apresentam essas características estão catalogadas e organizadas na **tabela periódica**, cada uma com seu próprio símbolo. Alguns exemplos dessa classificação podem ser mais bem visualizados na Tabela 1.5.

ELEMENTO	SÍMBOLO	ELEMENTO	SÍMBOLO
Hidrogênio	H	Hélio	He

Lítio	Li	Carbono	C
Nitrogênio	N	Oxigênio	O
Flúor	F	Sódio	Na
Magnésio	Mg	Alumínio	Al
Fósforo	P	Enxofre	S
Cloro	Cl	Potássio	K
Cálcio	Ca	Cromo	Cr
Cobalto	Co	Cobre	Cu

1QUADRO 5.5 - Exemplos de elementos e seus símbolos FONTE: elaborada pelo autor.

Por sua vez, nas situações em que a substância pode ser decomposta em outras substâncias, há um **composto**, os quais são sempre constituídos de, no mínimo, dois elementos diferentes e apresentam a mesma proporção de seus constituintes. Por exemplo, se a água for decomposta, sempre haverá átomos de hidrogênio e oxigênio, sendo que, para cada dois átomos de hidrogênio, há um átomo de oxigênio.

Em relação à massa, sempre que você analisar uma amostra de água verá que 11% da massa da amostra correspondem ao hidrogênio e 89% ao oxigênio. Essas proporções podem ser encontradas em qualquer amostra de água.

Devemos salientar que um composto não herda propriedades dos elementos que o compõe. Aproveitando o exemplo da água, compare algumas características da água, do hidrogênio e do oxigênio nos tópicos a seguir.

- Em condições de pressão atmosférica e temperatura ambiente (20 °C), a água se encontra em estado líquido, enquanto tanto o hidrogênio quanto o oxigênio estão em estado gasoso.
- A temperatura de ebulição da água é de cerca de 100 °C, enquanto o hidrogênio se torna gasoso a cerca de - 253 °C e o oxigênio a - 183 °C, aproximadamente.
- Enquanto o gás hidrogênio é altamente inflamável, tanto a água quanto o oxigênio não são inflamáveis.

Caso a amostra da matéria revele a presença de diferentes tipos de substâncias, ela é chamada de **mistura**. Você pode imaginar que quase não há substâncias puras em nosso dia a dia: o ar que respiramos é uma mistura de nitrogênio, oxigênio, argônio, dióxido de carbono, neônio, hélio e outros elementos; a gasolina é composta por diversos hidrocarbonetos leves, etanol e outros aditivos; a água, que bebemos e usamos para outros fins, como cozinhar, apresenta diversos minerais dissolvidos, como cálcio, cloro, estrôncio, magnésio e enxofre. Isso prova que uma mistura pode conter diversos tipos de elementos e compostos.

Nesse sentido, ressaltamos que a composição de uma mesma mistura pode ser distinta. Por exemplo, a madeira é uma composição que pode apresentar textura, cor e outras características diferentes, dependendo da fonte. Assim, a madeira pode apresentar diferenças mesmo quando a amostra é da mesma árvore. Esse tipo de mistura, no qual a composição de uma amostra é variável e apresenta mais de uma fase, é chamada de mistura **heterogênea**. Quando a mistura apresenta uma composição uniforme em toda a amostra, ou seja, uma **única fase**, ela é denominada **homogênea** ou **solução**, como um chá adoçado, a água salgada e o ar.

Fórmulas químicas

Agora que você, caro(a) aluno(a), já teve acesso à definição de matéria e às formas dela, além de ter dado início ao conceito relacionado a uma forma microscópica da matéria, chegou o momento de dar sentido prático à ciência da Química, ao que você já viu até o momento. Nessa perspectiva, como exposto, os elementos são representados por símbolos próprios e intransferíveis, agrupados na tabela periódica. Essa regra também vale para os compostos e as misturas? Como é possível representá-los, de forma simbólica e prática, como a simbologia dos elementos?

Para responder a esses questionamentos, você precisa entender, caro(a) aluno(a), que a representação simbólica de uma substância é feita por meio de uma **fórmula química**, a qual indica, de forma *exata*, quais são os elementos que compõem a espécie e em qual proporção eles se encontram na substância. Essa proporção é indicada por um número subscrito que fica do lado direito da espécie, chamado de **índice**. Quando esse índice é igual a 1 (um), ele é ocultado na fórmula química. Alguns exemplos de fórmulas químicas estão expostos a seguir.

- A fórmula química da água é H_2O . Isso quer dizer que uma molécula de água sempre consiste em dois átomos de hidrogênio (veja o índice 2, subscrito à direita do símbolo do hidrogênio) e um átomo de oxigênio (note que não há um índice subscrito à direita do símbolo do oxigênio. Logo, o índice é igual a 1).
- A fórmula do sal de cozinha, o cloreto de sódio, é NaCl . Assim, uma molécula de sal de cozinha é composta por um átomo de sódio e um átomo de cloro (observe que não há um índice subscrito à direita dos símbolos do sódio e do cloro).
- A fórmula do ácido sulfúrico é H_2SO_4 . Então, essa molécula é constituída por dois átomos de hidrogênio (índice 2, subscrito à direita do símbolo do hidrogênio), um átomo de enxofre (sem índice subscrito) e quatro átomos de oxigênio (índice 4 subscrito à direita do símbolo do oxigênio).

A leitura dessas fórmulas químicas é simples e pode ser feita pronunciando-se o símbolo e o índice, quando ele existir. Assim, a fórmula química da água pode ser lida como "agá dois o"; a do sal de cozinha, como "ene a cê ele"; e assim por diante.

A fórmula química que indica a quantidade de átomos de cada elemento, em uma dada molécula, é denominada **fórmula molecular**. Há também outro tipo de fórmula química com a qual você pode se deparar no meio acadêmico: a **fórmula empírica**, que indica a *proporção mínima entre os átomos constituintes de uma substância*. Nas fórmulas empíricas, os índices são sempre os *menores números inteiros* possíveis. Os tópicos seguintes apresentam alguns exemplos de fórmulas empíricas.

- A fórmula da glicose é $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Os índices são 6, 12 e 6, ou seja, todos podem ser simplificados, ao serem divididos por 6, o que resulta em 1, 2 e 1. Assim, podemos afirmar que a fórmula empírica da glicose é CH_2O .
- A fórmula empírica da água é H_2O , pois seus índices são 1 e 2. Desse modo, não podemos simplificar esses índices, para gerar números inteiros menores.

Outras substâncias importantes para a Química são os **compostos iônicos**, geralmente gerados pela união de um metal e um não metal. A fórmula química dos compostos iônicos sempre é escrita com o símbolo do metal antes do símbolo do não metal.

Propriedades da matéria

Como você já sabe, querido(a) aluno(a), toda substância tem suas próprias características e propriedades, que podem ser classificadas em dois grupos: as propriedades físicas e as propriedades químicas da matéria. Nas primeiras, não ocorre mudança na identidade e composição da substância. Por exemplo: cor, odor, dureza, massa específica, densidade e pontos de ebulição e fusão. As propriedades químicas da matéria, por sua vez, descrevem a forma como uma substância interage com outra, reagindo e formando uma substância diferente. Como exemplos de propriedades químicas da matéria, podemos citar a inflamabilidade, que indica o potencial de essa substância queimar na presença de oxigênio, e a acidez da matéria.

Salientamos que existem algumas propriedades da matéria que não dependem do tamanho ou da quantidade de massa avaliada, como a temperatura de fusão ou ebulição e a densidade. Essas propriedades independentes da massa são chamadas de **propriedades intensivas** e são muito úteis em Química, pois, com elas, é possível classificar e identificar substâncias. Por seu turno, as substâncias que dependem do tamanho ou da quantidade de massa da amostra, como a massa e o volume, são denominadas **propriedades extensivas**.

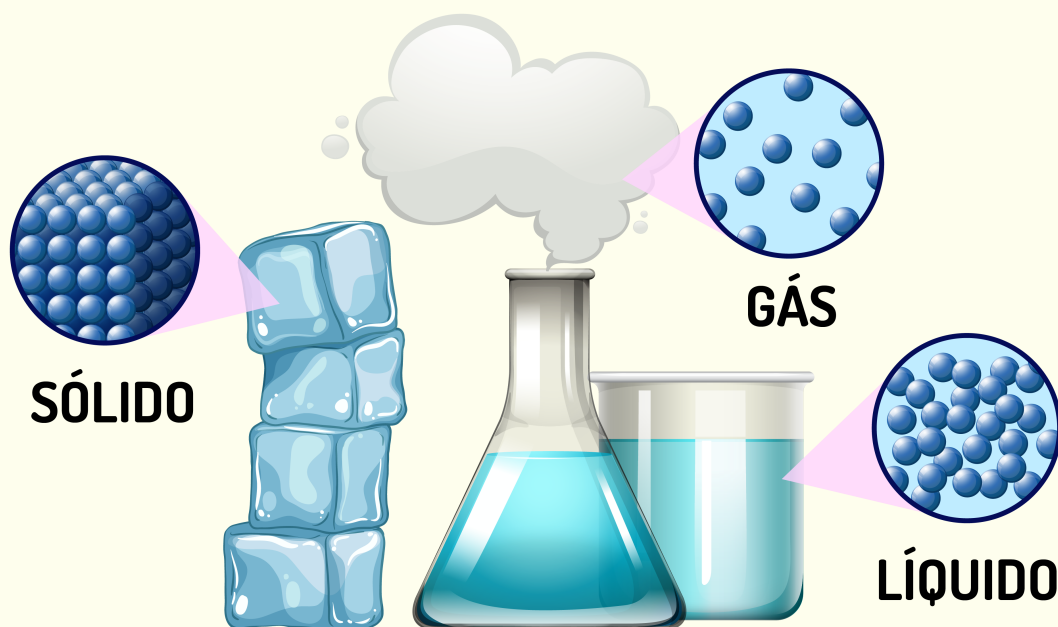
Como a matéria muda?

Estamos acostumados a presenciar a mudança da matéria no cotidiano. São exemplos: em um dia quente, vemos a umidade do ar condensando nas paredes de uma lata de bebida gelada, formando um "suor"; em países com invernos rigorosos, a água de lagos e rios pode congelar; o combustível presente no tanque de um automóvel é consumido, gerando energia para o movimento, e um conjunto de gases diferentes do combustível é eliminado pelo escapamento.

De acordo com esses exemplos, podemos afirmar que não é necessário pensar muito para ver como as possibilidades de mudança da matéria são, praticamente, infinitas. Nessa perspectiva, você pode se perguntar: o que acontece com os átomos e as moléculas dessas substâncias durante essas mudanças?

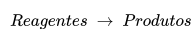
A resposta para essa pergunta depende do tipo de mudança pela qual a substância está passando. Se a mudança for **física**, assim como as propriedades físicas, os átomos e as moléculas da substância não sofrem alteração, ou seja, apenas alguma característica física da substância se altera. Como você pode ver na Figura 1.4, dependendo da temperatura, a água se encontra em determinado estado físico, mas, note que, no nível atômico representado, ainda há apenas moléculas de água, a única diferença é o espaçamento entre essas moléculas.

ESTADO DA MATÉRIA

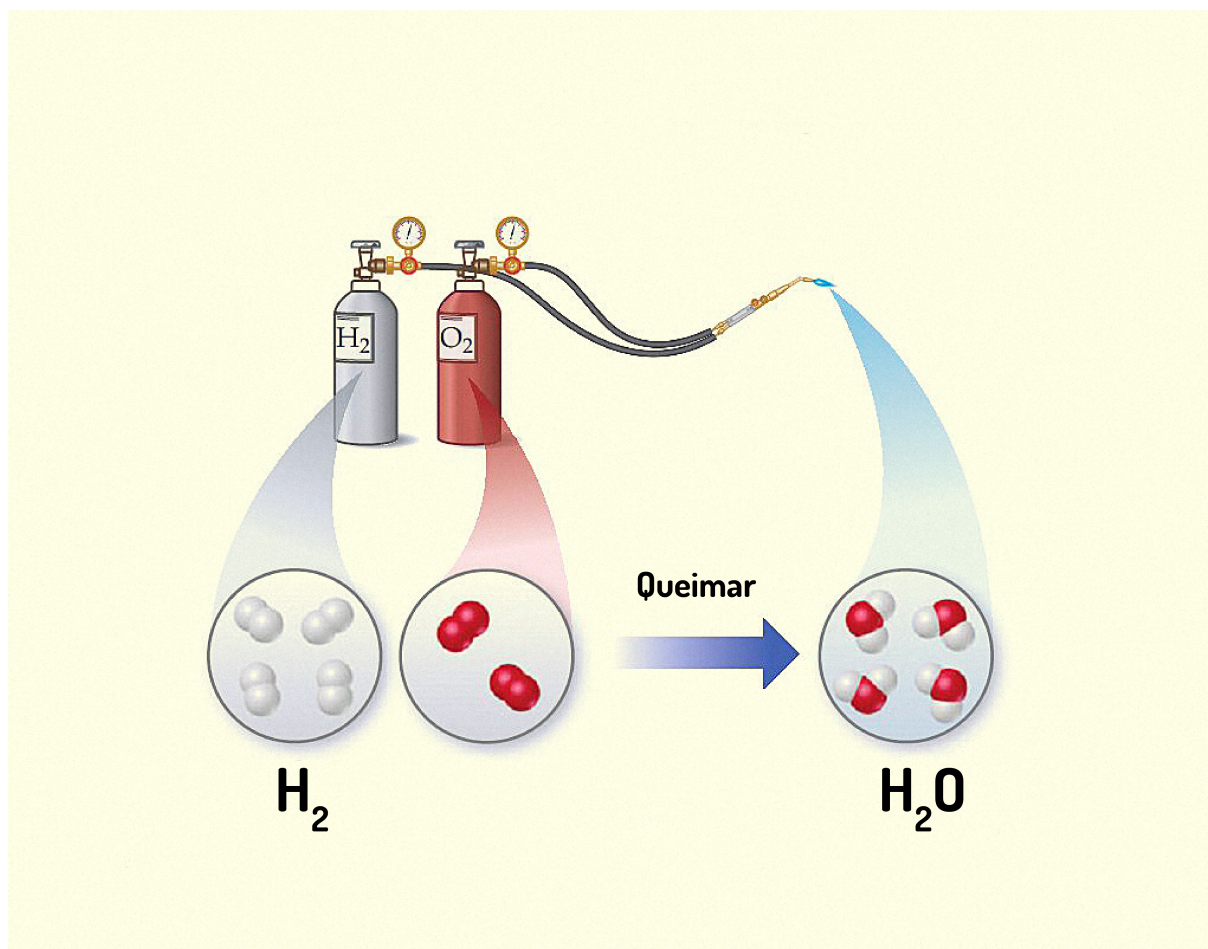


1FIGURA 3.10 - Mudanças físicas na água FONTE: Designua (123RF).

Em contrapartida, no caso de uma mudança **química**, a identidade da matéria se altera. Quando uma substância passa por uma alteração química, ela está **reagindo**, ou melhor, está ocorrendo uma **reação química** e, nesse caso, as substâncias presentes inicialmente na situação são denominadas **reagentes**, enquanto as substâncias resultantes da transformação química são chamadas de **produtos**. Devido à importância de uma reação química, há uma forma prática de representar esse evento:



Devemos salientar, caro(a) aluno(a), que as reações químicas serão tratadas com mais detalhes futuramente. Agora, analise a Figura 1.5, na qual é possível ver uma mudança química: dois reagentes, o hidrogênio e o oxigênio, passam por uma reação química de combustão, produzindo água.



1FIGURA 4.10 - Mudança química: a queima do hidrogênio produzindo água FONTE: Brown (2015, p. 12).

Note que, nem sempre, as mudanças físicas e químicas são tão aparentes quanto você pode ser induzido a pensar. Algumas vezes, uma análise química mais profunda é necessária para identificar essas alterações, visto que elas acontecem em nível atômico.

Separação de misturas

Uma grande vantagem das diferentes propriedades físicas e químicas das substâncias é a possibilidade de separar misturas, que é um procedimento muito comum para quem é químico ou trabalha em certos ramos da indústria. Alguns processos podem gerar mais de um produto, mas nem tudo que é gerado é desejado.

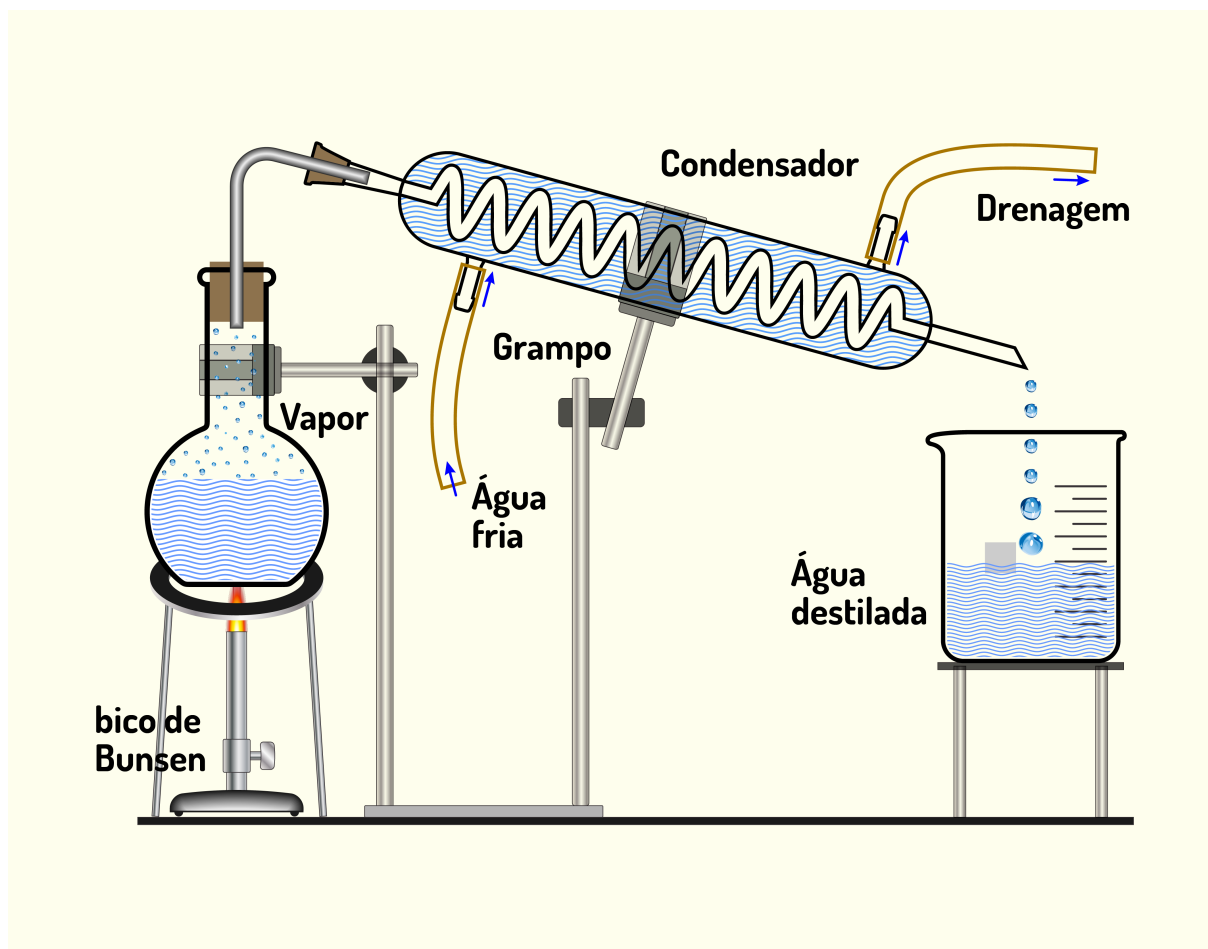
Um exemplo prático de separação está relacionado às misturas líquidas heterogêneas, ou seja, uma mistura de líquidos imiscíveis. Como os líquidos não se misturam, utilizando um funil de separação (ou uma ampola decantadora), como apresenta a Figura 1.6, é possível separar os dois líquidos, deixando o líquido da parte inferior escoar. Trata-se de um processo conhecido como **decantação**.



1FIGURA 5.10 - Funil de separação usado para a separação de uma mistura líquida heterogênea FONTE: Separatory...(2009).

Outra forma comum de separação de misturas é a **filtração**, utilizada para separar uma mistura composta por algum fluido e um sólido, como no ato de coar café, em que o filtro separa o pó da bebida homogênea. Sendo assim, o processo de filtração consiste na adição de uma barreira (o filtro), para que a mistura escoe através dessa barreira, a qual impede a passagem dos sólidos. Existem inúmeros tipos de filtros, adequados para vários tipos de separação, em inúmeras escalas diferentes.

Outro método de separação de uma mistura é a **destilação**, processo que depende das diferentes capacidades que as substâncias possuem de evaporarem. Por exemplo, uma mistura de água e sal é homogênea, ou seja, apresenta apenas uma fase, de modo que não é possível utilizar nem um filtro, nem um funil de separação, para remover o sal da água. No entanto, quando a mistura é fervida, toda a água evapora primeiro que o sal. Esse vapor d'água que se forma pode ser coletado e resfriado, a fim de que água possa ser reaproveitada. Assim, no processo de destilação, a substância que evapora é a mais **volátil**. A Figura 1.7 apresenta um exemplo de destilação.



1FIGURA 6.10 - Equipamento de destilação de água FONTE: Fouad... (123RF).

A conservação das massas

Um dos pontos centrais da matéria é descrito pela lei da conservação das massas, proposta no final do século XVIII, por Antoine Lavoisier. Assim, segundo Lavoisier (1789, p. 140-141),

[...] nada é criado, seja nas operações artificiais ou nas naturais, e podemos representar como um princípio que, em qualquer operação, há uma quantidade igual de material antes e depois da operação; e que a qualidade e quantidade de ingredientes é o mesmo, e existem apenas alterações, as modificações. É sobre este princípio que é fundada a arte de fazer experimentos em Química.

Como afirma o estudioso, a quantidade de matéria antes e após uma transformação é sempre igual. Essa proposta foi encarada com ceticismo por um bom tempo, visto que, em algumas reações químicas, parte da massa, aparentemente, desaparecia. Na verdade, algumas reações químicas geram gases como produtos e tais gases nem sempre eram coletados, o que, teoricamente, mostrava uma falha dessa lei.

Com o avanço da teoria atômica, viu-se a verdade: em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos, mas há um rearranjo dos átomos na reação, ou seja, apenas uma mudança química. Desse modo, ressaltamos, caro(a) aluno(a), que essa lei da conservação das massas será muito útil durante o estudo da estequiometria química, pois, a partir dela, sempre é possível encontrar as proporções mássicas e prever os resultados das reações químicas.

Energia

Assim como a matéria, outro ponto muito importante no estudo da Química é a **energia**, ou seja, a *capacidade de realizar trabalho*. Em relação à Física, você, provavelmente, lembra-se das energias cinética e potencial, que são relacionadas à velocidade e à posição de um corpo em um campo. Na Química, essas energias não são muito úteis, pois a **térmica** e a **química** são mais interessantes.

A energia térmica tem relação com o calor. É um tipo de energia em trânsito, que se desloca de uma região de alta temperatura para uma região de baixa temperatura. A energia química, por sua vez, é a contida em todos os sistemas químicos. Trata-se de um tipo de energia potencial associada à posição das partículas que compõem as unidades fundamentais do sistema químico em questão.

Nesse âmbito, quando se trabalha com energia, é sempre necessário considerar suas unidades. No SI, a unidade de energia é o joule, de símbolo J, para o qual há a seguinte relação:

$$1\text{ J} = 1\text{ kg} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2}$$

A segunda unidade comum, quando o assunto é energia na Química, é a *caloria*, de símbolo cal. Uma caloria é definida como a quantidade de energia necessária para aumentar a temperatura de 1 g de água em 1 °C. A caloria se relaciona com o joule da seguinte forma:

$$1\text{ cal} = 4,1868\text{ J}$$

É interessante notar que, assim como a massa, a energia é conservada universalmente, ou seja, não é possível gerar nem destruir energia aleatoriamente. Trata-se, portanto, da **lei da conservação da energia**, que afirma que o total de energia é sempre constante. O que acontece é que um tipo de energia pode se converter em outro tipo e essa conversão garante a conservação da energia em qualquer processo.

Outro ponto que merece destaque é o fato de que as mudanças físicas e químicas da matéria também ocorrem com variações de energia. Quando certo sistema passa por uma mudança e *libera* energia para a sua vizinhança, há um processo chamado de **exotérmico**. Exemplos clássicos de processos exotérmicos são as explosões e a dissolução de cristais de hidróxido de sódio (a soda cáustica) em água.

Quando há o inverso, ou seja, quando o processo *absorve* energia de sua vizinhança, há o processo **endotérmico**. Nesse caso, é necessário aquecer o meio, fornecendo energia para ele. Caso um processo endotérmico ocorra sem essa adição de calor, a vizinhança dele tende a esfriar.

Introdução aos modelos atômicos

O início do pensamento atômico

Como você já sabe, caro(a) aluno(a), a humanidade sempre demonstrou curiosidade, buscando compreender a natureza mais profunda dos fenômenos que a rodeiam. As primeiras ideias de que a matéria era composta de pequenas partículas indivisíveis são atribuídas às antigas Grécia e Índia. Assim, as teorias acerca dessa natureza microscópica e indivisível da matéria começaram a se difundir no ocidente, por volta do século V a. C., com Leucipo de Mileto e seu discípulo Demócrito de Abdera. Enquanto, no oriente, por volta do século IV a. C., essas ideias já circulavam, com o Jainismo e as escolas Ajivika e Charvaka.

Essa noção antiga, do que hoje denominamos teoria atômica, é chamada de *atomismo filosófico*. A palavra átomo, inclusive, deriva do grego "atomon" (ἄτομον), que significa indivisível. O atomismo filosófico, no entanto, não conquistou os intelectuais da época de uma forma unânime, pois as ideias desse ramo não foram concebidas com confirmações experimentais, apenas no âmbito teológico e filosófico.

Após um longo tempo, por volta do século XIX, o atomismo voltou à pauta científica. Esse retorno deu-se logo após a divulgação de duas leis muito importantes para a Química, as quais estão expostas a seguir.

1. **A lei da conservação das massas**, enunciada em 1789, por Antoine Lavoisier. De acordo com essa lei, em qualquer sistema físico ou químico, a massa é conservada. Desse modo, em uma reação química, a massa total antes da reação deve ser igual após a reação, ou seja, a massa dos reagentes e a dos produtos são iguais. Essa lei é, comumente, conhecida como: *na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma*.
2. **A lei das proporções definidas**, enunciada em 1799, por Joseph Louis Proust. Conforme essa lei, caso um composto seja quebrado em suas substâncias elementares, a massa dessas substâncias elementares sempre se apresenta na mesma proporção.

Note que, apesar da importância dessas afirmações, nenhuma fazia qualquer alusão direta à teoria atômica. O químico, médico e meteorologista inglês John Dalton (1766-1844), porém, estudou e expandiu esses dois postulados, fazendo ressurgir a ideia dos átomos, entre 1803 e 1807, período no qual Dalton publicou as seguintes premissas, que deram origem à teoria atômica.

1. Cada um dos elementos é composto de partículas, extremamente, diminutas e indestrutíveis, chamadas de átomos. Logo, um átomo não pode ser transformado em um átomo diferente, por meio de reações químicas.
2. Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos, apresentando um conjunto de características que os distinguem dos átomos de outros elementos.
3. Os átomos podem se combinar sempre em uma mesma proporção definida, formando compostos.

Os postulados propostos por Dalton compõem uma boa teoria, visto que explicam os fatos de ocorrência anteriores, além dos fatos a serem descobertos. Analisando esses postulados, você pode verificar, caro(a) aluno(a), que a lei da conservação das massas é, prontamente, explicada pela primeira premissa.

Apesar de a teoria atômica proposta por Dalton ser muito boa, durante praticamente um século, ele ou quaisquer outros cientistas aceitaram que esses pressupostos eram capazes de encontrar evidências diretas, comprovando a existência dos átomos. Hoje, porém, com todo o avanço em técnicas de microscopia, há provas da existência de tais partículas e, inclusive, há imagens de átomos.

Descobrendo a estrutura do átomo

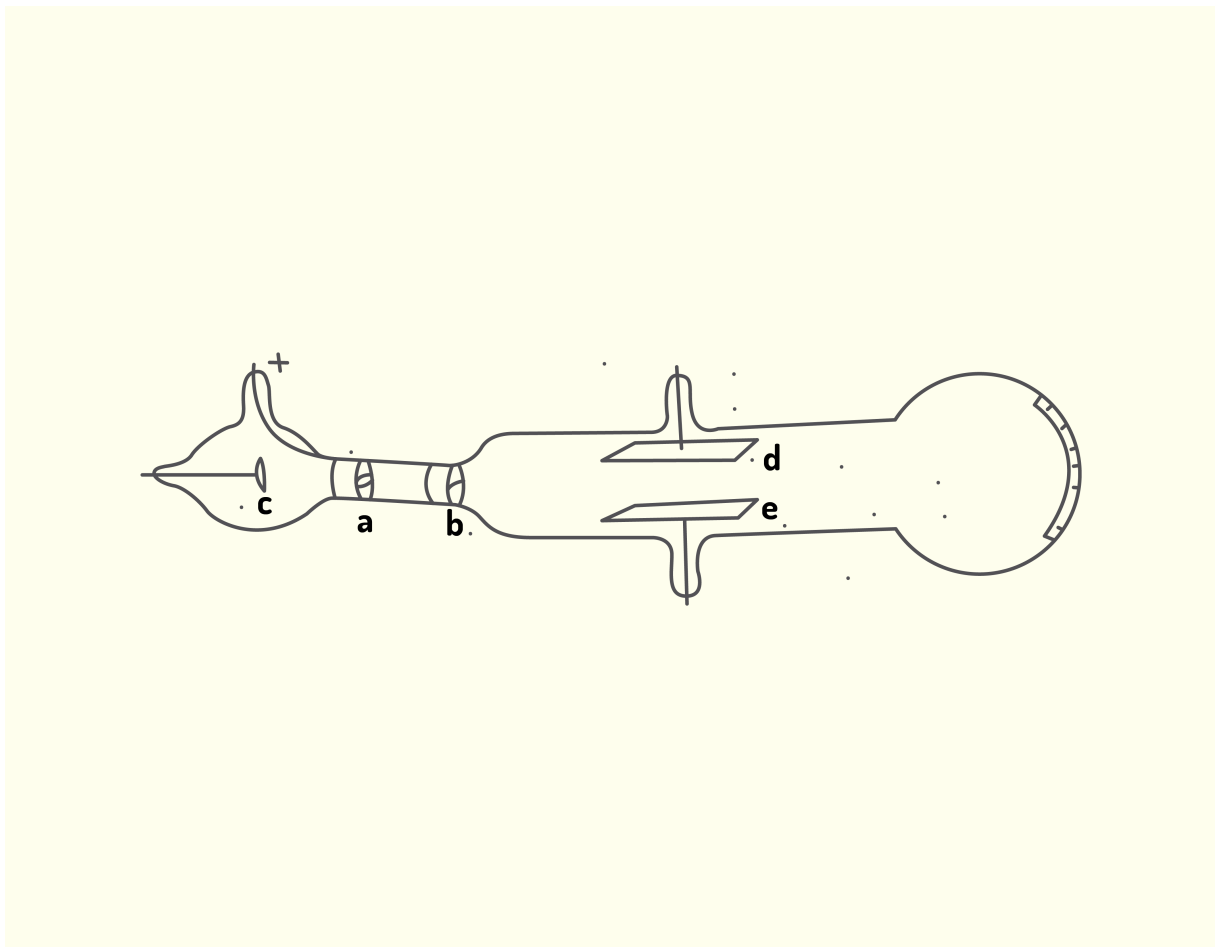
Buscando desenvolver métodos que comprovassem a existência do átomo, cientistas começaram a perceber que ele não é uma partícula mínima e indivisível, mas uma estrutura muito mais complexa e repleta de **partículas subatômicas**, com diferentes tamanhos e cargas elétricas.

Nessa perspectiva, um dos campos de estudo que auxiliou, consideravelmente, no desenvolvimento da teoria atômica diz respeito aos estudos com raios catódicos. Esses estudos tiveram início por volta de 1860, quando o físico alemão **Heinrich Geissler** repetiu um experimento feito, originalmente, em 1838, pelo físico e químico inglês **Michael Faraday**.

A experiência de Faraday consistiu na passagem uma corrente elétrica através de um tubo de vidro contendo ar rarefeito. Como resultado, ele notou um arco luminoso com início no cátodo (polo negativo) e fim no ânodo (polo positivo). No experimento do alemão Geissler, por sua vez, gerou-se um vácuo de 10^{-3} atm dentro do tubo de vidro, e, em vez de um arco, ele visualizou um feixe, praticamente, contínuo e retilíneo. Esses feixes foram, então, chamados de **raios catódicos** devido à direção de seu deslocamento.

No entanto, na época, não se sabia, de fato, o que eram esses raios catódicos. Assim, duas suposições circulavam no meio acadêmico: a primeira dizia que esses raios eram partículas de "matéria radiante"; a segunda indicava que eram "ondas de éter", um tipo novo de radiação eletromagnética.

A grande contribuição desses estudos com raios catódicos ocorreu no final do século XIX, mais precisamente em 1897, com um experimento realizado pelo físico britânico **Joseph John Thomson**. O aparato usado em seu experimento com raios catódicos está presente na Figura 1.8, na qual se vê duas placas carregadas eletricamente (D e E), um cátodo (C) e duas fendas de alinhamento do feixe (A e B).



1FIGURA 7.10 - Matéria em diferentes estados e seu arranjo molecular FONTE: Thomson (2010).

Com esse aparato, o campo elétrico produzido defletia o feixe em uma direção e o campo magnético defletia o feixe na direção oposta. Ao ajustar esses dois campos, Thomson possibilitou que o feixe viajasse de forma reta. Sabendo a força resultante desse feixe reto, foi possível calcular a razão entre a carga das partículas e a massa delas, sendo o resultado igual $1,76 \cdot 10^8$ coulombs por grama (C/g). Com isso, Thomson demonstrou que o feixe gerado é, na verdade, composto de partículas, as quais passaram a ser chamadas de **elétrons**.

Além disso, Thomson também conseguiu condições para que a massa desses elétrons fosse calculada, bastando apenas conhecer a carga dessa nova partícula, pois já se sabia qual era a razão carga/massa do elétron. Esse feito foi alcançado pelo físico estadunidense **Robert Andrews Millikan**, com sua experiência da gota de óleo, a qual consistiu em observar a queda de gotas de óleo geradas por um spray, carregadas entre dois eletrodos metálicos de placas.

O valor da carga do elétron, encontrado por Millikan, foi de $1,5924 \cdot 10^{-19}$ C, um valor impressionante para a época, pois apresenta menos de 1% de diferença para o que se aceita como a carga atual do elétron: $1,602176487 \cdot 10^{-19}$ C. Além disso, como o raio catódico apresentava deslocamento do polo negativo para o positivo, ele atribuiu **carga negativa** para o elétron. Com esses dois valores em mãos, estimou-se que a massa do elétron m_e seria:

$$m_e = \frac{1,5924 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \cdot 10^8 \text{ C/g}} = 9,05 \cdot 10^{-28} \text{ g}$$

Se compararmos esse valor com o atual, estipulado para a massa do elétron, $9,10938356 \cdot 10^{-28}$ g, há um erro relativo inferior a 1%. Para ter noção do quão ínfima é a massa de um elétron, note que ela é, aproximadamente, 2000 vezes mais leve que o mais leve dos átomos conhecidos, o hidrogênio.

Radioatividade

A partir da descoberta do elétron, diversas outras partículas subatômicas começaram a ser descobertas. Em 1896, o físico francês **Antoine Henri Becquerel** observou um efeito que ficou conhecido como **radioatividade**, ao notar que sais de urânio emitem, sem a necessidade de excitação por fonte energética externa, uma radiação altamente energética.

Seguindo uma sugestão de Becquerel, **Marie Skłodowska Curie**, uma física e química polonesa e naturalizada francesa, em conjunto com seu marido **Pierre Curie**, um físico francês, identificaram novas fontes radioativas. Eles determinaram que o urânio é o elemento responsável pela radioatividade nos sais pesquisados por Becquerel e que os elementos tório, polônio e rádio também são radioativos.

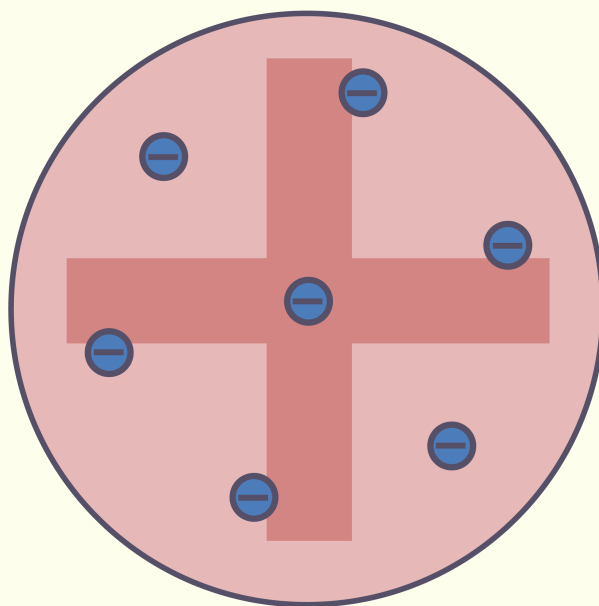
Esses três cientistas acabaram laureados, em 1903, com um Prêmio Nobel de Física, pela contribuição com o descobrimento da radioatividade espontânea. Marie Curie também foi a primeira mulher laureada com esse tipo de prêmio, assim como a primeira pessoa (e a única mulher) a ganhar esse prêmio duas vezes.

Ainda em relação ao estudo da radioatividade, o físico neozelandês **Ernest Rutherford** prestou diversas contribuições, dentre as quais podemos citar um de seus primeiros trabalhos, no qual ele descobriu o conceito de **meia-vida** ($t_{1/2}$). O tempo de meia-vida é o tempo necessário para que certa quantidade seja reduza à metade.

Rutherford também descobriu os tipos de radiação alfa (α), beta (β) e gama (γ), sendo que as radiações α e β são partículas, enquanto a radiação γ é altamente energética, semelhante aos raios-X. Ele mostrou que as partículas α e β possuem um movimento muito rápido e são afetadas pela presença de um campo elétrico. Com isso, essas radiações passaram a ser consideradas raios catódicos, algo não notado com a radiação γ . Em 1908, Rutherford foi laureado com o Prêmio Nobel da Química, devido as suas pesquisas em desintegração de elementos e química de substâncias radioativas.

O núcleo atômico e a visão atômica moderna

No início dos anos 1900, o modelo atômico do pudim de passas foi proposto por J. J. Thomson. De acordo com esse modelo, a massa de um átomo sofre pouca interferência por parte dos elétrons, assim como os elétrons contribuem muito pouco para o tamanho do átomo. Portanto, segundo o estudioso, o átomo era composto por uma esfera uniforme, carregada positivamente, na qual os elétrons estariam incorporados como as passas em um pudim (ou como as frutas cristalizadas em um panetone). A Figura 1.9 apresenta essa teoria.



1FIGURA 8.10 - Átomo segundo o modelo do pudim de passas FONTE: Plum... (2014).

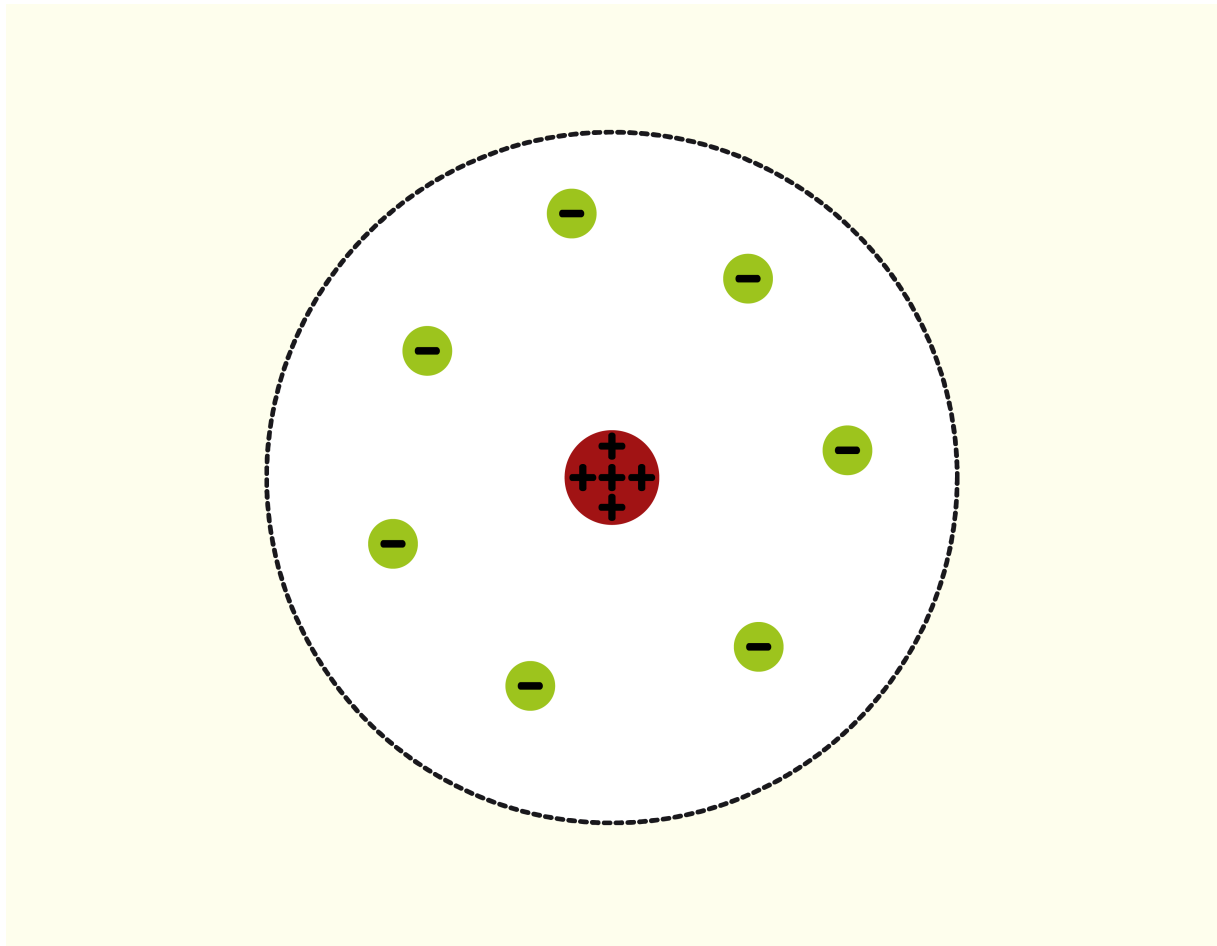
Um grande problema relacionado ao modelo do pudim de passas é que Thomson nunca conseguiu desenvolvê-lo de forma completa e estável. Devido a essa forma incompleta, esse modelo nunca foi, completamente, aceito, acarretando a rápida e completa refutação de tal modelo.

Segundo o modelo do pudim de passas, se uma partícula α colidir com um átomo, essa partícula radioativa apenas atravessa o átomo, sendo que seu caminho sofre um eventual desvio angular muito baixo, devido ao campo elétrico dos átomos. Em 1910, Rutherford estudou esses ângulos de deflexão das partículas α e observou como elas trespassavam uma fina folha de ouro.

Em seu estudo, Rutherford descobriu que várias partículas passavam, diretamente, pela lâmina de ouro, sem desvio ou com um desvio muito baixo de, no máximo, 1° . Trata-se, portanto, de algo consistente com o modelo proposto por Thomson, no qual a deflexão teórica máxima de tais partículas, atravessando átomos de ouro, seria de, aproximadamente, $0,0186^\circ$.

Rutherford pediu, então, para o graduando **Ernest Marsden** e para o físico e matemático alemão **Johannes Wilhelm Geiger** ampliarem a busca por partículas desviadas para grandes ângulos, fora do que foi predito pelo modelo de Thomson, utilizando uma tela fluorescente, a fim de complementar o trabalho anterior. De forma surpreendente, eles notaram partículas sendo desviadas em, praticamente, todas as direções. Evidenciaram, inclusive, partículas sendo refletidas de modo completo, retornando para o seu ponto de origem. Esse comportamento sugeria que as partículas α tinham encontrado campos elétricos consideravelmente maiores que aqueles previstos pelo modelo de Thomson.

Como foi visualizada uma boa porção de partículas passando, de maneira direta, pela lâmina de ouro e outra porção sofrendo deflexão em diversos ângulos, os pesquisadores propuseram o **modelo nuclear** do átomo. De acordo com esse modelo, o átomo é constituído de uma pequena esfera de intensa carga positiva, chamada de **núcleo**, e os elétrons estão separados dessas esferas por um vasto espaço vazio, formando uma espécie de nuvem ao redor do núcleo. Essas informações podem ser visualizadas na Figura 1.10.



1FIGURA 9.10 - Átomo segundo o modelo nuclear FONTE: Rutherford... (2012).

Com base nesse modelo nuclear, é possível afirmar que as partículas que passaram pela lâmina, praticamente sem sofrerem desvios, foram aquelas que cruzaram o espaço vazio entre a nuvem e o núcleo. As defletidas, por sua vez, foram aquelas que atingiram esse núcleo de intensa carga positiva, sendo a repulsão gerada entre cargas iguais a responsável por tal desvio.

Finalmente, em 1913, o modelo nuclear foi aprimorado com o trabalho do físico dinamarquês **Niels Henrik David Bohr** em conjunto com Rutherford, resultando no **modelo de Bohr** ou de Rutherford-Bohr. Nesse novo modelo, os elétrons não formam uma nuvem estática ao redor do núcleo: eles orbitam esse núcleo em trajetórias circulares, mantidas por forças eletrostáticas.

O modelo de Bohr, entretanto, apresentou algumas limitações, pois explicava, muito bem, o átomo de hidrogênio, mas não apresentava a mesma eficiência para átomos mais complexos. Boa parte da falha desse modelo vinha do fato de ele ter considerado que o elétron se comportava apenas como uma partícula. Futuramente, foi descoberto que o elétron apresenta comportamento semelhante ao de uma onda. Apesar dessa falha, o modelo de Bohr foi um importante passo no desenvolvimento do modelo atômico atual.

Com essa melhor compreensão do átomo, novas características do núcleo foram descobertas. Em 1917, Rutherford descobriu uma partícula de carga positiva presente no núcleo, ao provar que o átomo de hidrogênio estava em outros núcleos, quando realizou experimentos nos quais ocorria o impacto de partículas alfa com o ar. Essa nova partícula foi chamada de **próton**. Devemos salientar, no entanto, que a prova experimental da existência dessa partícula ocorreu apenas em 1919.

Já em 1932, uma partícula de carga neutra, o **nêutron**, foi descoberta pelo físico britânico **James Chadwick**, após Rutherford ter notado que apenas metade da massa do átomo poderia ser justificada pela presença dos prótons. Chadwick observou a presença de partículas sem carga e com massa aproximadamente igual à dos prótons, ao bombardear átomos de berílio com partículas alfa. A descoberta dessas partículas de carga neutra rendeu a Chadwick o Prêmio Nobel de Física, em 1935.



Fique por dentro

Cada átomo possui um núcleo onde se encontram os prótons e os nêutrons. A maior parte do raio de um átomo, todavia, deve-se ao espaço em que existem os elétrons. Para medidas em escala atômica, é comum fazer o uso do angstrom (símbolo Å), sendo que $1 \text{ Å} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$. Nessa escala, a maioria dos átomos apresenta um diâmetro de 1 a 5 Å.

Desde então, caro(a) aluno(a), com estudos mais aprofundados acerca dessa unidade fundamental da matéria e com o desenvolvimento de novas tecnologias, diversas novas partículas subatômicas foram descobertas e engrossam a lista de partículas subatômicas conhecidas. Destacamos que a maioria dessas novas partículas é de interesse da Física, pois o estudo e a compreensão acerca de elétron, próton e nêutron já são suficientes para a Química geral.

Para compreender melhor o modelo atômico atual, derivado do modelo de Bohr, é necessário um conhecimento considerável de quântica, uma área da Física que estuda, basicamente, o mundo atômico e subatômico, visto que, nessas condições, as Leis de Newton não funcionam como em escalas maiores. Em escala atômica, as coisas não se comportam como as coisas grandes, fazendo com que elas possam acontecer de forma “antinatural” nesse mundo minúsculo.

Uma das ideias básicas da quântica, e um dos pontos que explica as falhas do modelo atômico de Bohr, é o fato de que as partículas subatômicas não podem ter uma posição e uma velocidade definidas. Como o elétron é uma dessas partículas subatômicas, o modelo de Bohr mostra uma grave falha. Esse conceito contraria a hipótese de que os elétrons orbitariam, de forma definida, ao redor do núcleo atômico.



Refleta

Quando falamos em temperatura, estamos, na verdade, falando do grau de movimento dos átomos. Seguindo esse raciocínio, no zero absoluto, todas as partículas de um átomo iriam parar de se mover. Isso, no entanto, não é verdade. Por quê?

Propriedades dos elétrons, prótons e nêutrons

Como as três partículas subatômicas são importantes para a Química (elétrons, prótons e nêutrons), a seguir, apresentamos a relevância delas para seus estudos, caro(a) aluno(a).

Primeiramente, conforme o esperado, deve existir equilíbrio de cargas em um átomo. Logo, um próton apresenta uma carga elétrica idêntica à de um elétron, mas com sinal oposto. Então, a carga do próton deve ser, aproximadamente, $+ 1,6022 \cdot 10^{-19}$ C, enquanto um elétron tem uma carga de $-1,6022 \cdot 10^{-19}$ C.

Por conveniência, em Química, adotamos a representação da carga dessas partículas como múltiplos inteiros dessa carga: um elétron deve possuir carga - 1 e um próton carga + 1. Assim, os átomos precisam apresentar uma *quantidade igual de prótons e elétrons para que sua carga total seja igual a zero*.

No núcleo atômico, há os nêutrons e os prótons. O número de prótons presentes no núcleo é uma quantidade muito importante para a caracterização dos átomos: essa quantidade, indicada pelo símbolo Z, é chamada de **número atômico**, o qual é muito útil para diferenciar um elemento do outro, definindo as propriedades químicas de diferentes átomos, uma vez que o número de elétrons deve ser igual ao de prótons em um átomo neutro.

O número de nêutrons, indicado pelo símbolo N, é necessário para se determinar o **número de massa do átomo**, indicado pelo símbolo A, assim como na identificação de **isótopos**, que são átomos com número atômico idêntico, mas número de massa diferente. O número de massa de um átomo é calculado da seguinte forma:

$$A = Z + N$$

Desse modo, um átomo de um elemento pode ser representado com o seu número atômico subscrito e seu número de massa sobrescrito à esquerda do símbolo do elemento. Assim, o símbolo



representa um átomo de carbono cujo número de massa é igual a 12 e o número de prótons é igual a 6, o que acarreta também na presença de 6 nêutrons. Esse símbolo é lido como carbono-12. Já em

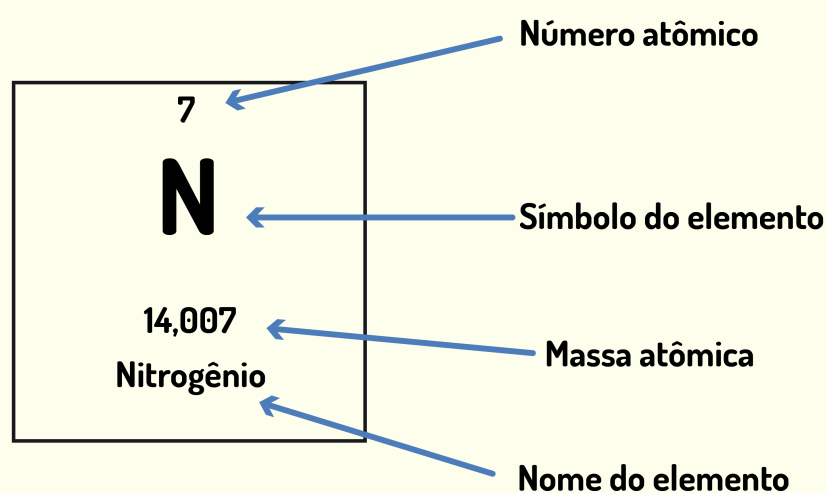


há a representação do carbono-14, um isótopo do carbono. De acordo com esse símbolo, há um átomo de carbono com número de massa 14, 6 prótons e 8 nêutrons. Observe que a maioria dos átomos omite o número atômico em sua representação simbólica, sendo feito isso apenas na representação de isótopos.

Tendo em vista o tamanho extremamente diminuto que os átomos apresentam, a massa dos átomos também apresenta uma unidade especial de medida: em vez de usar a escala do SI, que é o quilograma, utiliza-se a **unidade de massa atômica** (símbolo u) ou Dalton (símbolo Da).

Utilizando técnicas modernas, podemos determinar, com elevada precisão, as massas dos átomos, para as quais se usa a unidade de massa atômica. O valor dessas unidades é definido como 1/12 da massa de um átomo único de carbono-12 em seu estado fundamental, de forma que um átomo de carbono-12 apresente massa atômica igual a 12 u ou 12 Da. Assim, por exemplo, o átomo de hidrogênio pesa cerca de 1,008 u e o átomo de oxigênio pesa cerca de 15,999 u. Vale ressaltar que esses valores de massa não são ainda 100% exatos, pois, conforme a tecnologia avança, esses valores são atualizados.

Na tabela periódica, há os elementos listados de acordo com seus números atômicos. Nela, cada elemento é representado por um símbolo químico único, constituído por uma ou duas letras. Esse símbolo encontra-se logo abaixo do número atômico do elemento e apenas um símbolo pode ser associado a certo número atômico. Por exemplo, se o número atômico for 6, o símbolo deve ser o do carbono; se o número atômico for 13, o símbolo deve ser o do alumínio. A Figura 1.11 mostra como é a representação típica de um elemento na tabela periódica.



1FIGURA 10.10 - Representação típica de um elemento na tabela periódica FONTE: elaborada pelo autor.

Indicação de leitura

Nome do livro: Introductory Chemistry – Fourth Edition

Editora: Pearson

Autor: Nivaldo J. Tro

ISBN: 978-0-321-68793-7

Trata-se de um material com linguagem simplificada e muito bom para o estudo de Química geral.



Indicação de leitura

Nome do livro: Química – A Ciência Central

Editora: Pearson

Autor: T. L. Brown *et al.*

ISBN: 978-85-430-0565-2

É um livro básico, que todo estudante de Química deve ter por perto ao estudar.



Indicação de leitura

Nome do livro: Física em 12 Lições Fáceis e não tão Fáceis

Editora: Nova Fronteira

Autor: Richard P. Feynman

ISBN: 978-85-209-3515-6

Trata-se de um material interessante para introduzir o aluno no mundo da quântica, aumentando a sua compreensão acerca do mundo atômico.

UNIDADE II

Propriedades periódicas e ligações químicas

Renam Luis Acorsi

Prezado(a) aluno(a), agora que sabemos que a composição elementar da matéria são os átomos, chegou o momento de estudarmos as características individuais desses átomos e como eles podem interagir. Aqui veremos que existem diversos átomos com propriedades semelhantes, o que torna possível a organização dos átomos em uma tabela característica no estudo da química, com a qual você certamente já se deparou algumas vezes: a tabela periódica. Além disso, iremos dar um vislumbre mais aprofundado na teoria atômica moderna, de modo que poderemos compreender melhor o comportamento dos elétrons que se encontram ao redor do núcleo de um átomo e tendo um bom alicerce para compreendermos como os átomos se unem, ou seja, como acontecem e quais características possuem as diferentes ligações químicas.

Configuração eletrônica dos elementos

Aluno(a), certamente podemos afirmar que o início do século XX foi um dos períodos mais excitantes e revolucionários para a ciência. Foi nesse período que a descoberta de novos elementos aumentou consideravelmente, que Einstein desenvolveu a teoria da relatividade e que a mecânica quântica começou a ser formulada, aumentando a compreensão dos átomos em níveis jamais imaginados.

Atualmente, conhecemos 118 elementos, os quais são organizados e listados, com seus símbolos e outras informações, na forma organizacional conhecida como **tabela periódica**, sobre a qual discutiremos adiante. De todos estes 118 elementos, sabemos que não encontramos todos eles na natureza: 24 dos elementos conhecidos são chamados de **elementos artificiais**. Estes elementos artificiais são vistos apenas em condições laboratoriais específicas, ou existem apenas por alguns milissegundos, devido ao tempo de meia-vida extremamente curto.

Além dos elementos artificiais, é muito interessante notar que a abundância dos elementos naturais varia consideravelmente: se analisarmos o universo como um todo, veremos que grande parte dele é constituído basicamente por dois elementos. Por exemplo, a Via Láctea é 74% de **hidrogênio** e 24% de **hélio**, sendo que apenas 2% são devido aos outros 92 elementos naturais. Mudando o referencial de comparação para algo menor e mais próximo, temos que a crosta terrestre tem, praticamente, 90% de sua composição como sendo oxigênio, silício, alumínio, ferro e cálcio. Em um referencial ainda menor, o corpo humano, temos que basicamente 90% da massa é composta por três elementos: carbono, hidrogênio e oxigênio. Ou seja, a variabilidade com que encontramos os elementos é gigantesca.

Agora, iremos nos aventurar pela estrutura moderna que sabemos desses elementos. Já vimos que alguns modelos para o átomo foram propostos, mas eles não conseguiam ser exatos e adequados. Iremos, então, vislumbrar o que se tem de mais atual na estrutura atômica moderna.

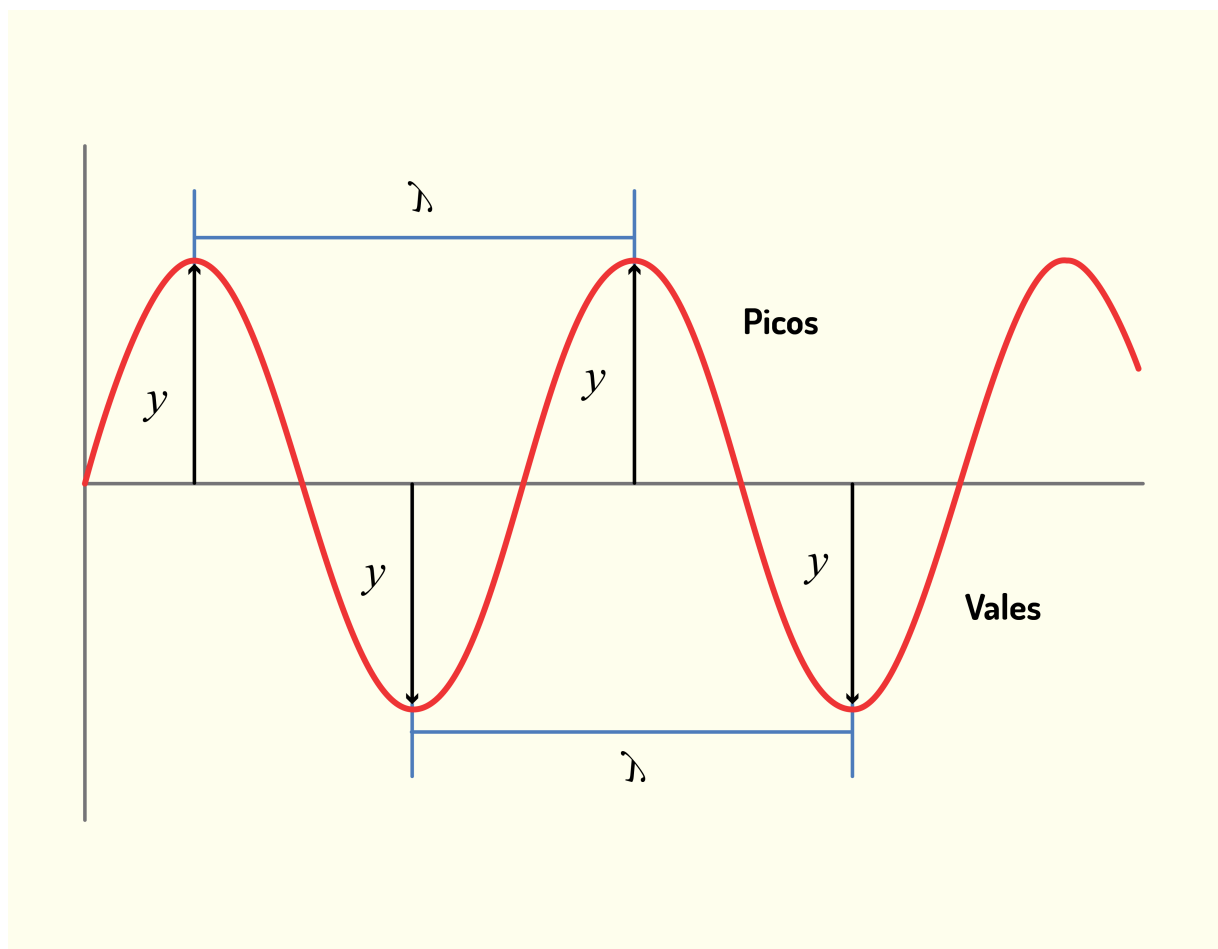
A onda

Os elétrons podem ser considerados os mais importantes das partículas subatômicas. Sempre que temos uma reação química, na verdade, temos interações entre elétrons mais externos de diferentes átomos. Além disso, podemos afirmar que as propriedades químicas dos átomos são todas derivadas das formas como os elétrons se encontram organizados ao redor do núcleo atômico.

Muito do que sabemos sobre a estrutura eletrônica dos átomos hoje resulta de estudos sobre a luz que eles emitem ou absorvem. Então, antes de adentrarmos na superfície da quântica para melhor compreendermos um átomo, iremos aprender um pouco mais sobre a luz.

Iniciemos, então, com um questionamento simples: o que é a luz? Sabemos que a luz é algo familiar a todos nós, é por meio dela que nós enxergamos o mundo. É importante salientar que a luz é diferente daquilo que estávamos estudando até agora: a luz não é matéria, ela não tem massa. A luz é uma **radiação eletromagnética**, um tipo de energia especial, que viaja no vácuo a uma velocidade constante de 299.792.458 m/s, ou seja, aproximadamente $3,00 \times 10^8$ m/s. Esse valor tão grande é muito importante para a física, sendo considerado uma constante universal física e recebe um símbolo próprio, o c .

Antes dos avanços da quântica, a radiação eletromagnética era tratada apenas como uma **onda** de energia eletromagnética viajando pelo espaço. Essas ondas são semelhantes àquelas que você vê na água, quando arremessa uma pedra em um lago parado, por exemplo. Elas apresentam um **comportamento periódico**, com picos e vales igualmente espaçados. O módulo da altura de um pico ou vale em relação ao valor médio dos picos e vales é chamado de **amplitude da onda**, sendo representado pela letra y . Note que a distância entre dois picos adjacentes, ou dois vales, é importante no estudo das ondas, sendo chamada de **comprimento de onda**, representada pela letra grega minúscula lambda, λ . Para termos uma noção da importância do valor de λ para a luz visível, é este valor que irá determinar a cor que enxergamos. A unidade no SI para o comprimento de onda é o metro. Na Figura 2.1, temos a representação esquemática de uma onda eletromagnética e seus respectivos componentes.

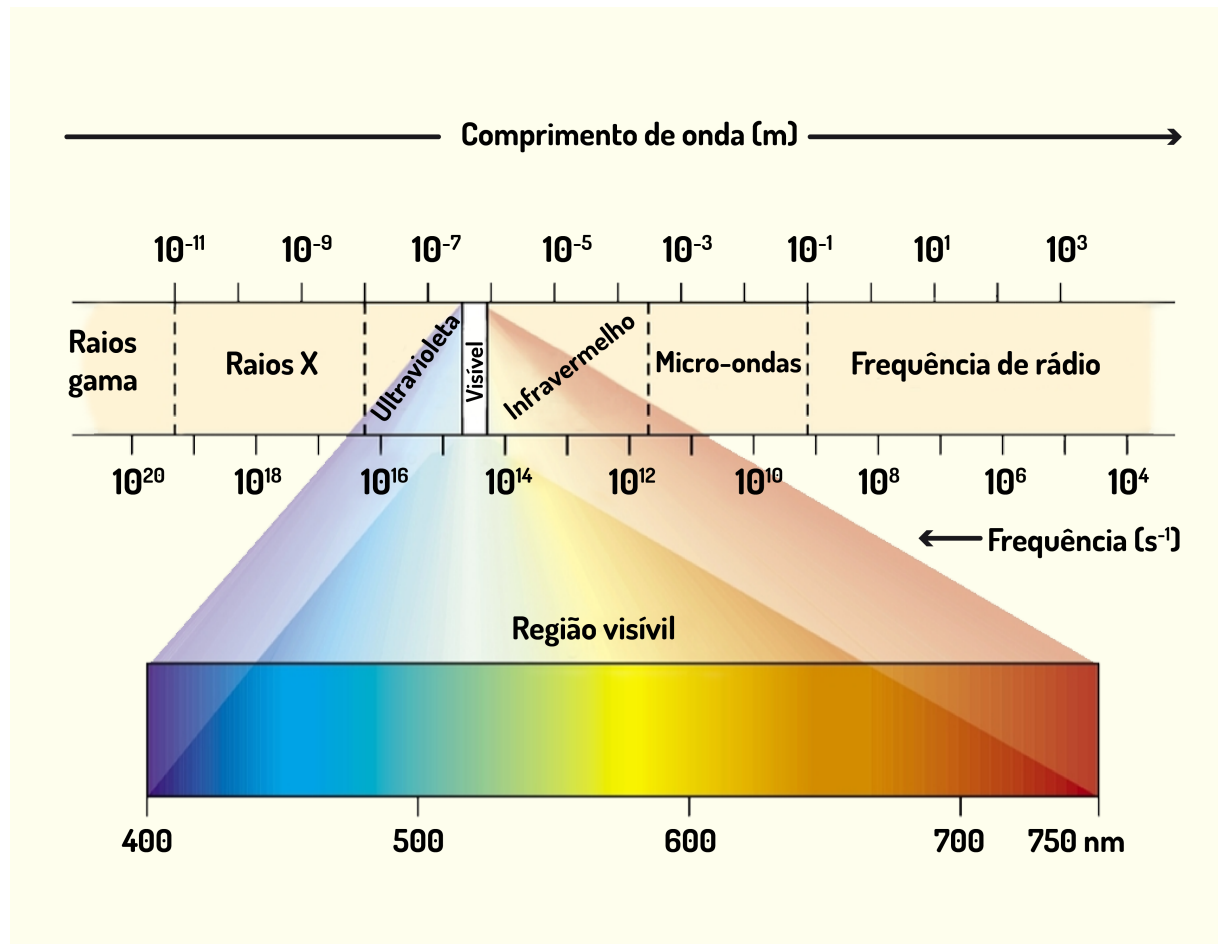


2FIGURA 1.21 - Onda eletromagnética com as representações de seu comprimento de onda λ e da amplitude y FONTE: Elaborada pelo autor.

O número de comprimentos de ondas completos que passa por um certo ponto a cada segundo também é uma característica importante das ondas, sendo chamado de **frequência da onda**, representado pela letra grega minúscula nu, ν . A unidade do SI para a frequência é o **hertz**, símbolo Hz, que equivale a $1/s$ ou s^{-1} . Essas duas grandezas, o comprimento de onda e a frequência, se relacionam mediante a velocidade da luz por meio da seguinte equação:

$$\lambda \nu = c$$

Assim, diferentes comprimentos de onda são responsáveis por diferentes propriedades das radiações eletromagnéticas. Da equação anterior, podemos notar que quanto maior for a frequência de uma onda, menor será o comprimento desta onda, ou seja, λ e ν são inversamente proporcionais. Os vários tipos de radiação eletromagnética podem ser organizados no **espectro eletromagnético**.



2FIGURA 2.21 - Espectro eletromagnético FONTE: Adaptada de Brown (2005, p. 184).

Note que no espectro eletromagnético, temos diversos tipos de radiação: raios gama, raios X, radiação ultravioleta, luz visível, radiação infravermelha, micro-ondas e a frequência de rádio.

No início dos anos 1900, diversas descobertas na área das radiações eletromagnéticas foram feitas, com resultados que indicavam que a luz não poderia ser explicada apenas como uma radiação, mas também como partícula. Surgia, então, o **fóton**, uma espécie de **pacote** de energia luminosa, na qual a quantidade de energia possuída é inversamente proporcional ao comprimento da onda - quanto menor o comprimento da onda, maior a energia do fóton, então, os raios gama irão gerar os fótons mais energéticos. Desde então, sabemos que a radiação eletromagnética se comporta tanto como uma onda quanto como uma partícula.

Espectros de linha: revendo o modelo de Bohr

Quando um átomo absorve energia, seja na forma de calor, luz ou eletricidade, ele geralmente irá refletir essa energia na forma de luz, de forma que o átomo de cada elemento irá refletir uma luz característica quando excitado energeticamente.

Reflita

Sabendo que os átomos ao serem sujeitos a excitação energética irão refletir luz, o ser humano logo pensou em usos para tal característica. Você é capaz de pensar quais aplicações para o dia a dia para essa característica dos átomos?

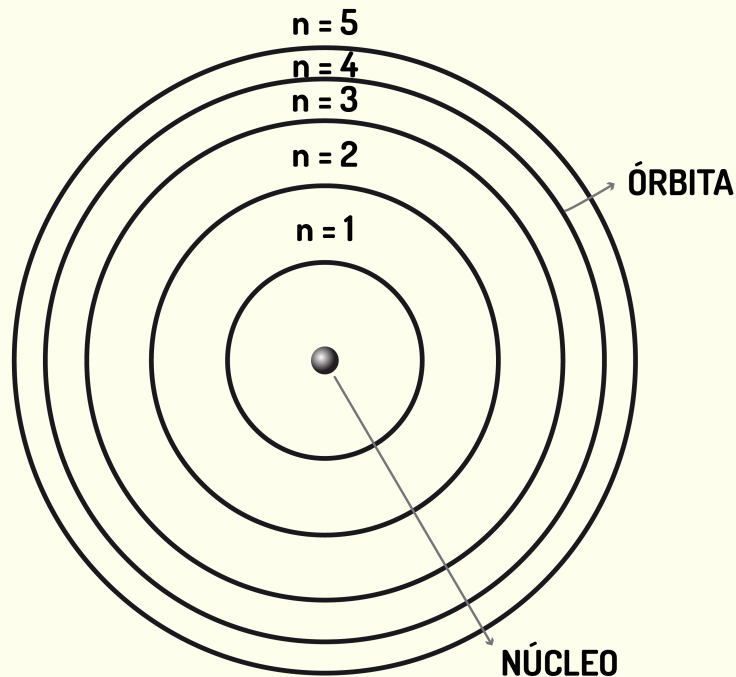
Todas as fontes de energia radiante podem ser decompostas, com o uso de um prisma, por exemplo, e classificadas em dois grupos distintas: fontes **monocromáticas**, onde a radiação apresenta um único comprimento de onda, ou fontes **policromáticas**, onde se tem diferentes comprimentos de onda. A maioria das fontes de radiação eletromagnética com as quais interagimos pertence às fontes policromáticas.

Uma análise mais cuidadosa da luz emitida por diferentes fontes irá apresentar um conjunto de várias cores e comprimentos de onda, sendo a representação dessa análise conhecida como **espectro**. Se passarmos a luz branca por um prisma, a luz será separada em todos os seus constituintes, gerando um espectro contínuo como o arco-íris. No entanto, nem todas as fontes de radiação produzem um espectro contínuo, como acontece quando analisamos a luz de um elemento excitado, ou seja, apenas algumas linhas de cores e comprimentos de onda são geradas. Cada linha deste espectro representa a luz de um comprimento de onda e esse espectro é chamado de **espectro de emissão**.



2FIGURA 3.21 - Espectros de emissão FONTE: Adaptada de Tro (2011, p. 292).

A partir do conhecimento desses espectros, surgiu um dos maiores desafios da modelagem dos elétrons nos átomos: porque os elétrons, quando excitados, emitiam luz em apenas alguns comprimentos de onda particulares e não um espectro contínuo? Buscando uma resposta para esse problema, temos o surgimento do modelo atômico de Bohr, onde os elétrons orbitavam o núcleo atômico em órbitas circulares não aleatórias: esses elétrons podiam existir apenas em **distâncias específicas e fixas** do núcleo, como nos mostra a Figura 2.4, onde as possíveis órbitas são indicadas pelo valor de n , conhecido como **número quântico**.



2FIGURA 4.21 - Órbitas possíveis de acordo com o modelo de Bohr FONTE: Adaptada de Tro (2011, p. 293).

A energia de cada órbita é fixada, ou **quantizada**, de acordo com o seu número quântico, que sempre é um número inteiro. A energia aumenta com o aumento do número quântico, mas a distância entre as órbitas diminui com esse aumento. Essas órbitas podem ser vistas como degraus de uma escada, onde cada degrau representa uma energia e uma distância específica do núcleo atômico e, assim como não podemos pisar dentro de um degrau, um elétron não pode existir entre duas órbitas.

Um elétron em uma dessas órbitas de Bohr não absorve ou emite luz, apresentando uma energia constante e fixa de acordo com o seu número quântico. Ao fornecer energia para esse elétron, ele irá saltar para uma órbita mais longe do núcleo atômico, gerando uma forma mais instável do átomo, a qual tende a retornar ao seu estado não excitado. Para retornar para esse estado, o elétron perde energia descendo os **degraus** das órbitas, soltando fótons com uma quantidade de energia específica conhecida como **quantum**, que corresponde à diferença de energia das órbitas.

Como a quantidade de energia do fóton é diretamente ligada ao comprimento de onda, cada fóton apresenta um comprimento de onda característico, fazendo com que a luz emitida por átomos excitados também consista de linhas específicas em comprimentos específicos de onda, sendo cada linha correspondente à transição de duas órbitas.

Esse modelo de Bohr teve sucesso em prever o espectro de emissão do hidrogênio, mas falhou com todos os outros átomos conhecidos. Por esse motivo, o modelo de Bohr logo foi substituído por um modelo mais sofisticado.

Átomos com orbitais: o modelo da mecânica quântica

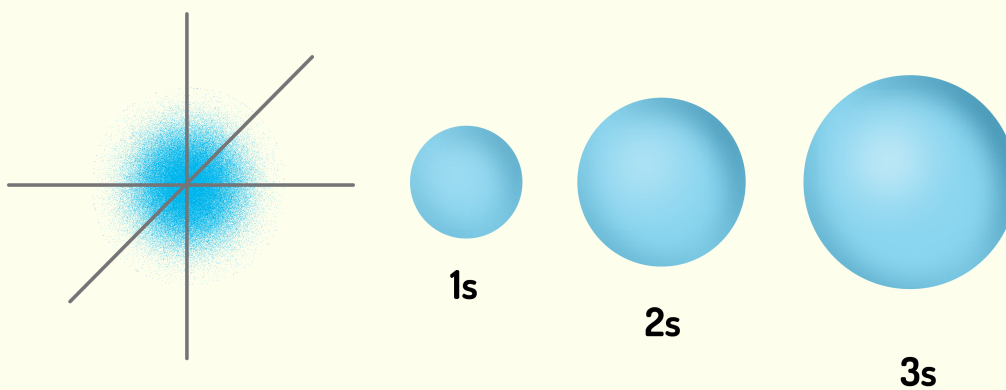
Caro(a) aluno(a), com o avanço da quântica, o modelo das órbitas simples de Bohr foi substituído por um modelo onde os elétrons existiam em uma certa região chamada de **orbital**. Um orbital não indica uma órbita certa por onde o elétron irá se deslocar, mas um mapa de probabilidade para onde se tem mais chance de se encontrar o elétron. Note que essa ideia não é tão simples de visualizar quanto uma órbita bem definida.

Esses orbitais são definidos por uma letra e por um número: por exemplo, o primeiro orbital é chamado de $1s$, sendo um orbital esférico, semelhante à órbita $n = 1$ do modelo de Bohr. O número nessa representação é chamado de **número quântico principal** (n) e ele indica a energia do nível em que o elétron se encontra. Assim como no número quântico do modelo de Bohr, o número quântico principal sempre assume valores inteiros maiores que 1. A letra, também conhecida como **número quântico secundário** (l), irá indicar ao subnível qual a forma do orbital, sendo que as possíveis letras para tal são s , p , d e f . Cada um desses subníveis possui uma determinada quantidade de orbitais: o s possui um orbital, o p possui três orbitais, o d possui cinco orbitais e o f possui sete orbitais. A Figura 2.5 indica quantos subníveis encontramos em cada um dos níveis.

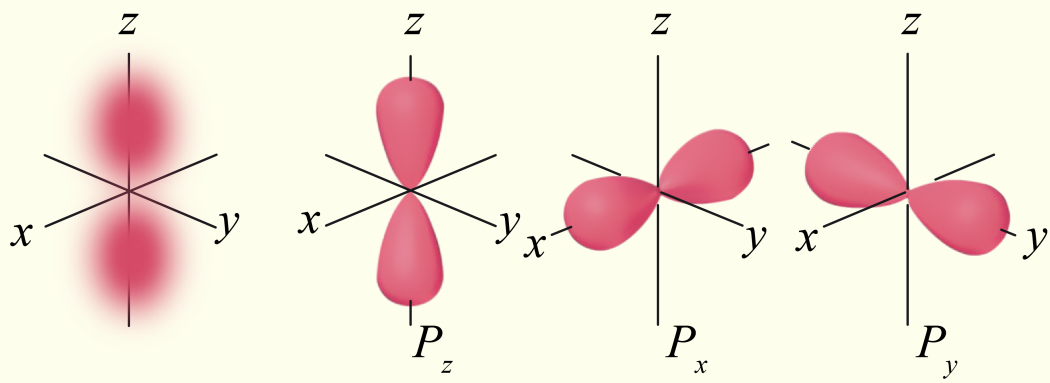
<u>Nível</u>	<u>Número de subníveis</u>	<u>Número quântico secundário</u>
$n = 4$	4	   
$n = 3$	3	  
$n = 2$	2	 
$n = 1$	1	

2FIGURA 5.21 - Número de subníveis para um determinado número quântico principal FONTE: Adaptada de Tro (2011, p. 297).

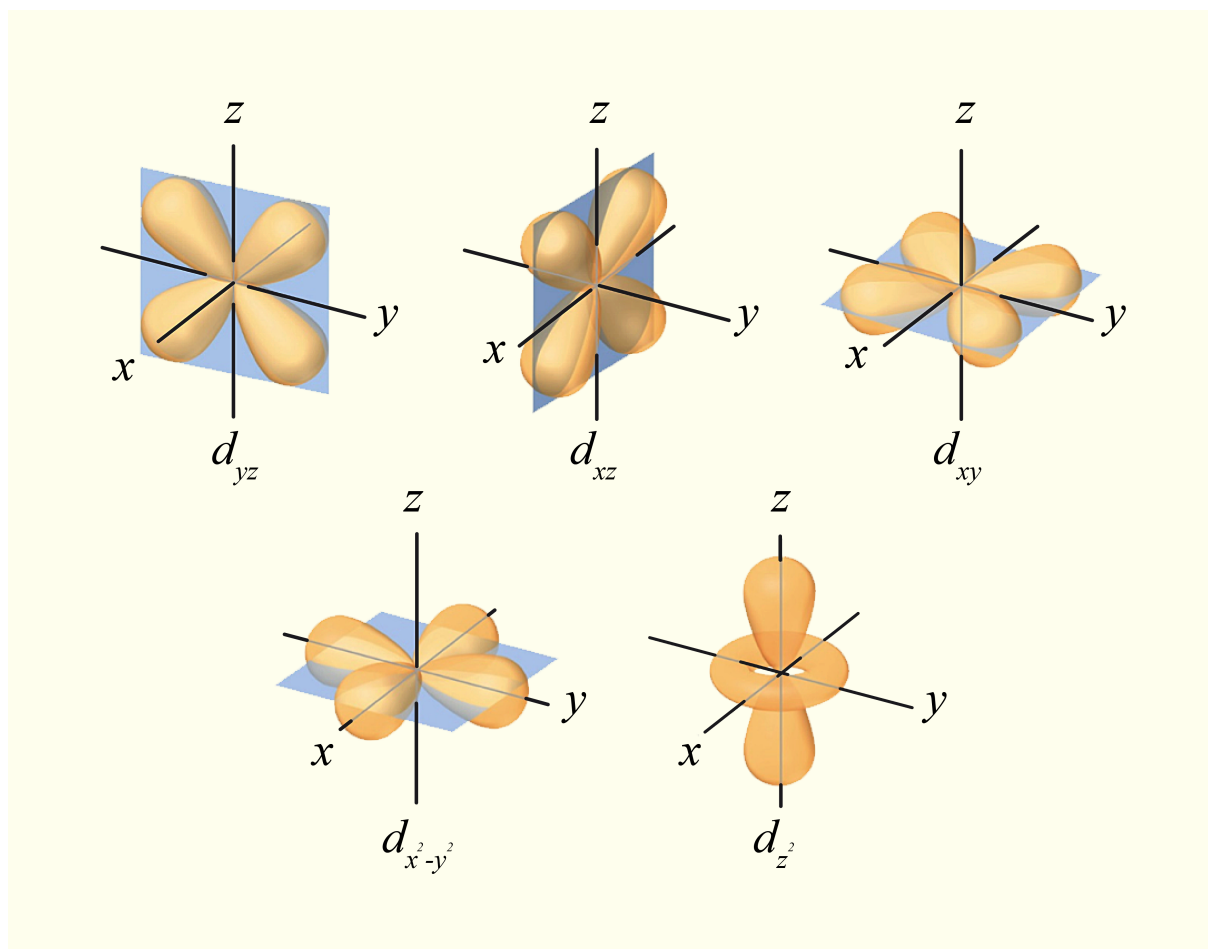
Cada orbital apresenta uma forma pré-definida: os orbitais s apresentam uma forma esférica, centrada no núcleo do átomo; os orbitais p apresentam maior concentração em lados opostos do núcleo, mostrando uma forma de haltere com dois lóbulos; os orbitais d e f apresentam diferentes formas e orientações no espaço, sendo bem mais complexos para visualizarmos. Nas figuras, a seguir, mostramos um exemplo de mapa de probabilidade de encontrarmos um elétron e a representação simplificada das formas dos orbitais.



2FIGURA 6.21 - Diferentes formas dos orbitais s FONTE: Brown (2015, p. 232).



2FIGURA 7.21 - Diferentes formas dos orbitais p FONTE: Brown (2015, p. 233).

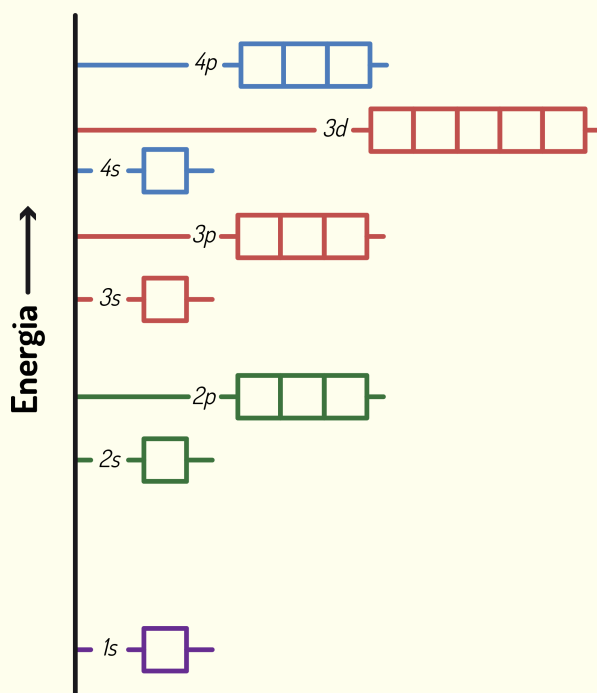


2FIGURA 8.21 - Diferentes formas dos orbitais d FONTE: Brown (2015, p. 234).

Agora, aluno(a), nos resta ver como os elétrons irão ocupar os orbitais. Além dos números quânticos já discutidos anteriormente, temos o **número quântico de spin** (s), que descreve o movimento de rotação em torno do próprio eixo de um elétron. Essa rotação pode ocorrer apenas em dois sentidos: então, os valores possíveis para esse número quântico são $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$. Apesar desses números serem bem definidos, eles não são muito importantes além de definir a possibilidade de dois sentidos de rotação eletrônica.

Para melhor entendermos a distribuição dos elétrons nos orbitais, temos que saber que, apesar de cada elétron em um átomo poder ser associado a diferentes números quânticos, dois elétrons de um mesmo átomo **não podem apresentar todos os números quânticos iguais**. Essa imposição é conhecida como **princípio de exclusão de Pauli**. Dado esse princípio, cada orbital irá limitar-se a conter, no máximo, **dois elétrons** que devem apresentar diferentes números de spin.

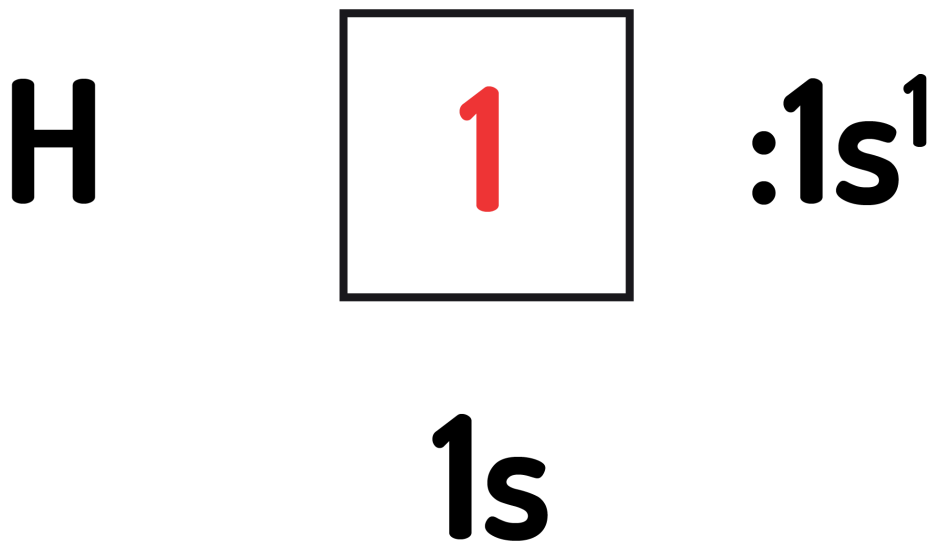
Agora, precisamos apenas saber qual é o nível de energia de cada um dos subníveis. A Figura 2.9 nos indica a energia relativa de cada um desses subníveis, algo muito importante para determinarmos a configuração eletrônica dos átomos.



2FIGURA 9.21 - Níveis de energia dos orbitais em um átomo FONTE: Brown (2015, p. 200).

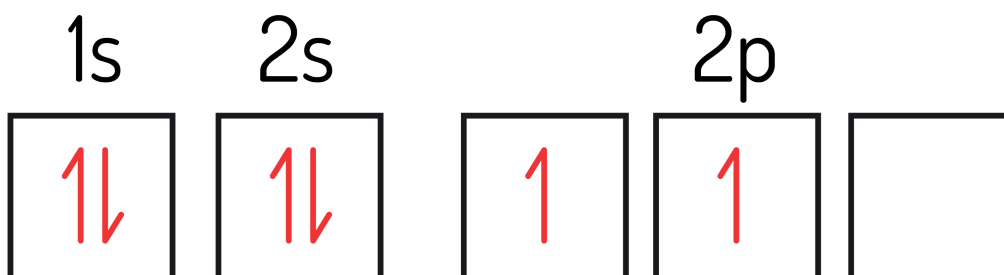
Agora podemos representar a configuração eletrônica de um átomo e o diagrama de orbitais. Em um diagrama de orbitais, cada orbital é representado por uma caixa e cada elétron será representado por uma meia seta, que aponta para cima quando o número de spin é $+1/2$, ou que aponta para baixo, quando o número de spin é $-1/2$. Quando um orbital está com dois elétrons, diz-se que este está completo ou que os elétrons estão emparelhados.

Para determinarmos a configuração eletrônica de um átomo ou construirmos o diagrama de orbitais, basta distribuir o número de elétrons presente no átomo de forma sequencial nos orbitais. Por exemplo, para o átomo de hidrogênio, que possui apenas um elétron, este elétron deverá se encontrar no primeiro subnível, o s . Então, sua configuração eletrônica será representada por $1s^1$ - o $1s$ indica o orbital que temos e o sobrescrito em frente ao subnível indica quantos elétrons se encontram neste orbital. Para o diagrama de orbitais, teremos:



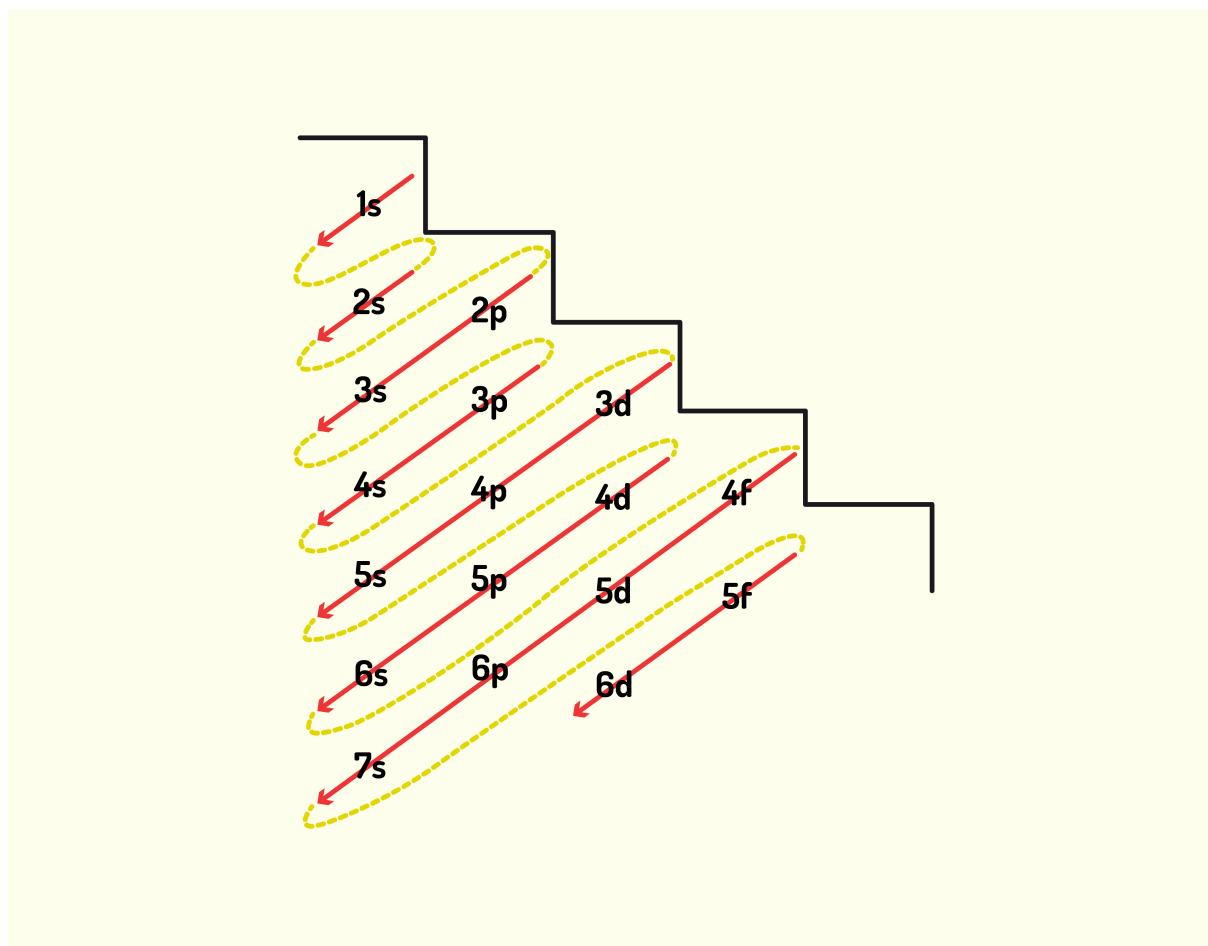
Analisemos o átomo de carbono agora. Esse átomo apresenta seis elétrons. Primeiramente, devemos completar o subnível 1s, ou seja, o primeiro nível de energia conterá dois elétrons. Seguindo para o próximo nível de energia, temos o subnível 2s, que possui um orbital, comportando outros dois elétrons. Logo, este orbital também estará completo. Sobram agora dois elétrons para o próximo subnível, o 2p. Como se faz nesse caso, se o subnível em questão tem três orbitais?

Nesse caso, querido(a) aluno(a), temos a **Lei de Hund** que nos diz que o menor nível energético, que é o mais estável, será obtido quando o **número de elétrons com o mesmo número de spin for maximizado**. Por isso, os elétrons devem ser adicionados nos orbitais de forma paralela até que todos os orbitais apresentem elétrons com o mesmo número de spin. Com isso, o diagrama de orbitais do carbono será:



E sua configuração eletrônica será $1s^2 2s^2 2p^2$.

Uma forma mais completa de saber a ordem de preenchimento dos orbitais é apresentado na Figura 2.10. Basta seguir a seta para identificar a ordem dos orbitais a serem preenchidos.



2FIGURA 10.21 - Ordem de preenchimento dos orbitais FONTE: Tro (2011, p. 299).

Aqui, devemos destacar os elétrons que se encontram no nível mais exterior, também conhecida como **camada de valência**. Esses elétrons, conhecidos como **elétrons de valência**, são importantes quando estudamos as ligações químicas. Por exemplo, o silício, que possui configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, possui quatro elétrons de valência - 2 em 3s e 2 em 3p. Os elétrons que não são de valência são conhecidos como elétrons internos.

Fique por dentro

É interessante notar que a configuração eletrônica dos elétrons internos de um elemento é idêntica à configuração eletrônica do gás nobre que o precede. Devido a esse fato, é comum representarmos a configuração eletrônica desse elemento indicando o gás nobre que o precede dentro de colchetes e

apenas a sua camada de valência. Por exemplo, o gás nobre que antecede o cloro é o neônio; assim, a configuração eletrônica do cloro pode ser expressa como $[\text{Ne}]3s^23p^5$. No caso do potássio, o gás nobre precedente é o argônio; logo, podemos representar a configuração eletrônica do potássio como $[\text{Ar}]4s^1$.

Classificação periódica

Caro(a) aluno(a), como você deve se lembrar, os átomos são compostos basicamente por elétrons, nêutrons e prótons, sendo que, dentre essas três partículas subatômicas, a **quantidade de prótons**, Z , que temos no núcleo de um átomo é utilizada para caracterizar um elemento. Ou seja, um átomo com um único próton sempre será o hidrogênio, um átomo com dois prótons sempre será um átomo de hélio e assim por diante.

A história do descobrimento e uso de diferentes elementos pela humanidade nos leva a eras pré-históricas, onde as sociedades primitivas iniciaram o uso de alguns elementos como carbono, enxofre e ouro. Com o passar do tempo, novos elementos passaram a ser usados pela humanidade, como o ouro, chumbo, cobre e estanho, tendo os alquimistas contribuído consideravelmente para a descoberta de vários elementos.

Devido aos avanços científicos, nos anos 1800, a quantidade de elementos conhecidos começou a aumentar consideravelmente, sendo que até o início do século 1900 a maioria dos elementos encontrados naturalmente na Terra havia sido descobertos. Além dos vários elementos descobertos, os cientistas começaram a notar também diversas propriedades físicas e químicas particulares aos diferentes elementos. Devido à essa grande quantidade de informações, os cientistas buscaram formas de tentar organizar os elementos de maneira prática para consultas e trabalhos futuros.

A tarefa de organizar os elementos

Devemos nos lembrar que a compreensão do átomo não era bem estabelecida até meados dos anos 1900. Então, devido a esse fato, a organização dos elementos químicos não se mostrou uma tarefa das mais simples. Foi apenas no ano de 1869 que uma série de esforços combinados de dois químicos, o russo **Dmitri Ivanovich Mendeleev** e o alemão **Julius Lothar Meyer**, conseguiram desenvolver uma versão primitiva de organização de elementos que usamos hoje para classificar os elementos, ou seja, Mendeleev e Meyer criaram uma forma primitiva da **tabela periódica**. Aqui é interessante notar que, como Mendeleev apresentou seu resultado bem antes de Meyer, no início de 1869, costuma-se atribuir apenas ao químico russo os méritos da criação da tabela periódica.

Em seus trabalhos, Mendeleev e Meyer observaram que diversos elementos apresentavam similaridades uns com os outros. Por exemplo, eles notaram que o hélio (He), o neônio (Ne) e o argônio (Ar) eram todos gases não reativos. Notando que algumas propriedades físicas e químicas mostravam um comportamento repetitivo, isto é, periódico, acompanhando a massa

crescente de alguns elementos, Mendeleev, então, resumiu suas observações na chamada **lei periódica**, a qual diz que quando se organiza os elementos em ordem crescente de massa, um certo conjunto de propriedades ocorreria de forma periódica.

Partindo da lei periódica, Mendeleev organizou os elementos conhecidos em linhas e colunas, de acordo com o número de massa crescente e com a periodicidade de características, ou seja, organizou o aumento de massa dos elementos da esquerda para a direita e de cima para baixo. Nessa tabela de organização, as características periódicas se agrupavam nas colunas, que eram chamadas de **grupos**. É notável o fato de que Mendeleev não se importou em deixar espaços em branco na organização proposta: ele interpretava tais lacunas na tabela como elementos que ainda não haviam sido descobertos. Como cada coluna de elementos organizados na forma de tabela apresentava um conjunto de propriedades muito parecidas, a tabela proposta por Mendeleev mostrou como uma vantagem notável a capacidade preditiva de características de elementos até então desconhecidos.



Fique por dentro

Ao montar a sua tabela de organização dos elementos, Mendeleev foi capaz de prever a existência de novos elementos, para os quais ele utilizava os prefixos *eka-*, *dvi-* e *tri-*, advindos dos números 1, 2 e 3 do sânscrito. Esses prefixos eram usados para indicar se o elemento estava um, dois ou três posições abaixo de um elemento conhecido de um grupo. Por exemplo, ele previu a existência do *eka-silício*, um elemento que se encontrava uma posição abaixo do silício. Esse elemento foi descoberto em 1886 pelo químico alemão Clemens Winkler, que o batizou de **germânio**, em homenagem à sua terra natal.

A tabela periódica

Como já era sabido pelos cientistas no final do século XIX, diversos elementos apresentavam características semelhantes: alguns se encontravam em uma forma metaloide, macia e muito reativa; outros se mostravam duros, com boa condutividade térmica e elétrica; outros ainda se mostravam como gases praticamente sem capacidade reativa. Logo se notou que o aumento da massa desses elementos estava ligado a periodicidade dessas características, fazendo com que os cientistas buscassem uma forma prática de organizar os elementos, esforço marcado pelos resultados apresentados por Mendeleev e sua tabela.

Hoje, a forma que usamos para organizar os elementos deriva da forma proposta apresentada por Mendeleev, ou seja, usamos uma tabela, conhecida como **tabela periódica**. A tabela periódica moderna organiza os elementos em uma ordem crescente de seus **números atômicos**, deixando os elementos com propriedades semelhantes em uma mesma coluna vertical. Na forma mais típica, uma tabela periódica irá nos mostrar o número atômico, o símbolo e a massa atômica do elemento em questão, como nos mostra a Figura 2.11.

11	Número atômico
Na	Símbolo
22,990	Massa atômica

2FIGURA 11.21 - Representação tradicional de um elemento na tabela periódica FONTE: Elaborada pelo autor.

Na tabela periódica as colunas de elementos são chamadas de **família** ou **grupo** de elementos e as linhas horizontais indicam os **períodos**. Cada grupo da tabela periódica pode ser identificado de duas formas: na forma clássica, temos um algarismo arábico ou romano e uma letra (A ou B, dependendo o tipo de elementos na coluna); na forma recente, proposta pelo IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry - uma organização não governamental responsável por organizar, padronizar, desenvolver, coordenar e revisar termos e parâmetros técnicos utilizados na química) temos o uso de números arábicos sequenciais de 1 a 18. Os períodos são identificados por números arábicos sequenciais de 1 a 7. A Figura 2.12 nos mostra o exemplar de uma tabela periódica moderna.

Os metais alcalinos terrosos possuem o subnível *s* mais externo completo, ou seja, esse orbital sempre apresentará dois elétrons, que podem ser facilmente perdidos, fazendo com que os elementos desse grupo formem cátions de carga +2.

Em laranja, no centro da tabela, temos os **metais de transição**. Visualmente e quimicamente não há um padrão nos elementos desse grupo: eles podem ser encontrados em várias cores diferentes e adquirir vários estados de oxidação diferentes. Segundo a IUPAC, os metais de transição são aqueles metais que apresentam o subnível *d* incompleto ou que podem gerar cátions com o subnível *d* incompleto.

Note que nesse grupo existe um salto no número atômico dos elementos à frente do lantânio e do actínio, localizados na parte inferior esquerda da tabela periódica, ao lado dos metais alcalinos terrosos. Os elementos que deveriam estar representado em tal intervalo, na verdade, se encontram abaixo da tabela principal: são as duas linhas de elementos que temos ali, iniciando com o cério e o tório. A primeira linha desses elementos constitui o grupo dos **lantanídeos** ou **terras-raras** e a segunda linha constitui o grupo dos **actinídeos**. Os elementos dessas duas linhas são conhecidos como **elementos de transição interna**.

Finalizando o grupo dos metais, temos os **metais representativos** ou **metais pós-transição**. Uma característica desses elementos metálicos é o fato de poderem apresentar comportamento **anfotérico**, ou seja, podem se comportar tanto quanto ácido como base. Esse grupo geralmente engloba os elementos alumínio (Al), gálio (Ga), índio (In), estanho (Sn), tálio (Tl), chumbo (Pb), Bismuto (Bi) e polônio (Po), mostrados em amarelo na Figura 2.12. Alguns autores também consideram o cobre (Cu), a prata (Ag), o ouro (Au), o zinco (Zn), o cádmio (Cd) e o mercúrio (Hg) como metais representativos.

Os não metais ocupam o lado direito da tabela periódica, sendo separados dos metais pelo zigue-zague dos metaloides. Os não metais apresentam uma gama de propriedades mais variáveis que os metais. Por exemplo, alguns são sólidos em temperatura ambiente, outros são gases. O que caracteriza os não metais é o fato de todos eles serem péssimos condutores de eletricidade e calor, além do fato de eles tenderem a ganhar elétrons quando sofrem mudanças químicas.

Os metaloides são aqueles elementos que apresentam uma mescla de características de metais e não metais. Até por essa mescla de características, os metaloides também são conhecidos como **semicondutores**. No entanto, é bem interessante notar que não existe uma definição padrão de metaloides nem exatamente quais elementos podem ser incluídos nessa classificação. Mesmo com toda essa falta de padrão, o termo metaloide ainda é usado na classificação dos elementos.

Finalmente, os não metais podem ser classificados em três grupos. No primeiro grupo, constituído pelo carbono (C), fósforo (P), enxofre (S) e selênio (Se) temos os não metais **poliatômicos**, caracterizados por serem encontrados ligados a mais de três átomos em estados moleculares. Os elementos desse grupo apresentam altos pontos de fusão e ebulição e baixa volatilidade. O segundo grupo, constituído pelo hidrogênio (H), nitrogênio (N), oxigênio (O), flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) e iodo (I), caracteriza os não metais **diatômicos**, que existem na forma de moléculas diatômicas em seu estado padrão. O último grupo dos não metais, composto pelos elementos hélio (He), neônio (Ne), argônio (Ar), criptônio (Kr), xenônio (Xe) e radônio (Rn), é o dos **gases nobres**. Os gases nobres são todos gases incolores, inodoros, não inflamáveis e muito pouco reativos em seus estados-padrão.

Além dessa classificação, os elementos na tabela periódica também podem ser classificados como **elementos do grupo principal** ou **elementos representativos**, que são aqueles elementos cujas propriedades se mostram mais previsíveis de acordo com a sua posição na tabela periódica, ou como **elementos de transição** ou metais de transição, elementos cujas propriedades são mais imprevisíveis de acordo com a sua posição na tabela periódica. Para uma definição mais precisa dos elementos de transição, precisamos saber um pouco mais sobre a configuração eletrônica dos elementos, como veremos mais à frente. Na identificação clássica das tabelas periódicas, as famílias de elementos representativos são identificadas com um número seguido da letra A, enquanto as famílias dos elementos de transição são mostradas com um número seguido da letra B.

Agora que nos familiarizamos com os elementos e sua organização na tabela periódica, chegou o momento de estudarmos as propriedades periódicas que tornou tal classificação muito prática.

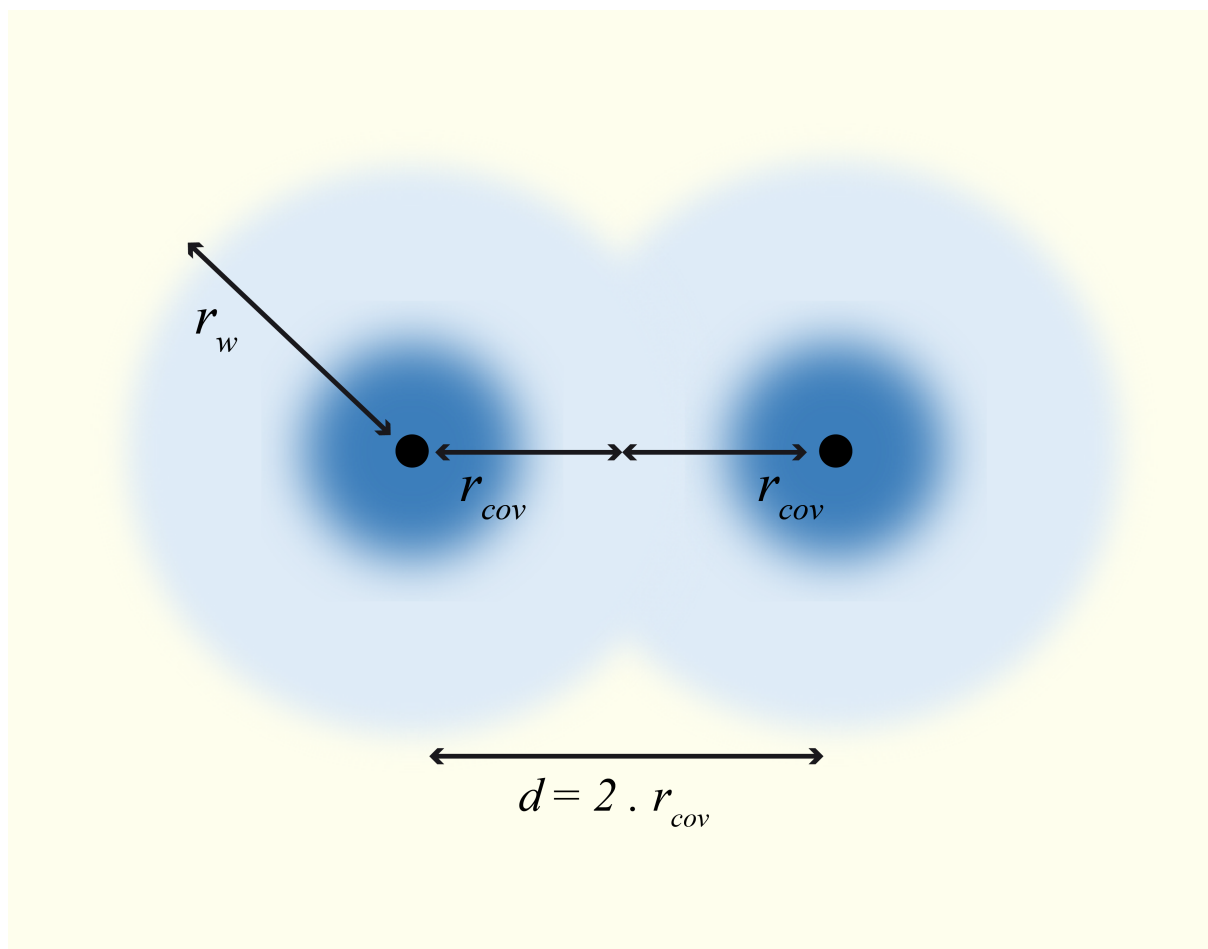
Raio atômico

Antes de falarmos dessa propriedade periódica, aluno(a), devemos ter em mente que os átomos não são objetos de tamanho e forma fixos: normalmente, representamos os átomos como esferas, mas isso se trata apenas de uma simplificação bidimensional.

O raio de um átomo é definido teoricamente como a distância da nuvem de elétron mais externa até o núcleo do átomo. Logo, como sabemos que os elétrons encontram-se dispersos, podemos imaginar o quão complexa é a tarefa de determinarmos o raio de um átomo. Devido à essa complexidade, encontramos três formas de medir o raio de um átomo: o **raio de Van der Waals**, **raio covalente** e **raio iônico**.

O **raio de Van der Waals** é definido a partir da colisão de dois átomos de um elemento, ou seja, dois átomos que não se encontram ligados. O raio de Van der Waals é definido como **metade da distância que separa o núcleo desses dois átomos em uma colisão**. Ou seja, como a nuvem de elétrons de um átomo não pode penetrar a nuvem de outro devido à repulsão elétron-elétron, a menor distância separando dois núcleos em uma colisão é igual a duas vezes o raio do átomo.

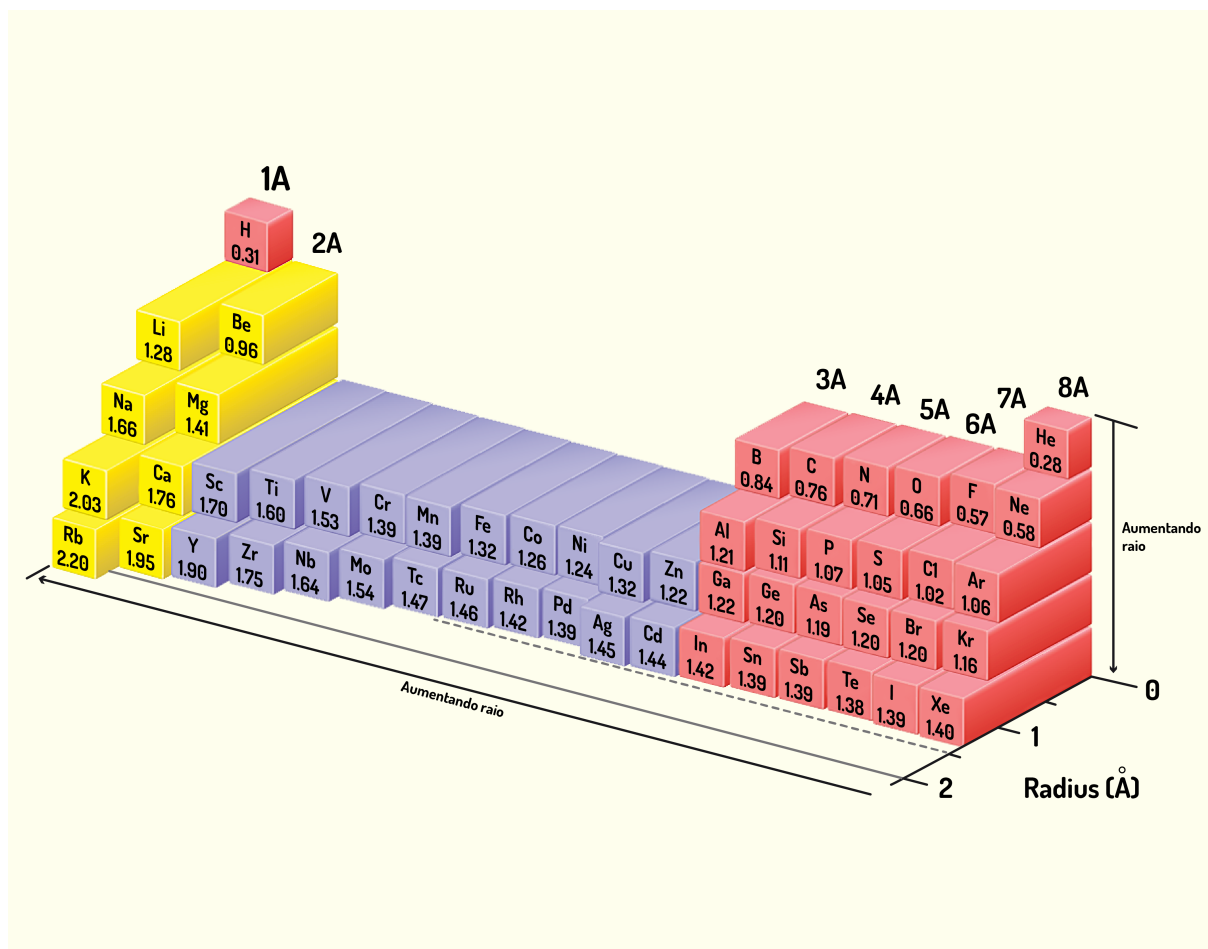
O **raio covalente** é o raio medido quando o átomo está em uma ligação covalente. Quando ocorre esse tipo de ligação, os átomos se aproximam mais do que quando os átomos simplesmente colidem. O raio covalente também é equivalente à metade da distância entre os núcleos dos átomos, mas como podemos ver na Figura 2.13, o raio covalente é sempre menor que o raio de Van der Waals.



2FIGURA 13.21 - Raio de Van der Waals (r_w) e o raio covalente (r_{cov}) dos átomos FONTE: Elaborada pelo autor.

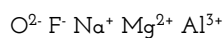
Finalmente, o raio iônico nos mostra o raio de um íon na estrutura de cristais iônicos. Note que o raio iônico irá depender da carga do íon, logo, esse valor pode ser tanto maior quanto menor que o raio de Van der Waals do mesmo elemento. Nos ânions, onde há excesso de elétrons, temos raios maiores que o dos átomos neutros, pois o excesso de elétrons aumenta a repulsão elétron-elétron. Nos cátions, onde há carga positiva, os raios serão menores que os dos átomos neutros, pois a deficiência de elétrons diminui a repulsão elétron-elétron.

Diversas técnicas matemáticas foram desenvolvidas pelos cientistas para medirmos esses raios atômicos. Com isso, pode-se estabelecer um padrão de tamanho de raios de acordo com a tabela periódica: geralmente, o raio atômico **aumenta** de **cima** para baixo nos períodos e da direita para a esquerda nas famílias.



2FIGURA 14.21 - Aumento do raio atômico na tabela periódica FONTE: Brown (2015, p. 263).

Um caso especial com o qual você pode se deparar, é aquele em que se esteja analisando o tamanho de uma **série isoeletrônica**, ou seja, um grupo de íons contendo o **mesmo número de elétrons**. Em tal situação, como o número de elétrons é o mesmo para cada átomo, tem-se que o raio iônico irá depender da carga total do átomo: quanto mais positiva for a carga, menor será o raio, pois, quanto mais positiva a carga, mais atraído o elétron será para o núcleo atômico e, de forma oposta, quanto mais negativa for a carga, maior será o raio. Vejamos os seguintes íons:



Observe que todos os íons anteriores apresentam 10 elétrons, constituindo uma série isoeletrônica. Em tal série, o íon com maior raio iônico será o do oxigênio, que apresenta a carga mais negativa (-2) e o íon com menor raio atômico será o do alumínio, pois possui a carga mais positiva (+3).

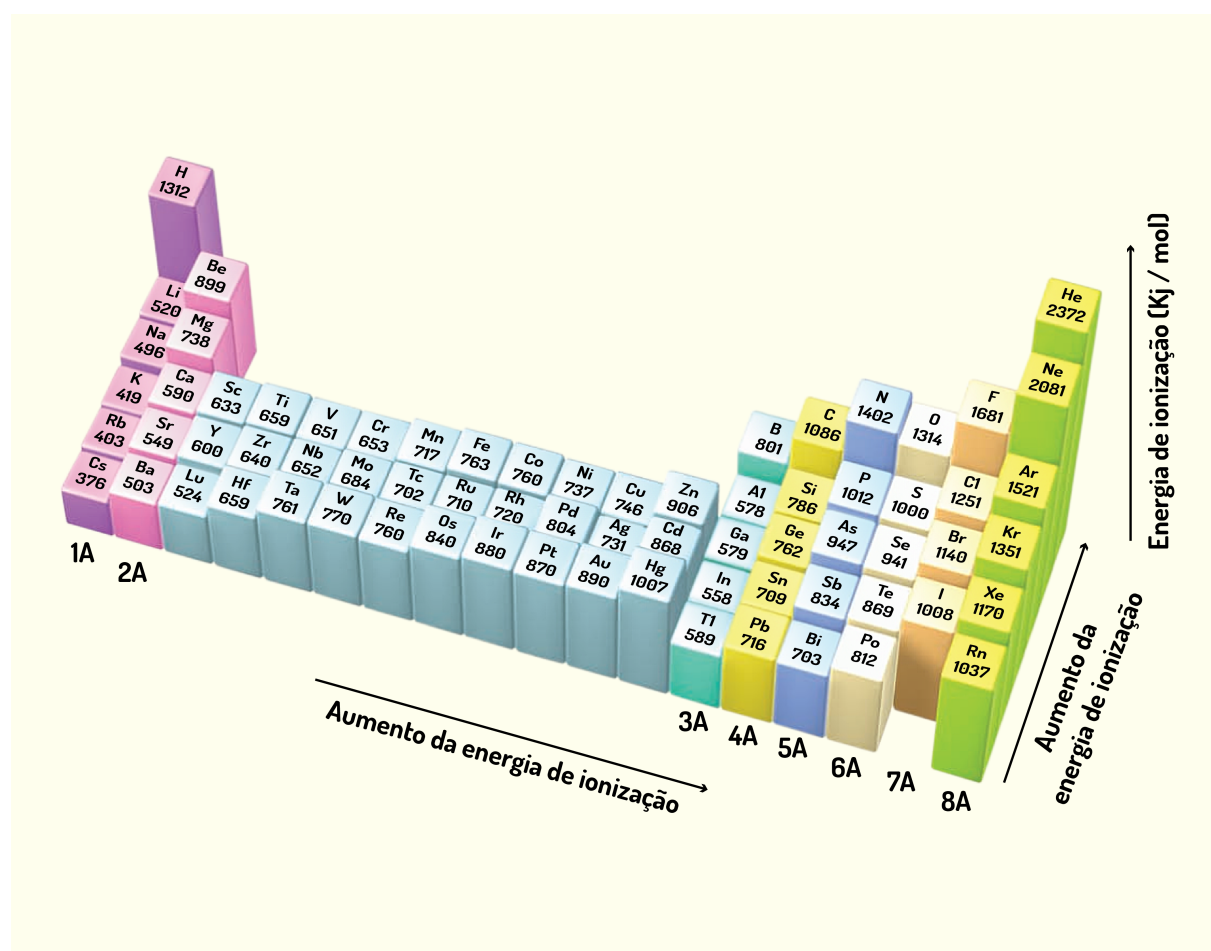
Energia de ionização

A definição de energia de ionização é a quantidade mínima requerida de energia para remover um elétron de um átomo no estado gasoso isolado, tornando-o um cátion. Logo, essa propriedade nos indica a facilidade de remover um elétron de um átomo ou íon.

Um átomo ou íon pode apresentar mais de um valor de energia de ionização - a energia requerida para remover um primeiro elétron do átomo estável é chamada de primeira energia de ionização. No caso da remoção de mais de um elétron, quanto mais elétrons forem removidos de um átomo ou íon, mais energia será necessária para a remoção do próximo elétron.

A primeira energia de ionização de todos os átomos apresentará sempre um valor **positivo**, visto que a energia deverá ser absorvida pelo átomo para que o elétron seja removido.

No geral, os menores átomos da tabela periódica apresentam os maiores valores de energias de ionização, pois a proximidade dos elétrons com o núcleo gera uma maior estabilidade para os elétrons. Assim, na tabela periódica, o aumento da energia de ionização será oposto ao raio atômico, aumentando da esquerda para a direita nos períodos e de baixo para cima nos grupos, como nos mostra a Figura 2.15.



2FIGURA 15.21 - Aumento da primeira energia de ionização na tabela periódica FONTE: Brown (2015, p. 263).

É interessante que, nas reações químicas, os metais sempre tenderão a perder elétrons enquanto os não metais tenderão a ganhar elétrons. Então, podemos definir a propriedade periódica **caráter metálico** dos elementos de uma forma oposta à energia de ionização: conforme andamos para a esquerda e para baixo na tabela periódica, maior será o caráter metálico do elemento.

Afinidade eletrônica

Já vimos, aluno(a), que os átomos podem tanto perder quanto ganhar elétrons. A energia de ionização nos mostra com qual facilidade podemos remover um elétron de um átomo fornecendo energia para o átomo. Mas e quando o átomo recebe um elétron?

No caso de um átomo receber elétrons, este irá se tornar um **ânion** e a maioria dos átomos libera energia quando isso ocorre. Os gases nobres, o nitrogênio, o berílio e o magnésio se mostram como uma exceção desse comportamento: suas afinidades eletrônicas apresentam valores positivos. Isso significa que os ânions destes átomos são mais energéticos que os átomos e os elétrons separados.

Então, temos que a energia de ionização e a afinidade eletrônica são valores que indicam a variação energética dos átomos quando estes perdem ou recebem elétrons, respectivamente.

Na tabela periódica, a afinidade eletrônica mostra um comportamento semelhante ao da energia de ionização: fica mais negativa da esquerda para a direita nos períodos e de baixo para cima nos grupos, salvo as exceções listadas anteriormente.

Ligações químicas

Querido(a) aluno(a), as ligações químicas são um dos assuntos centrais a serem estudadas na química, pois é mediante essa área que podemos prever como os átomos se unem formando compostos. É por tais teorias que sabemos que a água é H₂O e não HO₂, que o sal é NaCl e não Na₂Cl. Também é por meio dessas teorias que sabemos as formas que as moléculas terão ao se formarem.

A teoria que iremos apresentar aqui é a teoria de ligações de **Lewis**, em homenagem ao físico-químico americano Gilbert Newton Lewis (1875-1946), onde representamos os elétrons de valência de um átomo como pontos ao redor do símbolo deste átomo. Essas estruturas, conhecidas como **símbolos de Lewis**, são simples de desenhar e apresentam um poder preditivo muito bom quanto à geometria molecular.

Se analisarmos a tabela periódica e a camada de valência dos elementos, veremos que a maioria dos grupos da tabela periódica apresenta uma camada de valência semelhante, facilitando ainda mais a construção dos símbolos de Lewis. A Tabela 2.1 sumariza como podemos desenhar facilmente os símbolos de Lewis, sendo X um elemento do grupo indicado.

GRUPO	ELEMENTOS	CAMADA DE VALÊNCIA	SÍMBOLO DE LEWIS
1A	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	ns^1	
2A*	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	ns^2	
3A	B, Al, Ga, In, Tl, Nh	ns^2np^1	
4A	C, Si, Ge, Sn, Pb, Fl	ns^2np^2	
5A	N, P, As, Sb, Bi, Mc	ns^2np^3	
6A	O, S, Se, Te, Po, Lv	ns^2np^4	
7A	F, Cl, Br, I, At, Ts	ns^2np^5	
8A**	Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og	ns^2np^6	

X.

.X.

.X.

.X.

.X.

.X.

.X.

.X.

*O hélio (He) tem configuração $1s^2$, mas não é do grupo 2A!
**O hélio (He) é do grupo 8A (gases nobres), mas não tem elétrons no subnível

2QUADRO 1.1 - Resumindo a construção dos símbolos de Lewis de acordo com o grupo do elemento FONTE: Elaborada pelo autor.

As estruturas de Lewis nos permitem facilmente ver a valência de um átomo. Os átomos mais estáveis são aqueles que apresentam oito elétrons em sua camada de valência, ou seja, possuem o octeto completo e uma configuração eletrônica de valência ns^2np^6 . E a busca desse octeto pelos átomos é a chave das ligações químicas: os átomos irão se ligar buscando sempre compartilhar ou doar elétrons de modo que sua camada de valência apresente oito elétrons. Essa tendência é chamada de **regra do octeto**.

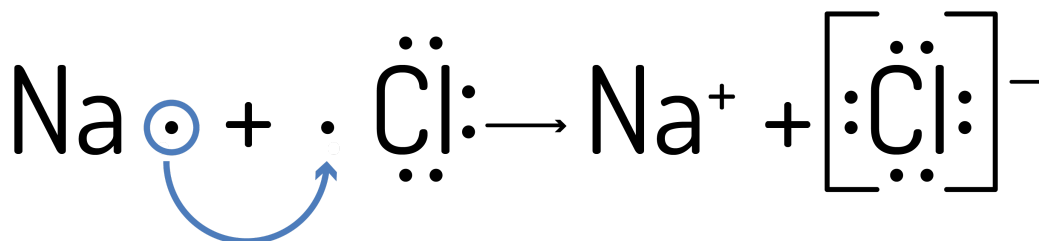
Destaca-se, aluno(a), que a regra do octeto, no entanto, não é uma regra propriamente dita. Existem diversas exceções, principalmente entre os elementos de transição, que, ao se tornarem íons positivos, perdem os elétrons da camada *s* mais externa antes de qualquer elétron da camada *d*, atingindo uma configuração conhecida como **configuração de pseudo gás-nobre**, $ns^2np^6nd^{10}$. Outra configuração eletrônica diferente de ns^2np^6 razoavelmente estável é $ns^2np^6nd^5$, notada nos íons Fe^{3+} e Mn^{2+} .

Ligações iônicas

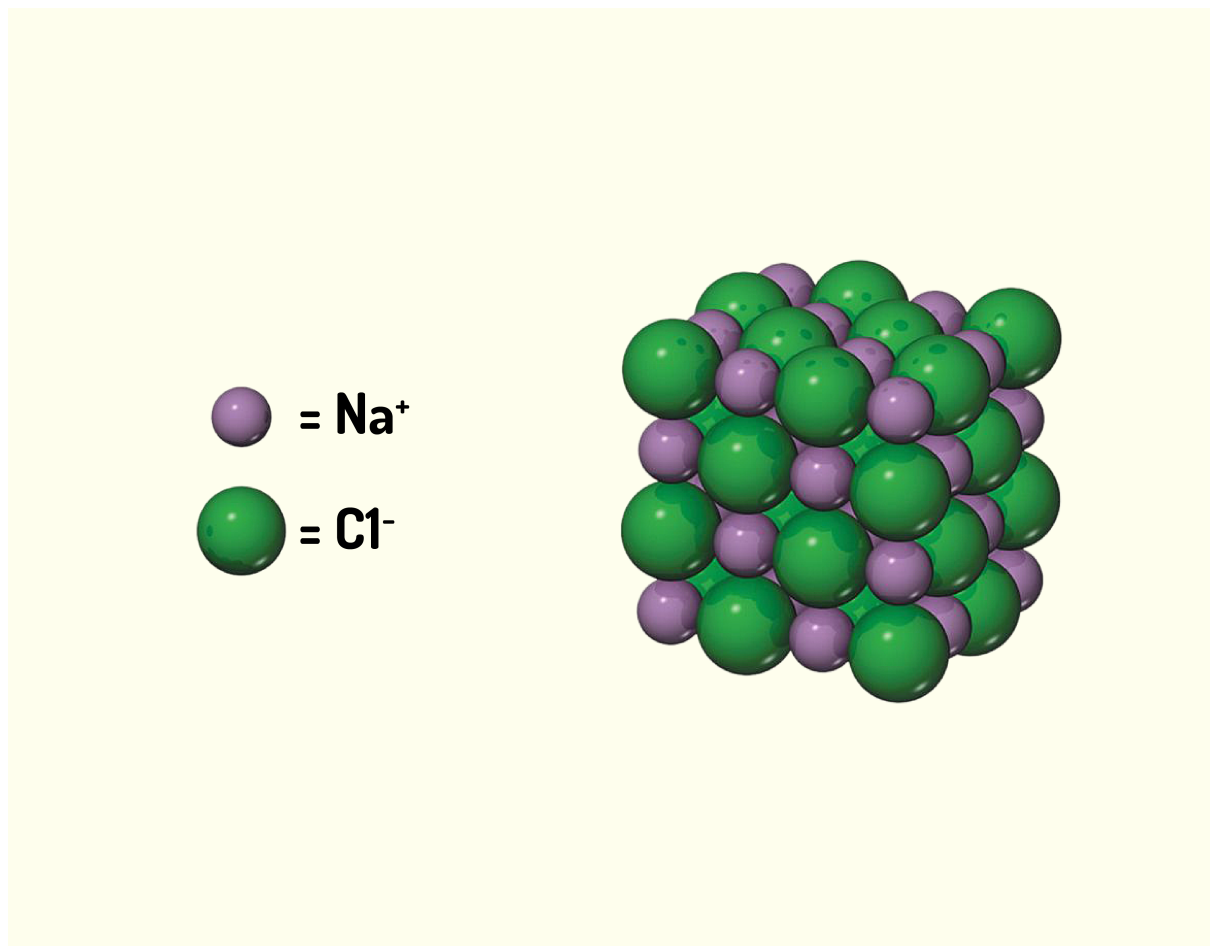
Quando metais se ligam com não metais, os elétrons são transferidos dos metais para os não metais, tornando o metal um **cátion**, um íon de carga positiva, ou seja, que perdeu elétrons, e o não metal um **ânion**, um íon de carga negativa, pois recebeu elétrons. Esse tipo de ligação recebe o nome de **ligação iônica**.

Para exemplificar uma ligação iônica, vejamos um dos compostos iônicos mais famosos, o sal de cozinha - cloreto de sódio. Esse composto iônico é formado pela ligação do sódio (Na), um metal do grupo 1A, com o cloro, um não metal do grupo 7A. Analisando a distribuição eletrônica deles, encontramos $[Ne] 3s^1$ para o sódio e $[Ne] 3s^2 3p^5$ para o cloro; então, se o sódio **perder** um elétron, sua configuração eletrônica se torna idêntica a do neônio, completando o seu octeto e, se o cloro receber um elétron, sua configuração eletrônica fica idêntica a do argônio, também completando seu octeto. Logo, o sódio deve se tornar um cátion doando um elétron para o cloro, que se torna um ânion, fazendo com que ambos se tornem estáveis via ligação química, chamada de **ligação iônica**.

Essa ligação é representada da seguinte forma usando os símbolos de Lewis:

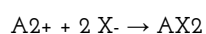


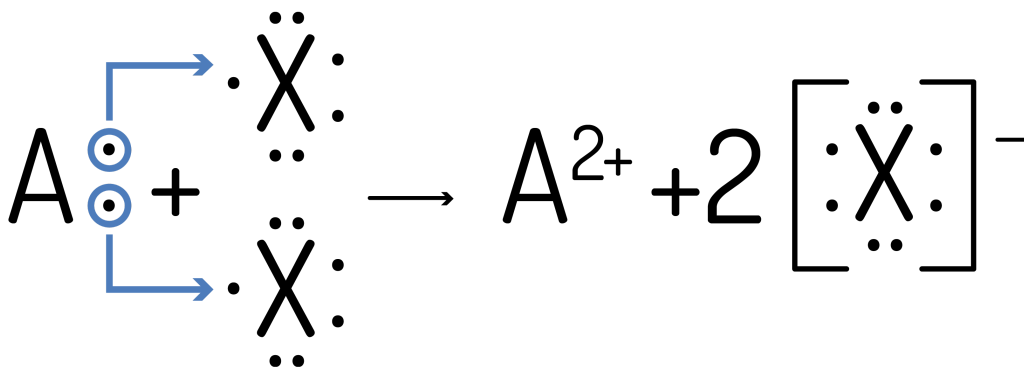
A seta azul anterior indica a transferência de um elétron do sódio para o cloro, como descrito anteriormente. A estrutura cristalina dessa molécula é mostrada na Figura 2.16, onde pode-se ver que cada íon de sódio estará envolto por seis íons de cloro e cada íon de cloro estará envolto por seis íons de sódio.



2FIGURA 16.21 - Estrutura cristalina do cloreto de sódio FONTE: Adaptada de Brown (2015, p. 302).

Podemos encontrar a razão na qual elementos se ligam de forma iônica pela quantidade de elétrons que cada espécie deve ganhar ou receber para atingir uma configuração eletrônica estável. Vejamos um exemplo genérico: seja um átomo de um elemento A da família 2A e um átomo de um elemento X da família 7A; eles precisam perder dois elétrons e receber um elétron para atingir uma configuração eletrônica estável, respectivamente. Então, esperamos que dois átomos de X reajam com um átomo de A para que a estabilidade de todos os átomos envolvidos seja atingida, ou seja, os íons devem reagir em uma proporção de 1:2, com um íon A^{2+} fornecendo dois elétrons e dois íons X^- recebendo um elétron cada.





Note que na representação simbólica dos compostos iônicos, primeiramente sempre iremos representar o cátion seguido do ânion.

A seguir, mostramos algumas das características resultantes das ligações iônicas:

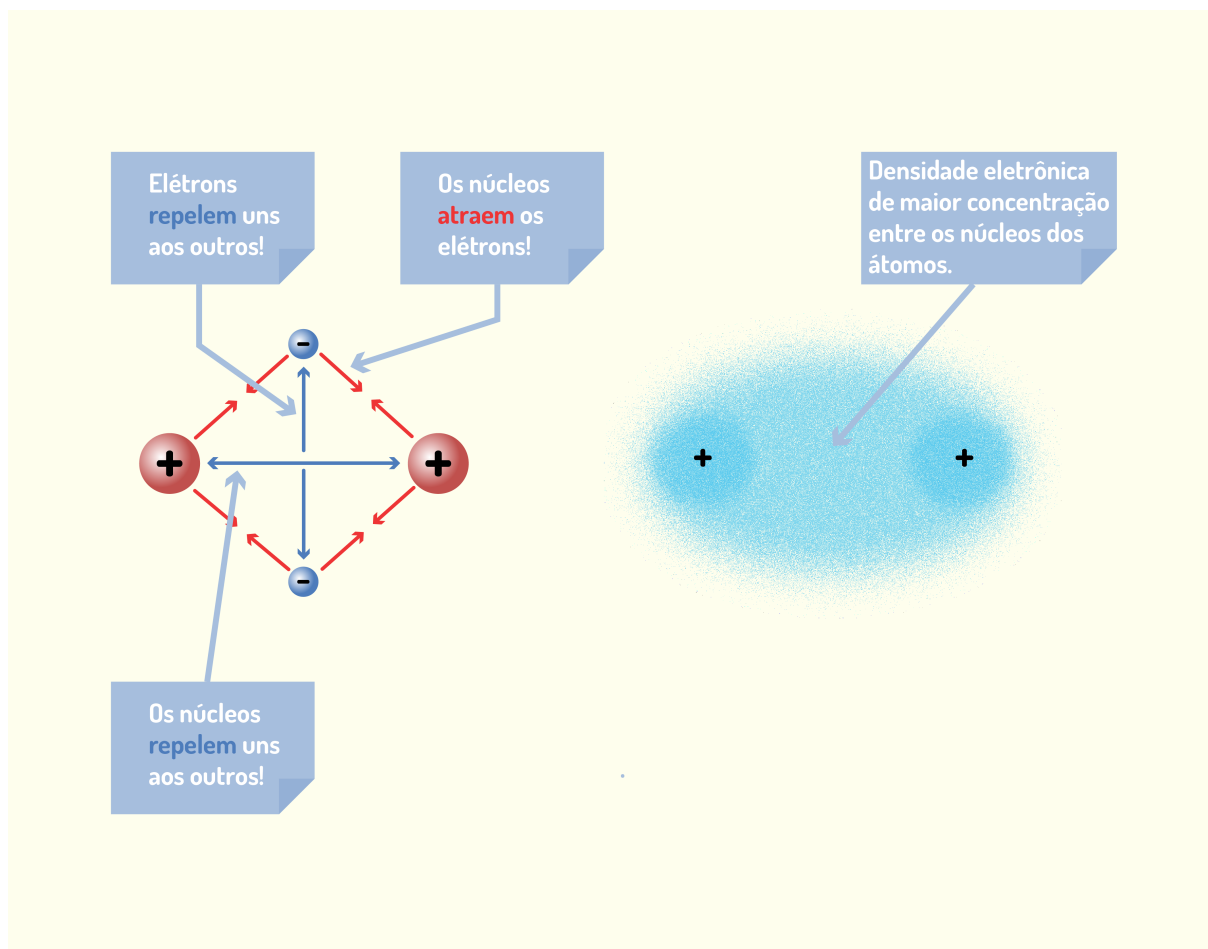
1. As substâncias iônicas geralmente são frágeis.
2. As substâncias iônicas geralmente apresentam alto ponto de fusão.
3. Normalmente, as substâncias iônicas são cristalinas e podem ser clivadas, isto é, serem quebradas ao longo de superfícies longas e planas.

Ligações covalentes

Quando não metais se ligam com não metais, os elétrons são **compartilhados** entre os átomos, o que resulta em um composto molecular, onde os átomos estão unidos por uma ligação tipo **covalente**. A maioria dos compostos que encontramos no nosso dia a dia é do tipo molecular, como você provavelmente deve ter percebido.

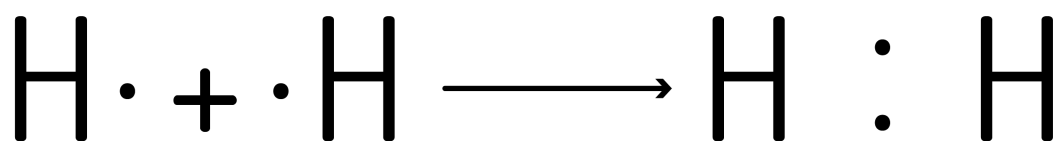
A ligação covalente acontece quando os átomos possuem uma tendência semelhante de receber ou perder elétrons. Como não há muita diferença nesses valores, a transferência de elétron entre os átomos não ocorre, fazendo com que os elétrons sejam compartilhados pelos átomos, um efeito que atua como uma cola que mantém os átomos unidos.

Talvez o exemplo mais simples de um composto molecular, ou seja, de um composto unido via ligação covalente, seja a molécula de hidrogênio, o H₂. Quando dois átomos de hidrogênio se aproximam, os seus núcleos, que são de carga positiva, repelem-se, assim como os seus elétrons, de carga negativa. No entanto, o núcleo de um dos átomos de hidrogênio irá atrair o elétron do outro átomo. Esse conjunto de forças atrativas e repulsivas atuando simultaneamente faz com que a densidade eletrônica nos átomos de hidrogênio se concentre entre os dois núcleos, o que resulta em uma força eletrostática atrativa: os núcleos são atraídos e mantidos juntos pela concentração de carga negativa entre eles. Esse complexo efeito pode ser visto simplesmente como se cada núcleo de hidrogênio emprestasse um elétron do outro núcleo, fazendo com que ambos átomos de hidrogênio atinjam uma configuração eletrônica estável. Lembre-se que no caso do hidrogênio, a configuração eletrônica estável é 1s².

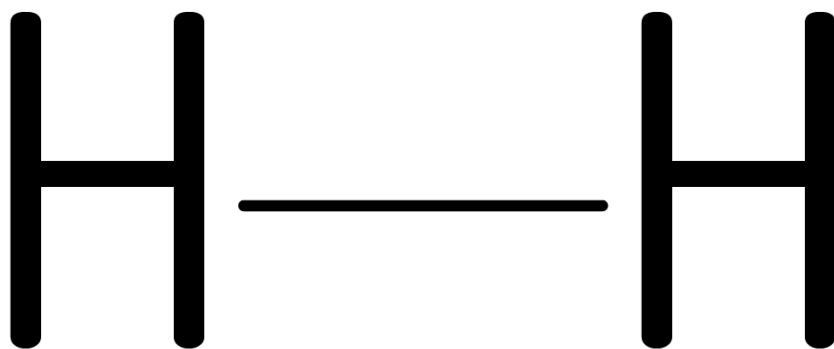


2FIGURA 17.21 - Ligação covalente entre dois átomos de hidrogênio FONTE: Adaptada de Brown (2015, p. 307).

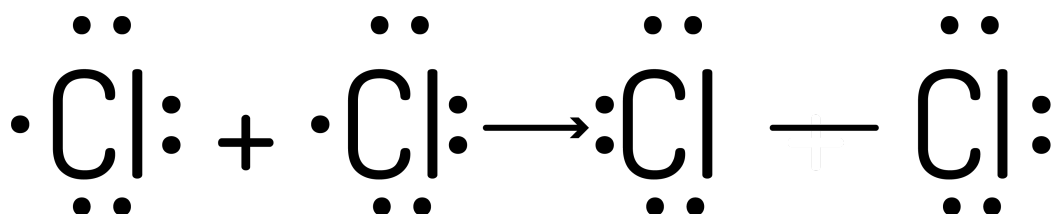
Os símbolos de Lewis também podem ser utilizados na representação de ligações covalentes. Ao fazer isso, os elétrons que são compartilhados devem ser alocados entre os seus átomos originais. Por exemplo, para o já discutido caso do H₂:



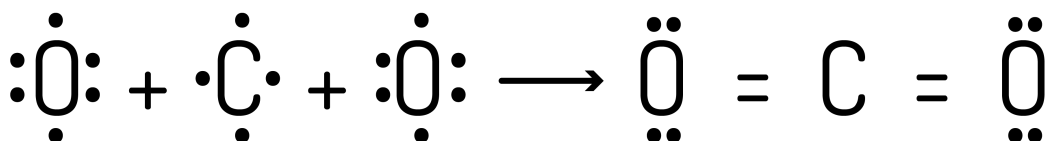
Note que alguns materiais apresentam uma representação das ligações covalentes de uma forma ligeiramente diferente, utilizando um traço para indicar o par de elétrons compartilhado. Assim, para a molécula de H₂, a representação da ligação covalente seria:



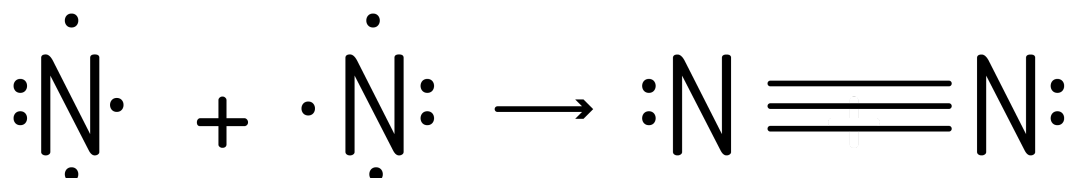
É importante lembrar que esse traço só deve ser utilizado para representar os pares de elétrons compartilhados. Os eventuais elétrons livres presentes em alguns dos átomos devem ser representados normalmente pelos pontos. Por exemplo, o composto molecular Cl₂ pode ser representado da seguinte forma:



Na teoria de Lewis, um átomo pode partilhar ou doar mais de um elétron para atingir sua forma estável, o que pode originar ligações **duplas** ou **triplas**. Um exemplo clássico de ligações duplas é o gás carbônico, CO₂. Dos átomos que formam esse composto, o carbono apresenta configuração eletrônica [He] 2s²2p², o que faz com que este precise de quatro elétrons para adquirir uma configuração eletrônica estável e completar o octeto. Já os átomos de oxigênio, de configuração eletrônica [He] 2s²2p⁴, irão precisar de dois elétrons cada para adquirir uma distribuição eletrônica estável e completar o octeto. Portanto, um átomo de carbono irá se ligar covalentemente a dois átomos de oxigênio, sendo que essa ligação será do tipo dupla, ou seja, haverá a partilha de dois elétrons de cada um dos dois átomos de oxigênio com o átomo de carbono:



Já no caso de ligações triplas, uma molécula muito comum deste caso é o nitrogênio, N₂. A configuração eletrônica deste elemento é [He] 2s²2p³, o que faz com que três elétrons sejam necessários para que o nitrogênio atinja a forma estável com o octeto completo. Assim, essa ligação ocorre da seguinte forma:



Anteriormente foi mostrada a representação da ligação covalente dupla utilizando o traço nos símbolos de Lewis. Essa forma torna mais fácil a visualização dessa ligação dupla entre os átomos.

Ligações metálicas

Um terceiro tipo de ligações que temos são as **ligações metálicas**, que surgem das forças eletrostáticas atrativas entre os elétrons, que são condutores, na forma de uma nuvem eletrônica e os íons metálicos positivos. Esse tipo de ligação é responsável por muitas propriedades físicas dos metais, como resistência, ductilidade, condutividade térmica e elétrica, opacidade e brilho.

Descrever a ligação metálica não é uma tarefa das mais fáceis. A teoria mais simples para descrever esse tipo de ligação é a **teoria do mar de elétrons**, a qual descreve um metal como cátions mergulhados em um mar de elétrons de valência. Esse mar de elétrons fica confinado no metal devido às atrações eletrostáticas que os cátions geram devido a sua distribuição uniforme na estrutura metálica. Observe que os elétrons são móveis, de forma que nenhum elétron ficará preso a um cátion específico.



Refleta

Apesar da teoria do mar de elétrons explicar e prever corretamente diversas características das ligações metálicas, ela é falha em algumas situações. Por exemplo, a força de ligação entre os átomos metálicos prevista por esse modelo aumenta de forma proporcional ao aumento do número de elétrons de valência, o que resulta em um aumento do ponto de fusão. Mas os metais do grupo 6, como Cr e W, que ocupam o centro dos metais de transição tem os maiores pontos de fusão em seus respectivos períodos. Você consegue sugerir uma resposta para essa falha?

Eletronegatividade e forças intermoleculares

Caro(a) aluno(a), quando dois átomos de um mesmo elemento estão ligados, os seus elétrons serão compartilhados de maneira igualitária. Mas quando a ligação ocorre com elementos diferentes, não é isso que vemos: existe sempre a tendência que um átomo atraia mais os elétrons que o outro. Por exemplo, sejam dois elementos encontrados em lados opostos da tabela periódica, como no caso do cloreto de sódio já comentado, o NaCl, praticamente não existe partilha de elétrons: sabemos que ocorre uma ligação iônica.

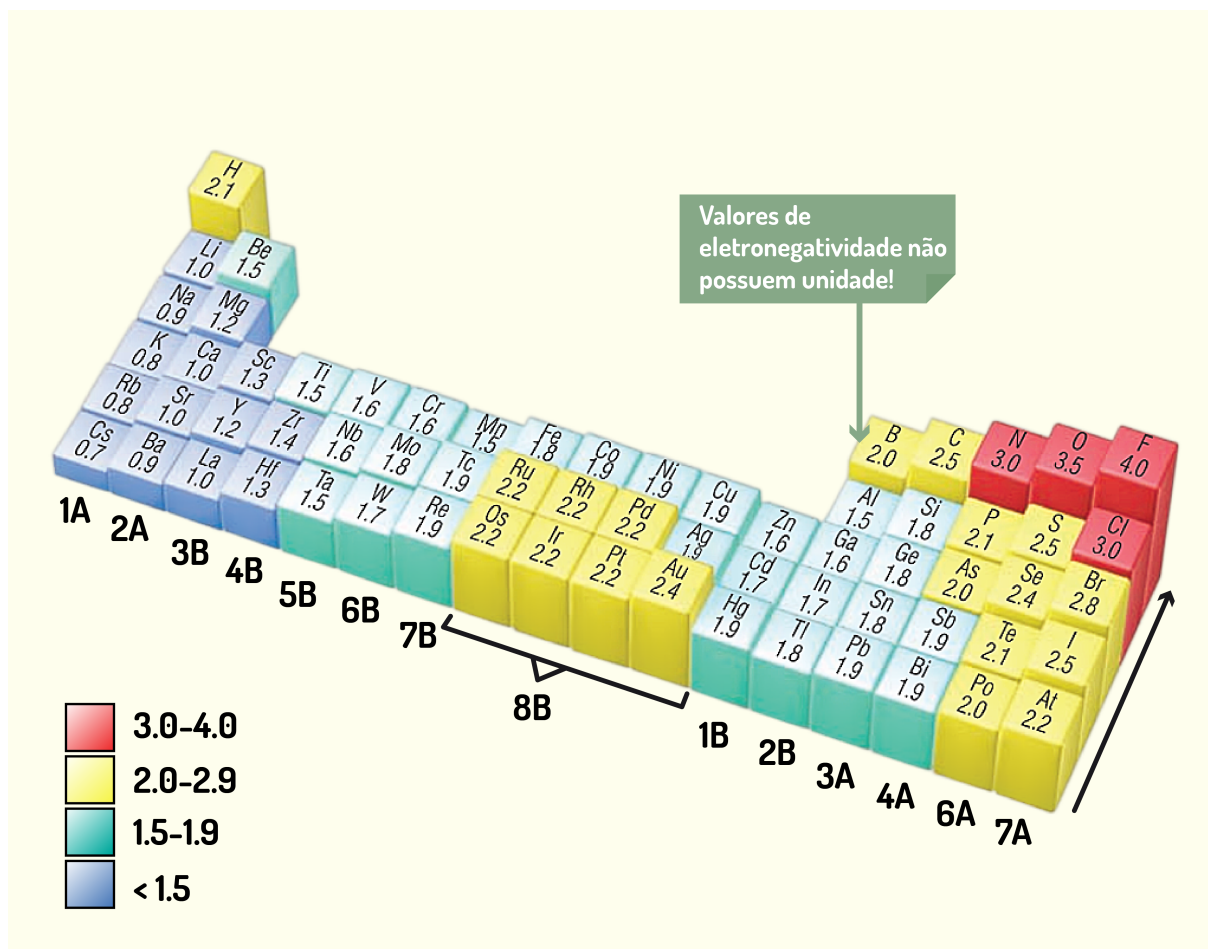
A medida de quão **compartilhado** se encontram elétrons é feita por meio da **polaridade da ligação**. Ocorrendo uma partilha equivalente dos elétrons em uma ligação faz com que tenhamos uma **ligação apolar**. Já quando um dos átomos exerce maior atração para o elétron, temos uma **ligação polar**. Dessa definição, temos que todas as ligações iônicas são polares, enquanto as ligações covalentes podem ser tanto polares quanto apolares.

Eletronegatividade

Para estimarmos o quanto um átomo irá atrair um elétron usamos uma quantidade conhecida como **eletronegatividade**. A eletronegatividade é definida como a **capacidade de atração que um átomo possui sobre elétrons em uma ligação química**. Portanto, quanto maior for a eletronegatividade de um átomo, maior será a força atrativa exercida por esse átomo sobre os elétrons.

A eletronegatividade de um átomo em uma molécula se relaciona à energia de ionização e à afinidade eletrônica. Átomos com afinidade eletrônica muito negativa e alta energia de ionização irão apresentar alta eletronegatividade. Mas note que a energia de ionização e a afinidade eletrônica se referem ao átomo isolado; a eletronegatividade sempre se refere ao átomo ligado.

Os valores de eletronegatividade mostrados na Figura 2.18 podem ser utilizados para determinar a polaridade de uma molécula: basta utilizar a eletronegatividade de cada átomo da molécula e analisar via uma operação de subtração vetorial. Para sabermos a polaridade da molécula diatômica basta averiguar o módulo da diferença de eletronegatividade dos átomos: se esse valor for igual a **zero**, a molécula é **apolar**; caso contrário, a molécula é **polar**.



2FIGURA 18.21 - Ligação covalente entre dois átomos de hidrogênio FONTE: Adaptada de Brown (2015, p. 310).

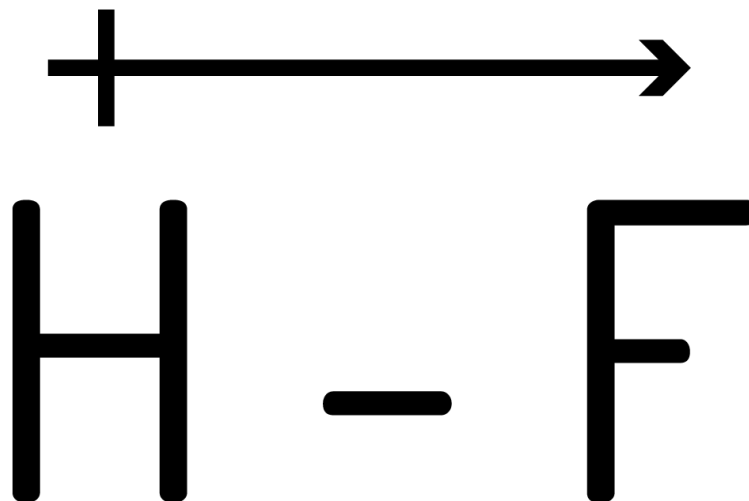
Analisemos a eletronegatividade nos seguintes compostos de flúor:

1. F_2 : a diferença de eletronegatividade aqui será $(4,0 - 4,0) = 0$. Então, essa molécula é **covalente apolar**.
2. HF : a diferença de eletronegatividade aqui será $(4,0 - 2,1) = 1,9$. Portanto, essa molécula é **covalente polar**. Como a eletronegatividade do flúor é maior que a do hidrogênio, a carga negativa, que são os elétrons, se encontrará mais próxima do flúor, ou seja, existe a formação de uma distribuição de carga nessa molécula:

δ^+ δ^-

H - F

ou



δ^+ (delta mais) e δ^- (delta menos) são símbolos usados para representarmos as cargas parciais formadas. A seta ($\rightarrow$) também é usada com o mesmo fim, partindo do elemento de menor valor de eletronegatividade indo para o elemento de maior valor de eletronegatividade. A existência de uma diferença de eletronegatividade gera um **dipolo**.

1. LiF: a diferença de eletronegatividade aqui será $(4,0 - 1,0) = 3,0$. Sabemos que essa molécula é **iônica**, ou seja, não há partilha alguma de elétrons, o flúor tomou um elétron do lítio. Observe que a diferença de eletronegatividade aqui é maior que a diferença vista no HF.

Geralmente, aluno(a), quando se tem que a diferença de eletronegatividade é maior que 2, a ligação é iônica. Para moléculas mais complexas que as diatômicas, devemos fazer uso de cálculo vetorial para avaliarmos a polaridade da molécula.

Forças intermoleculares

Agora que temos uma base teórica sobre a estrutura eletrônica dos átomos e a eletronegatividade, podemos compreender melhor alguns fenômenos que ocorrem em substâncias líquidas e sólidas, inclusive a organização molecular nesses diferentes estados físicos. Para isso, vamos estudar as forças que existem e atuam entre as moléculas, chamadas de **forças intermoleculares**. Compreendendo essas forças intermoleculares, conseguiremos responder a perguntas, como: por que algumas plantas flutuam? Ou por que certos insetos são capazes de caminhar sobre a água?

Você, querido(a) aluno(a), já sabe que existem diferenças significativas de organização molecular de acordo com o estado físico da matéria. Nos gases, as moléculas se encontram bem espaçadas, em um movimento caótico contínuo e em alta velocidade. Ou seja, no estado gasoso as forças moleculares são praticamente inexistentes e, por isso, quase não se estudam as forças intermoleculares nesse estado físico.

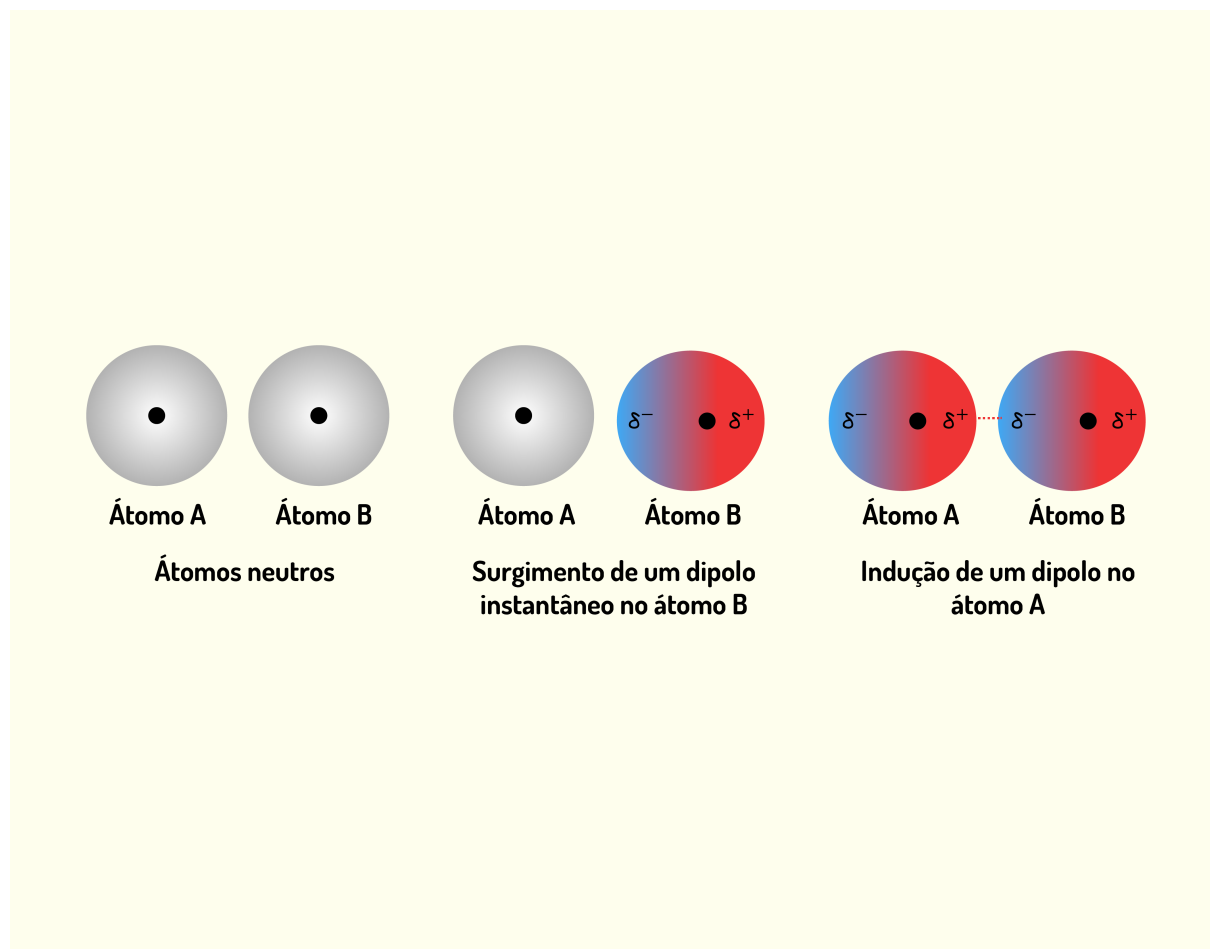
Essas forças intermoleculares apresentam-se de forma significativa nos outros dois estados físicos da matéria: nos **líquidos**, elas são fortes o suficiente para que as moléculas se mantenham consideravelmente unidas, o que torna os líquidos mais densos, com volume definido e menos compressíveis que os gases. Nos sólidos, as forças intermoleculares são ainda mais fortes, mantendo as moléculas praticamente presas em posições bem definidas, o que torna os sólidos pouco compressíveis, mais densos e de forma e volume definidos.

As forças intermoleculares geralmente são mais fracas que as forças das ligações iônicas e covalentes. Isso explica o fato de que geralmente precisamos de menos energia para promover uma mudança de estado físico do que para quebrar uma ligação. Algumas propriedades físicas podem, inclusive, ser explicadas por meio das forças intermoleculares: a **temperatura de ebulição dos líquidos** nada mais é do que uma medida indireta das forças intermoleculares - quanto mais alta a temperatura de ebulição, mais fortes são as forças intermoleculares; de forma semelhante, a **temperatura de fusão dos sólidos** também é uma representação direta das forças intermoleculares.

As moléculas estão sujeitas a **três tipos** de interações intermoleculares:

Forças de dispersão

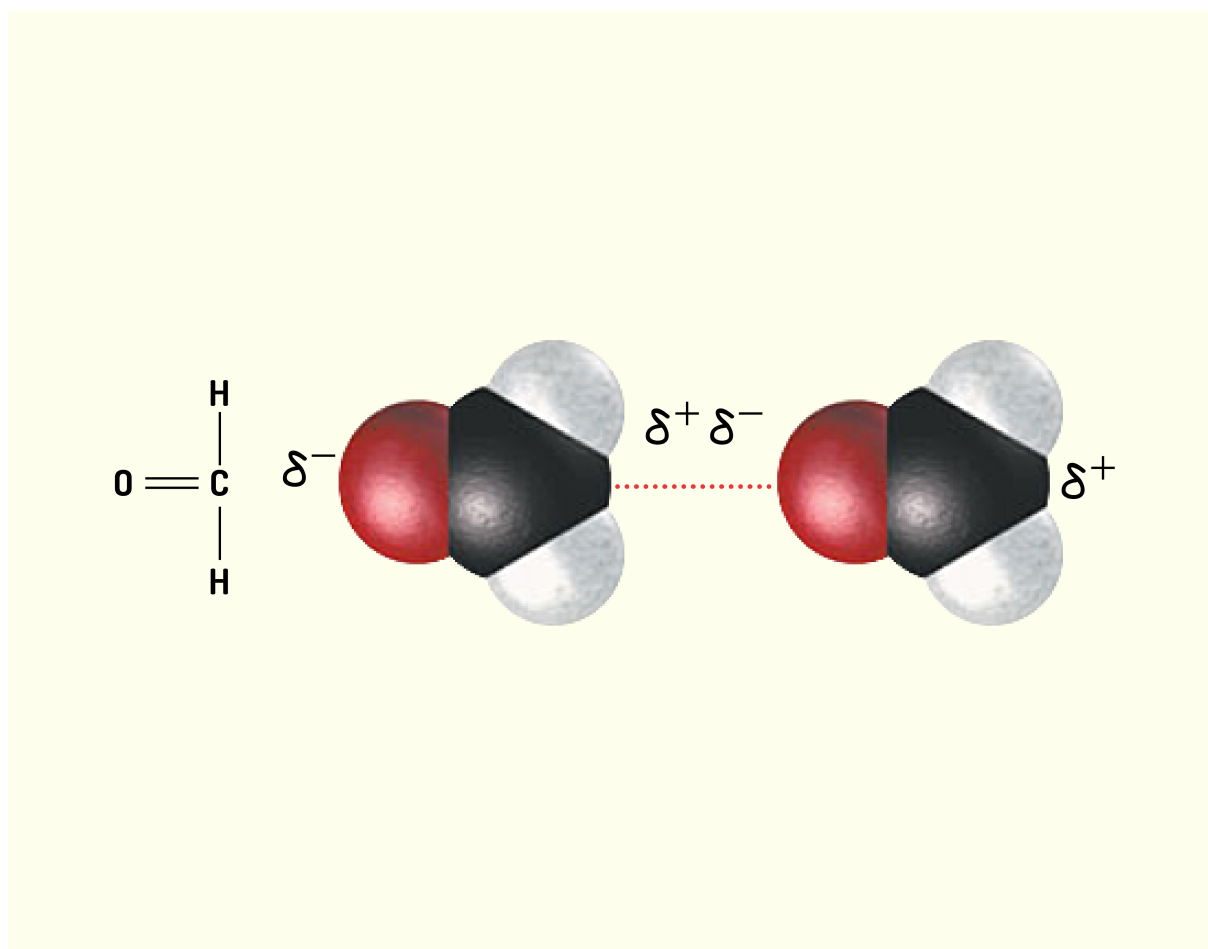
também é chamada de **força de dispersão de London**, é uma força interessante que gera dipolos mesmo em moléculas apolares. O movimento contínuo que os elétrons fazem ao redor do núcleo origina dipolos instantâneos em um átomo, ou seja, em algum momento, os elétrons se encontrarão concentrados em uma região, tornando-a carregada negativamente, o que desencadeia um efeito em cascata, afetando também os átomos vizinhos, gerando novos dipolos. A intensidade dessa força depende da **polarizabilidade** que mede a facilidade da distribuição de carga eletrônica das moléculas se distorcer. Geralmente, a polarizabilidade aumenta conforme o número de elétrons dos átomos em uma molécula aumenta e também de acordo com o tamanho da molécula.



2FIGURA 19.21 - Representação das forças de dispersão FONTE: Adaptada de Brown (2015, p. 447).

Forças dipolo-dipolo

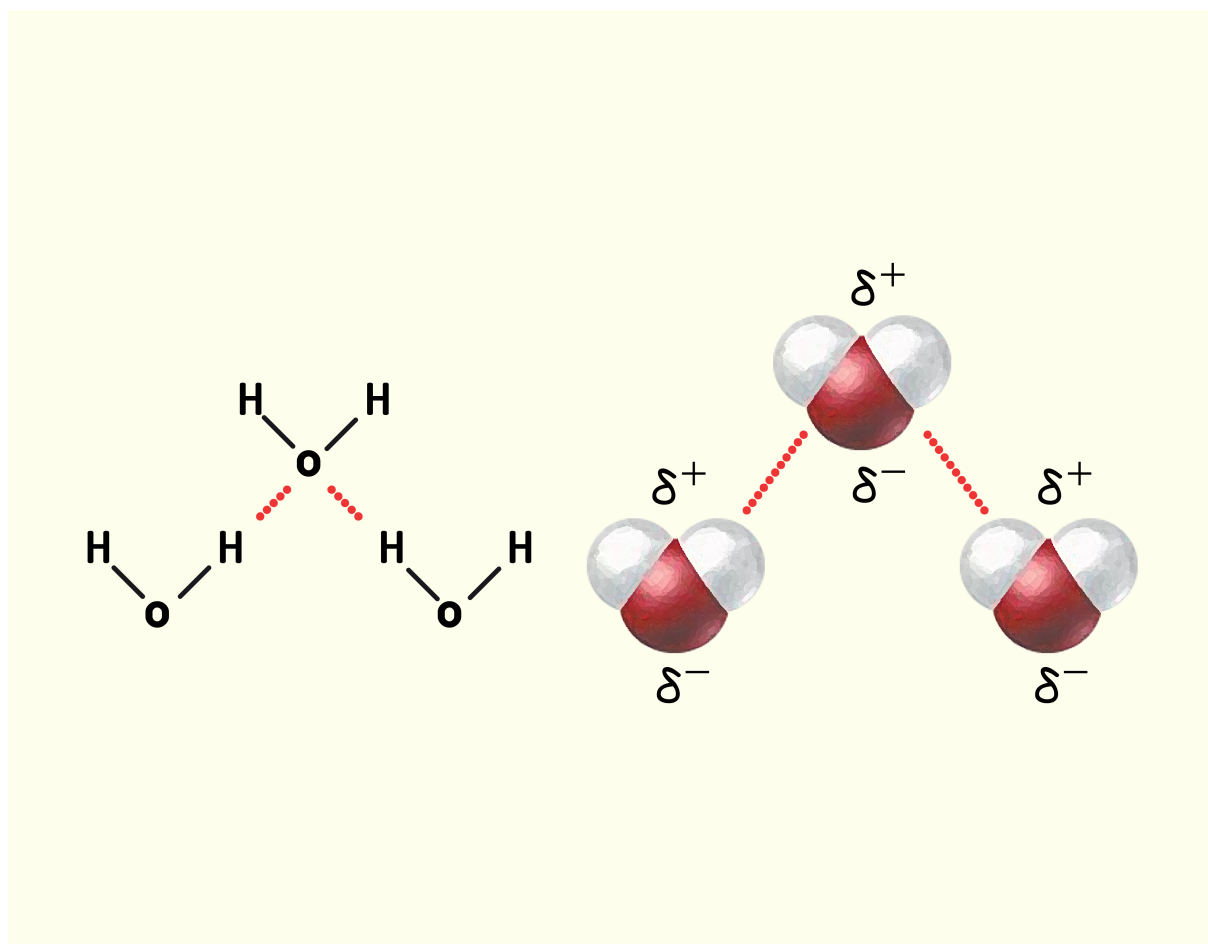
Também chamada de **forças de Van der Waals**, é uma força que surge devido à existência de dipolos permanentes nas moléculas. Os polos positivos de uma molécula tendem a atrair os polos negativos de outras moléculas, assim como a repulsão de polos iguais também ocorrerá. As forças dipolo-dipolo só são significativas quando as moléculas se encontram muito próximas umas das outras.



2FIGURA 20.21 - Representação das forças dipolo-dipolo para duas moléculas de formaldeído (CH₂O) FONTE: Adaptada de Tro (2011, p. 426).

Ligação de hidrogênio

Essa força intermolecular é um caso especial de força dipolo-dipolo. Trata-se de uma atração que surge entre um átomo de hidrogênio ligado em um átomo altamente eletronegativo (F, O ou N) e átomos eletronegativos pequenos em outras moléculas. Ou seja, os hidrogênios ligados a átomos de F, O ou N de uma molécula podem interagir com átomos de F, O ou N de outras moléculas, formando ligações de hidrogênio. As ligações de hidrogênio são as mais fortes forças intermoleculares, sendo amplamente encontradas em diversos sistemas.



2FIGURA 21.21 - Representação das ligações de hidrogênio, em linha vermelha pontilhada, que ocorrem entre moléculas de água FONTE: Adaptada de Tro (2011, p. 428).

As forças intermoleculares também auxiliam na compreensão de algumas propriedades dos líquidos, como **viscosidade**, **tensão superficial** e **capilaridade**. A **viscosidade** fornece uma medida da resistência do líquido ao escoamento, ou seja, quanto maior for a viscosidade de um líquido, mais lento será o escoamento do líquido. Como a viscosidade deriva diretamente das forças atrativas entre as moléculas e das formas e flexibilidade das moléculas, a viscosidade tende a aumentar com o aumento da massa molecular para a maioria dos compostos.

A **tensão superficial** é a capacidade que alguns líquidos possuem de apresentar uma superfície semelhante a uma camada elástica. Essa propriedade é facilmente vista na água, onde alguns insetos conseguem andar sobre as águas como se esta não fosse líquida. Essa **elasticidade** vista nas superfícies de alguns líquidos ocorre por um desequilíbrio de forças na superfície deste líquido, onde as moléculas não estarão sujeitas a forças atrativas em todas as direções. Isso faz com que as moléculas da superfície sejam puxadas para baixo, reduzindo a área superficial e empacotando as moléculas superficiais de uma forma mais densa, o que faz com que a superfície elástica surja. A tensão superficial também explica o porquê das gotas de água serem esféricas: de uma forma simplificada, temos que a esfera é a forma geométrica que apresenta a menor área superficial para um determinado volume e a tensão superficial pode ser vista como uma medida da energia necessária para aumentar a área superficial de um líquido em uma unidade.

Já a **capilaridade** é o efeito que vemos ao acondicionar tubos de pequeno diâmetro em algum fluido, como a água, onde o fluido escala as paredes do tubo pela ação capilar. Compreender a capilaridade é um pouco mais complexo que a viscosidade e a tensão superficial. Precisamos saber das **forças coesivas** (forças que ligam moléculas similares entre si) e as **forças adesivas**

(forças que ligam substâncias a superfícies). As forças adesivas promovem uma tendência de aumento da área superficial do líquido enquanto a tensão superficial tende a gerar uma diminuição da área. Essa competição entre as forças adesivas e a tensão superficial resulta no fluido subindo as paredes do tubo. A altura que o líquido é capaz de subir é determinada pelo equilíbrio da força gravitacional com as forças adesivas e coesivas. A forma como o fluido sobe também depende dessas forças: quando **as forças coesivas são maiores** que as adesivas, as moléculas aderem mais entre si, formando uma superfície convexa, na forma de um U invertido, como é o caso do mercúrio em um tubo capilar de vidro. Já quando **as forças adesivas são maiores** que as forças coesivas, nota-se o oposto, ou seja, temos a formação de uma superfície côncava, na forma de U, como é o caso da água em um tubo capilar de vidro.



Indicação de leitura

Nome do livro: Introductory Chemistry - Fourth Edition

Editora: Pearson

Autor: Nivaldo J. Tro

ISBN: 978-0-321-68793-7

Um material com linguagem simplificada e muito bom para o estudo de química geral.



Indicação de leitura

Nome do livro: Física em 12 Lições Fáceis e não tão Fáceis

Editora: Nova Fronteira

Autor: Richard P. Feynman

ISBN: 978-85-209-3515-6

Um material interessante para introduzir o(a) aluno(a) no mundo da quântica, aumentando a sua compreensão do mundo atômico.

UNIDADE III

Funções inorgânicas

Renam Luis Acorsi

Introdução

Caro(a) aluno(a), como já sabemos, os átomos podem se ligar e constituir moléculas e, como você pode imaginar, mesmo moléculas diferentes podem apresentar características semelhantes. Logo, podemos agrupar essas moléculas com características semelhantes em grupos, sendo dois os grupos de maior destaque: as funções orgânicas e as funções inorgânicas. O primeiro grupo é muito mais complexo, necessitando um estudo muito mais aprofundado e não será tratado aqui. Nosso foco são as funções inorgânicas, cujo estudo serve de alicerce para compreendermos as funções orgânicas.

As funções inorgânicas podem ser separadas em quatro subgrupos principais: os ácidos, as bases, os sais e os óxidos. Certamente, você já interagiu com alguma substância desse grupo em sua vida: na culinária, os ácidos são facilmente identificáveis pelo seu sabor azedo e as bases, pelo sabor marrento. Já o cloreto de sódio, talvez o mais famoso dos sais, está presente em quase todos os alimentos que produzimos. Quanto aos óxidos, basta olhar para uma superfície de alumínio ou de ferro enferrujado para identificá-los. Agora, iremos ver o que existe além do azedo, marrento, salgado e enferrujado. Vamos identificar o que caracterizam esses grupos químicos e quais suas principais características, de modo que, ao nos depararmos com uma molécula inorgânica, sejamos capazes de classificá-la adequadamente e até mesmo prever o comportamento dessa molécula em determinadas situações.

Ácidos e bases: uma introdução

Querido(a) aluno(a), todas as funções inorgânicas devem ser comuns a você já. Os ácidos são amplamente encontrados nos alimentos, sendo fácil distinguir um alimento ácido, como o vinagre, os limões, kiwis e as laranjas. Esses alimentos possuem sabor azedo e fazem com que você produza mais saliva. As bases também são identificáveis em alimentos, principalmente em frutas não maduras: alimentos básicos produzem um sabor marrento, que **amarra** a boca. Também podemos citar os sais como funções inorgânicas comuns em nossa culinária, visto que um dos principais temperos que utilizamos é o sal de cozinha, o cloreto de sódio. Diferentemente dos ácidos e bases, os sais não possuem um sabor ou efeito palatável típico. Finalmente, os óxidos não são tão comuns na nossa cozinha: talvez, o exemplo mais comum que temos de óxidos em nossas vidas, sejam a ferrugem, que é um óxido de ferro, e o óxido de alumínio, um óxido que cobre toda a superfície de materiais feitos à base do metal alumínio. Portanto, apenas com alguns simples exemplos, podemos ver que as funções inorgânicas nos rodeiam e são facilmente encontradas no nosso dia a dia.

É claro que ácidos, bases e sais não se limitam a uso culinário: diversas indústrias fazem uso dessas substâncias em diversas fases de seus processos. Todas essas quatro classes de substâncias são muito importantes para a manutenção da vida em todos os seus níveis e também: uma das moléculas fundamentais para a vida é um ácido - o ácido desoxirribonucleico ou DNA. Diversos sais e óxidos também são importantes para a nutrição celular, sendo essenciais para o metabolismo, que é um conjunto de reações que mantêm a vida.

Industrialmente falando, os ácidos e bases são muito úteis como solventes, sendo capazes de dissolver algumas substâncias de forma parecida com o que vemos ao adicionar água em um comprimido efervescente. Todas as substâncias dessas funções orgânicas podem ser aplicadas amplamente em diversos setores das indústrias: metalúrgica, de fertilizantes, alimentícia e farmacêutica, são só alguns exemplos de setores industriais que fazem uso intensivo de substâncias pertencentes às quatro funções inorgânicas que estudaremos na presente Unidade.

Propriedades genéricas dos ácidos

De uma forma geral, todos os ácidos devem apresentar as seguintes características:

1. Sabor azedo.
2. Capacidade de dissolver diversos metais.
3. Tornam papel tornassol azul em vermelho.



Fique por dentro

O papel tornassol é uma fita utilizada em laboratório para checar a acidez de uma solução. Em soluções que não são nem ácidas nem básicas, que são soluções ditas neutras, a cor do papel tornassol é roxa. Note que, apesar de prático, esse método não é preciso para determinar a acidez de uma solução.

Para começarmos a nos familiarizar com alguns dos mais comuns ácidos, vejamos alguns exemplos de ácidos. O **ácido clorídrico**, HCl , é um dos componentes do nosso suco estomacal, sendo responsável por auxiliar na quebra das moléculas dos alimentos e também na manutenção da microbiota de nosso estômago. Industrialmente, esse ácido também é utilizado na decapagem de aço e produção de compostos orgânicos e inorgânicos.

Outro ácido inorgânico muito comum é o **ácido sulfúrico**, H_2SO_4 . Esse ácido é muito importante para a indústria, sendo uma das principais *commodities* atuais. Dentre suas aplicações, podemos citar a produção de ácido fosfórico para a indústria de fertilizantes, a produção de hidrogênio, agente de limpeza industrial, catalizador de inúmeras reações químicas e também como eletrólito em baterias de automóveis.

Outro ácido tão importante comercialmente quanto o sulfúrico é o **ácido nítrico**, HNO_3 . Esse ácido é muito utilizado na síntese de substâncias orgânicas, principalmente no processo de nitração. Pode-se citar também seu uso como oxidante e propelente de foguetes.

Outro ácido digno de destaque é o **ácido acético**, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Esse ácido é um ácido orgânico, mas muito comum em nossas vidas: ele é o principal componente do vinagre que utilizamos na cozinha. Além desse uso, ele se destaca na indústria de síntese de produtos orgânicos e como um solvente útil, além de também ser utilizado em aplicações médicas.

Propriedades genéricas das bases

De uma forma geral, todas as bases apresentarão as seguintes características:

1. Sabor amargo/marrento.
2. O contato com bases dá uma impressão escorregadia.
3. Tornam papel tornassol vermelho em azul.



Fique por dentro

Não temos muitos usos de bases em nossa culinária e isso provavelmente se deve a um traço evolutivo para nos proteger dos alcaloides, uma classe de bases orgânicas encontradas geralmente em plantas. Diversos alcaloides são venenosos, de forma que nossos antepassados acabaram por desenvolver uma aversão ao gosto amargo para evitar morte por envenenamento. Como hoje temos mais facilidade para identificar alimentos venenosos, diversas pessoas acabam por desenvolver no decorrer da vida gosto pelo sabor amargo.

Aluno(a), para começarmos a nos familiarizar com as bases mais comuns, também veremos alguns exemplos de bases. Talvez, a mais famosa das bases seja o **hidróxido de sódio**, NaOH. Mais de 50% da produção dessa base é destinada a usos industriais, principalmente para a produção de papel e sabão, digestão de tecidos em fazendas animais, agente de limpeza e em processos que fazem uso do alumínio.

O **hidróxido de potássio**, KOH, também é uma base de uso industrial bem difundido. Essa base é muito utilizada como precursora na síntese de compostos de potássio, na manufatura do biodiesel e na indústria petroquímica, para remover ácidos orgânicos e compostos que contenham enxofre. Outro uso de destaque do hidróxido de potássio é nas baterias alcalinas, pois essa base, quando em solução, gera um bom condutor.

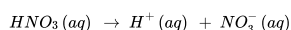
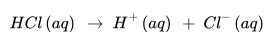
Definindo ácidos e bases

Os ácidos e bases são classes de substâncias utilizadas a um bom tempo pela humanidade, sendo caracterizados com base em suas propriedades. No entanto, definições mais precisas desses tipos de substância iriam surgir apenas alguns anos mais tarde, com o desenvolvimento das teorias atômicas e melhor compreensão da química.

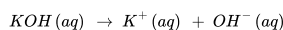
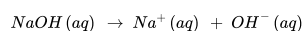
Por volta do ano 1800, era evidente para os cientistas que os ácidos eram substâncias que continham o hidrogênio em sua composição - note que eles sabiam que nem todas as substâncias que continham hidrogênio eram ácidas, mas que todos os ácidos continham nitrogênio. Nesse cenário, durante a década de 1880, o químico sueco **Svante August Arrhenius** (1859-1927) propôs a seguinte definição para ácidos e bases:

- Uma substância será dita um **ácido** se, ao ser dissolvida em água, produzir íons H^+ , aumentando a concentração deste na solução aquosa.
- Uma substância será dita uma **base** se, ao ser dissolvida em água, produzir íons **hidroxila**, OH^- , aumentando a concentração deste na solução aquosa.

Se analisarmos a dissolução em água dos ácidos clorídrico, sulfúrico e nítrico, veremos que essa definição é correta:



De forma semelhante, para as bases citadas anteriormente:

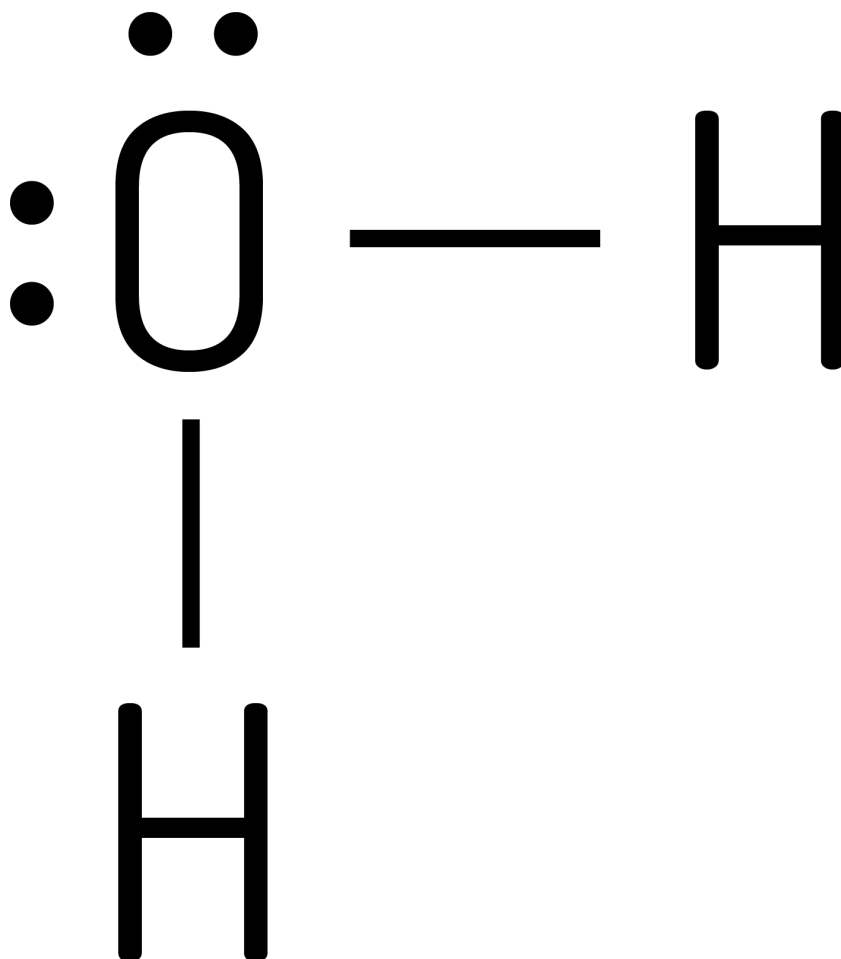


Essa definição de ácidos e bases fornecida por Arrhenius, apesar de útil, é **extremamente limitada**, principalmente pelo fato de depender de soluções aquosas. Além disso, diversos exemplos de bases não liberam o íon hidroxila quando se encontram em solução aquosa.

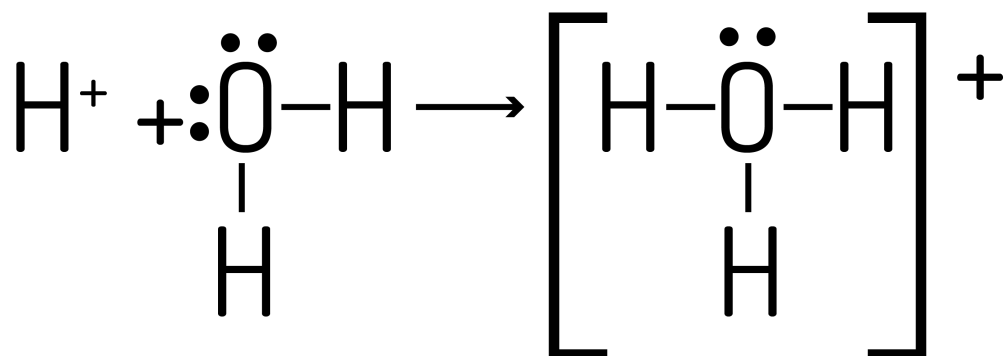
Devido a essas limitações, em 1923, o químico dinamarquês **Johannes Nicolaus Brønsted** (1879-1947) e o físico-químico britânico **Thomas Martin Lowry** (1874-1936) propuseram, de forma independente, uma nova definição para ácidos e bases. Nessa nova definição, conhecida como **definição de Brønsted-Lowry**, devemos analisar a transferência de íons H^+ entre as substâncias. Para compreendermos melhor essa definição, vejamos um pouco sobre o comportamento do íon H^+ na água.

Se nos lembrarmos do hidrogênio, temos que ele nada mais é do que um próton e um elétron. Assim, o íon H^+ nada mais é do que um **próton**, o que faz com que ele se torne extremamente reativo com qualquer substância que apresente alguma densidade eletrônica. Se analisarmos a água com o diagrama de Lewis, veremos que o oxigênio irá apresentar dois pares de

elétrons livres:

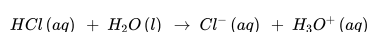


Nesse caso, o próton H^+ irá interagir com a água formando o íon **hidrônio**, H_3O^+ .



Prever o comportamento do íon hidrônio em água é algo consideravelmente complexo, visto que essa molécula pode gerar ligações de hidrogênio entre si. Nos textos de química, tanto o $\text{H}^+(\text{aq})$ quanto o $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ são usados para representar o próton característico dessa situação. Geralmente, o $\text{H}^+(\text{aq})$ acaba sendo mais utilizado por questões de simplicidade.

Vamos rever a reação de dissolução do ácido clorídrico, apresentada anteriormente. No entanto, agora iremos considerar a água na qual o ácido é dissolvido como um reagente. A equação de dissolução do ácido ficará:

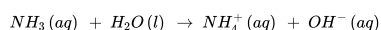


Analisando essa reação, temos que o ácido clorídrico está doando um próton, o H^+ , e a água está recebendo esse próton. Ou seja, temos uma espécie que doa prótons e uma espécie que recebe esses prótons. Agora, temos a definição de ácido e base de Brønsted-Lowry:

- Um **ácido de Brønsted-Lowry** é uma substância que **doa prótons** para uma substância.
- Uma **base de Brønsted-Lowry** é uma substância que **recebe prótons** de uma substância

Portanto, na reação analisada anteriormente, o ácido clorídrico é um ácido de Brønsted-Lowry e a água é uma base de Brønsted-Lowry.

Para vermos o caso de uma base de Brønsted-Lowry, analisemos o caso da dissolução de amônia em água:



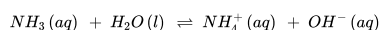
Note que a amônia recebeu um próton da água, ou seja, a amônia é uma base de Brønsted-Lowry e a água, nessa situação, agiu como um ácido de Brønsted-Lowry.

Veja que a água atua tanto como ácido como base nos exemplos mostrados anteriormente. Essa característica não é exclusiva da água: diversas substâncias podem atuar como ácidos de Brønsted-Lowry em uma determinada situação e em outra situação, se comportam como bases Brønsted-Lowry. Essas substâncias que podem agir tanto quanto ácido quanto como base são chamadas de **substâncias anfóteras**.

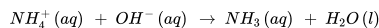
Pares conjugados ácido-base

Uma situação com a qual nos deparamos constantemente ao lidarmos com soluções aquosas, são também as reações reversíveis, que acontecem em ambos sentidos. Nessas reações, a seta reacional apresenta dois sentidos, ou seja, $\rightleftharpoons$. A equação da dissolução da amônia mostrada anteriormente, por exemplo, é uma dessas reações reversíveis. Logo, a forma correta de

representar essa reação é:

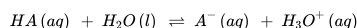


A reação direta, a que ocorre da esquerda para a direita, foi a que analisamos segundo a definição ácido-base de Brønsted-Lowry. Agora, para a reação reversa, ou seja, aquela que acontece da direita para a esquerda:



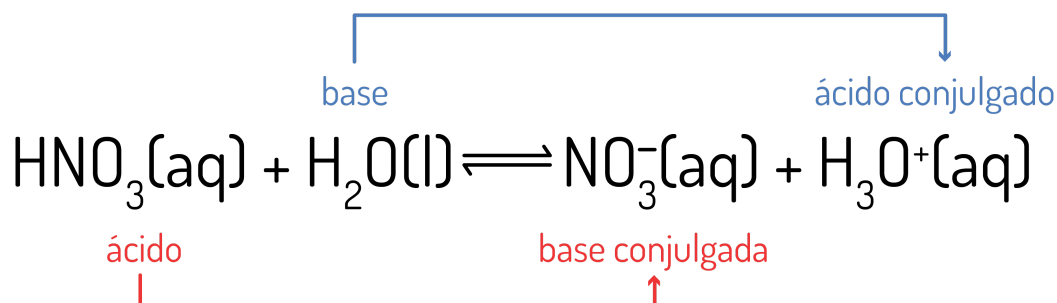
Analisando esta reação reversa, temos que o íon amônio, NH_4^+ , irá doar um próton para o íon hidroxila. Ou seja, o amônio é um ácido de Brønsted-Lowry e a hidroxila é uma base de Brønsted-Lowry. Dizemos, então, que a amônia e o íon amônio são um par conjugado ácido-base.

Podemos definir um par conjugado ácido-base de uma forma mais genérica: um par de substâncias que diferem apenas por um próton na reação direta e reversa são ditos pares conjugados ácido-base. Por exemplo, para a seguinte reação genérica:



Temos que na reação direta a substância HA é um ácido de Brønsted-Lowry, pois doa um próton para a água e, na reação reversa, o íon hidrônio irá doar um próton para o íon A^- , que é uma base de Brønsted-Lowry. Como HA só difere de A^- por ter um próton a mais, temos que HA e A^- são um par conjugado ácido-base. Note que a água e o íon hidrônio também fazem um par conjugado ácido-base.

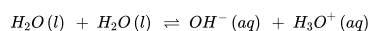
Todo ácido de Brønsted-Lowry terá uma base de Brønsted-Lowry conjugada, que é formada pela remoção de um próton do ácido. O inverso também é válido: toda base de Brønsted-Lowry terá um ácido de Brønsted-Lowry conjugado, formado pela adição de um próton à base. Com isso, em todas as reações ácido-base, teremos sempre dois conjuntos de pares conjugados ácido-base.



Analizando os ácidos e as bases

A autoionização da água

Como já destacamos anteriormente, prezado(a) aluno(a), a água é uma substância anfótera, capaz de agir tanto como ácido de Brønsted-Lowry, doando prótons, quanto como base de Brønsted-Lowry, recebendo prótons. Essa característica da água faz com que, em uma amostra de água pura, uma molécula de água seja capaz de doar prótons para outra molécula de água em um processo conhecido como **autoionização**, mostrado pela seguinte reação:



Apesar da água ser capaz de se autoionizar, isso não quer dizer que uma amostra de água pura irá se encontrar no estado ionizado. As reações direta e reversa anteriores ocorrem muito rapidamente, de forma que quase nenhuma molécula de água se encontrará ionizada; na verdade, cerca de 2 a cada 10⁹ moléculas de água se encontrarão ionizadas em condições ambiente. Isso é comprovado pelo péssimo condutor que a água é: se houvesse uma grande quantidade de moléculas ionizadas na água, ela seria um ótimo condutor.

A autoionização da água, no entanto, é um ponto muito importante para a química. Em condições de temperatura de 25°C, a concentração dos íons da reação de autoionização da água são de, aproximadamente, $1,0 \times 10^{-7} M$.



Fique por dentro

A concentração é uma grandeza muito comum na química, sendo o **molar** (1 M = 1 mol/L) a unidade mais comum desta grandeza. Ela indica quanto de uma substância temos em uma determinada quantidade de uma amostra. Por exemplo, se em 1 L de uma solução de ácido clorídrico temos 1 mol de HCl, então, a concentração de HCl nesta solução é 1 mol/L ou 1 M. Também destacamos que quando vamos expressar a concentração de uma substância, colocamos o símbolo dela entre colchetes. Assim, para a solução de ácido citada aqui, podemos escrever que $[HCl] = 1 M$.

Essa igualdade de concentração dos íons hidrônio e hidroxila nos leva à definição de **solução neutra**. Portanto, sempre que uma solução apresentar as mesmas concentrações de OH^- e H_3O^+ , estaremos lidando com uma solução neutra. Caso a concentração de hidrônio seja maior que a concentração de hidroxila, ou seja, $[H_3O^+] > [OH^-]$, teremos uma **solução ácida**. E, em último caso, se a solução apresentar uma concentração maior de hidroxila que de hidrônio, ou seja, $[OH^-] > [H_3O^+]$, teremos uma **solução básica**.

Ainda analisando os valores de concentrações sabidos na condição de 25°C, se tomarmos o produto da concentração dos íons hidrônio e hidroxila, iremos encontrar uma grandeza muito importante quimicamente: a **constante de ionização da água** ou **produto iônico da água**, representado pelo símbolo K_W .

$K_W = [OH^-] \cdot [H_3O^+]$	(3.1)
-------------------------------	-------

Como sabemos a concentração dos íons na temperatura de 25°C, podemos encontrar um valor para a Equação (3.1):

$K_W = [OH^-] \cdot [H_3O^+] = (1,0 \cdot 10^{-7}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-7})$	
$K_W = 1,0 \cdot 10^{-14}$	(3.2)

Esse valor de K_W , cujas unidades são omitidas por simplicidade, é muito útil para encontrarmos as concentrações dos íons H_3O^+ e OH^- , visto que ele é uma constante, seja para a água pura ou para outras soluções aquosas a $25^\circ C$. Ou seja, se soubermos ao menos a concentração de um dos íons em mol/L, automaticamente conseguimos calcular a concentração do outro íon nesta mesma unidade.

Exemplo 1: calcule a concentração de íons hidrônio em uma solução cuja concentração de íons hidroxila é 0,00020 M.

Solução:

Sabendo a concentração de íons hidroxila, podemos calcular a concentração de íons hidrônio e vice-versa em uma solução aquosa. Para tal, basta utilizarmos o produto iônico da água, K_W . Então, utilizando a Equação 3.1 e o resultado mostrado em 3.2:

$$K_W = 1,0 \cdot 10^{-14} = [OH^-] \cdot [H_3O^+]$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = (0,00020) \cdot [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,00020}$$

$$[H_3O^+] = 5,0 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

Exemplo 2: calcule a concentração de íons hidroxila em uma solução cuja concentração de íons hidrônio é $4,5 \cdot 10^{-12}$ M.

Solução:

Sabendo a concentração de íons hidrônio, podemos calcular a concentração de íons hidroxila e vice-versa em uma solução aquosa. Para tal, basta utilizarmos o produto iônico da água, K_W . Então, utilizando a Equação 3.1 e o resultado mostrado em 3.2:

$$K_W = 1,0 \cdot 10^{-14} = [OH^-] \cdot [H_3O^+]$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = [OH^-] \cdot (4,5 \cdot 10^{-12})$$

$$[OH^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-12}}$$

$$[OH^-] = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

0 pH

Vimos, aluno(a), que, para analisarmos a acidez de uma amostra, precisamos saber qual é a concentração dos íons hidrônio ou hidroxila da solução. No entanto, ficar trabalhando com o uso de uma escala que faz uso de notações científicas pode ser um pouco trabalhoso. Dessa forma, os químicos construíram uma escala para melhor trabalharmos com a acidez de uma solução.

Essa escala utilizada para medir a acidez ou basicidade de uma solução é conhecida como **escala de pH**, a qual usa como base a concentração de íons hidrônio da solução. Nesta escala, tem-se o seguinte:

- soluções de pH maior que 7 são **básicas**;
- soluções de pH menor que 7 são **ácidas**;
- soluções de pH igual a 7 são **neutras**.



3FIGURA 1.1 - Escala de pH para algumas substâncias FONTE: Bigun (123RF)

A escala de pH é facilmente obtida pela concentração de íons H_3O^+ da solução. Para convertermos $[H_3O^+]$ em pH, e vice-versa, basta utilizarmos a Equação 3.3:

$pH = -\log [H_3O^+]$	(3.3)
-----------------------	--------------

Veja, se aplicarmos a Equação 3.3 à água a 25°C, onde temos que $[H_3O^+]$ é $1,0 \cdot 10^{-7} M$, iremos encontrar:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1,0 \cdot 10^{-7})$$

$$pH = -(-7,0)$$

$$pH = 7,0$$

Esse valor coincide com o que foi postulado anteriormente para uma solução neutra e também com o que foi definido anteriormente como uma solução neutra.

Fica interessante dizer aqui que os valores de pH serão mostrados na maioria das fontes com duas casas decimais, no máximo, pois isso decorre do valor utilizado de K_W para a calibração dos equipamentos de medida de pH. Também é interessante notar que, nessa escala de pH, quando a concentração de hidrônio aumenta, o pH irá diminuir.

Exemplo 3: calcule o pH das soluções mostradas nos Exemplos 1 e 2.

Solução:

Na solução do Exemplo 1 calculamos que a concentração de hidrônio é de $5,0 \cdot 10^{-11}$ M. Utilizando, então, a Equação (3.3):

$$\begin{aligned}pH &= -\log [H_3O^+] = -\log (5,0 \cdot 10^{-11}) \\pH &= 10,30\end{aligned}$$

Já na solução do Exemplo 2, foi fornecido que a concentração de hidrônio é $4,5 \cdot 10^{-12}$ M. Utilizando, então, a Equação (3.3):

$$\begin{aligned}pH &= -\log [H_3O^+] = -\log (4,5 \cdot 10^{-12}) \\pH &= 11,35\end{aligned}$$

Na escala de pH devemos ter em mente que uma diferença de uma unidade de pH de uma solução indica, na realidade, uma diferença de 10 vezes na concentração de íons hidrônio das soluções. Veja, para uma solução possuir pH igual a 5,00, deve apresentar concentração de íons hidrônio igual a $1 \cdot 10^{-5}$ M, enquanto uma solução de pH 6,00 deverá apresentar concentração de íons hidrônio igual a $1 \cdot 10^{-6}$ M. Ou seja, a solução de pH 5,00 possui 10 vezes mais íons hidrônio que a solução de pH 6,00.

Alguns materiais também costumam citar uma outra escala para medirmos quão ácida ou básica é uma solução, a escala de pOH. Ela é muito semelhante à escala de pH, mas ao invés de tomar a concentração de íons hidrônio como base, ela toma a concentração de íons hidroxila:

$pOH = -\log [OH^-]$	(3.4)
----------------------	-------

Quimicamente, o símbolo p pode ser entendido como $-\log$ de uma quantia. Assim, pK_W seria simplesmente $-\log K_W$, que é igual a 14. Utilizando as propriedades do logaritmo, chegamos a uma conclusão interessante aqui:

$pK_W = -\log (K_W)$	
$pK_W = -\log ([H_3O^+] \cdot [OH^-])$	
$pK_W = -\log [H_3O^+] + (-\log [OH^-]) = 14$	
$14 = pH + pOH$	(3.5)

Note que a Equação (3.5) é válida para soluções a 25°C.

Observe também que, a partir de um valor de pH ou pOH, você pode encontrar a quantidade de íons hidroxila ou hidrônio contidos em uma solução. Basta aplicar a operação inversa do logaritmo na base 10, que é utilizado no cálculo do pH. Assim, caso queira determinar a quantidade de íons $[H^+]$ ou $[OH^-]$ em uma solução, basta utilizar a seguinte relação:

$[H^+] = 10^{-pH}$	(3.6a)
$[OH^-] = 10^{-pOH}$	(3.6b)

Como você deve ter notado, caro(a) aluno(a), até o momento viemos desenvolvendo o equacionamento para soluções a 25°C. No entanto, em diversas situações industriais e mesmo laboratoriais, você não irá trabalhar com soluções a 25°C. Como você deve proceder em tais situações?

Em laboratórios, o pH de uma solução pode ser facilmente medido com o auxílio de um aparelho conhecido como pHmetro. Para entender completamente o funcionamento deste equipamento, você precisaria de uma boa base de eletroquímica, algo que não será tratado neste material. Mas de forma resumida, um pHmetro funciona com um eletrodo muito sensível, que nos retorna com precisão o pH de uma solução.

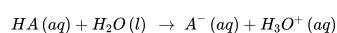
Além dos pHmetros, também temos o uso de papéis como indicadores de acidez de uma solução: são papéis especiais que apresentam uma escala visual para a estimativa do pH de uma solução, bastando que você os insira na solução e observe a eventual mudança de coloração e a compare com uma escala. Como você pode imaginar, por depender de uma escala visual, esses papéis não geram resultados tão precisos para a prática eficiente da química, de modo que eles são usados nos dias atuais basicamente para identificar se uma solução é ácida ou básica.

A força dos ácidos e bases

Caro(a) aluno(a), conhecer a acidez de uma solução é algo extremamente importante ao trabalhar com soluções, visto que essa característica influencia em inúmeras propriedades da solução. Logo, além do pH, devemos ter uma noção de como algumas substâncias se comportam ao serem diluídas, ou seja, devemos analisar e saber identificar o que são ácidos e bases fortes e fracos.

Ácidos fortes e fracos

Ao lidarmos com **ácidos fortes**, temos uma ionização completa destes em solução, como foi mostrado na equação de dissociação do ácido clorídrico anteriormente. Ou seja, de forma prática, uma solução aquosa de um ácido forte não irá se apresentar como uma reação reversível, de modo que uma solução deste ácido forte nada mais seja do que uma solução de íons. Assim, de forma geral, se HA for um ácido forte dissolvido, a solução deste consistirá apenas dos íons A⁻ e H₃O⁺, como nos mostra a seguinte reação:



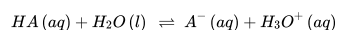
Como um ácido forte gera uma solução rica em íons, temos que estas substâncias se mostram como bons exemplos de **eletrólitos fortes**, uma substância que, quando em solução aquosa se mostra um bom condutor elétrico. Lembre-se do caso da água pura, que é um péssimo condutor elétrico porque possui poucos íons.

Existem sete ácidos fortes, sendo seis deles classificados como **ácidos monopróticos**, contendo apenas um próton ionizável, e um como **ácido diprótico**, contendo dois prótons ionizáveis. O Quadro, a seguir, sumariza os ácidos fortes.

Nome	Símbolo	Tipo
Ácido clorídrico	HCl	monoprótico
Ácido bromídrico	HBr	monoprótico
Ácido iodídrico	HI	monoprótico
Ácido nítrico	HNO ₃	monoprótico
Ácido perclórico	HClO ₄	monoprótico
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	diprótico

3FIGURA 1.2 - Ácidos fortes FONTE: Elaborado pelo autor

Contrastando com o que vemos em soluções de ácidos fortes, os **ácidos fracos** não se ionizam completamente em soluções aquosas. Assim, devemos sempre representar a reação de dissolução utilizando a seta dupla, como nos mostra a reação a seguir:



Neste caso, ao prepararmos uma solução aquosa de um ácido fraco HA, não teríamos ele completamente ionizado: na solução resultante, além dos íons A⁻ e H₃O⁺ também teríamos uma boa quantidade do ácido HA intacto.

Ou seja, uma solução de concentração 1 M de um ácido fraco irá produzir uma solução contendo menos do que 1 M de íons hidrônio. Por isso, soluções desses ácidos são **eletrólitos fracos**.

De uma forma geral, a força do ácido dependerá da atração entre os íons H⁺ e A⁻ gerados na ionização. Se eles apresentarem **baixa atratividade**, a reação é favorecida apenas no sentido direto, ou seja, temos um **ácido forte**. Se estes íons apresentarem uma **atratividade moderada ou alta**, a reação no sentido reverso será favorecida, fazendo com que tenhamos um **ácido fraco**.

Bases fortes e fracas

No caso das bases, temos uma situação análoga ao caso dos ácidos fortes. Uma **base forte** é aquela que, em solução aquosa, encontra-se completamente ionizada, o que também as torna um eletrólito forte.

Os hidróxidos de metais alcalinos, como NaOH e KOH, e os hidróxidos de metais alcalinos terrosos mais pesados, como Ca(OH)₂ e Sr(OH)₂, são os principais exemplos de bases fortes.

NOME	SÍMBOLO
Hidróxido de lítio	LiOH

Hidróxido de sódio	NaOH
Hidróxido de potássio	KOH
Hidróxido de estrôncio	Sr(OH)2
Hidróxido de cálcio	Ca(OH)2
Hidróxido de bário	Ba(OH)2

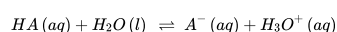
3FIGURA 2.2 - Principais bases fortes FONTE: Elaborado pelo autor

Finalmente, uma **base fraca**, é aquela base que, quando em solução aquosa, não se encontra completamente dissociada. Com isso, tem-se que as bases fracas são consideradas eletrólitos fracos.

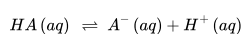
Constante de dissociação

Ao trabalharmos com ácidos e bases fracas, constantemente lidaremos com dois valores conhecidos como **constante de dissociação ácida**, K_a , e **constante de dissociação básica**, K_b . Essas constantes são **constantes de equilíbrio**, um termo e tópico que você verá em estudos mais aprofundados de química e as apresentaremos de forma mais superficial e prática aqui.

Quando trabalharmos com ácidos fracos, lidaremos com uma reação genérica em uma das seguintes formas, que são análogas:



Ou:



A constante de dissociação ácida para uma reação desse tipo é calculada da seguinte forma:

$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$	(3.7a)
---	--------

Ou:

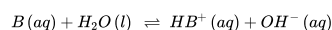
$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]}$	(3.7b)
--	--------

O valor de K_a é conhecido para inúmeros ácidos em diversas condições. Note que, quanto maior for este valor, mais forte é o ácido.

Nome	Símbolo	K_a
Ácido cloroso	HClO2	$1,0 \times 10^{-2}$
Ácido hipocloroso	HClO	$3,0 \times 10^{-8}$
Ácido fluorídrico	HF	$6,8 \times 10^{-4}$
Ácido nitroso	HNO2	$4,5 \times 10^{-4}$
Ácido cianídrico	HCN	$4,9 \times 10^{-10}$

3QUADRO 1.2 - Valores de K_a para alguns ácidos fracos FONTE: Adaptada de Brown (2015, p.687)

Agora, quando trabalharmos com bases fracas, lidaremos com uma reação genérica na seguinte forma:



A constante de dissociação básica para uma reação desse tipo é calculada da seguinte forma:

$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$	(3.8)
----------------------------------	--------------

Valores de K_b são conhecidos para inúmeras bases em diversas condições. Note que, quanto maior for este valor, mais forte é a base.

Nome	Símbolo	Kb
Amônia	NH ₃	$1,8 \times 10^{-5}$
Piridina	C ₅ H ₅ N	$1,7 \times 10^{-9}$
Metilamina	CH ₃ NH ₂	$4,4 \times 10^{-4}$
Íon carbonato	CO ₃ ²⁻	$1,8 \times 10^{-4}$
Íon hipoclorito	ClO ⁻	$3,3 \times 10^{-7}$

3QUADRO 2.2 - Valores de K_b para algumas bases fracas FONTE: Adaptada de Brown (2015, p.697)

Aqui, é interessante notar que as constantes de dissociação se relacionam com o produto iônico da água na seguinte forma para um par conjugado ácido-base:

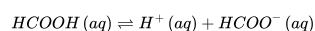
$K_W = K_a \cdot K_b$	(3.9)
-----------------------	--------------

Cálculos com a constante de dissociação

Como você pode imaginar, aluno(a), pode ser que não tenhamos em mãos tão facilmente os valores de K_a e K_b . Logo, pode ser interessante conseguirmos estimar os valores dessas constantes a partir de um experimento simples.

Vejamos como podemos obter o valor de uma constante de dissociação a partir do valor do pH de uma solução. O ácido fórmico, HCOOH, é um ácido orgânico fraco e comum de encontrarmos em laboratórios. Caso você deseje saber qual o valor do K_a deste ácido, você deve preparar uma solução de concentração conhecida deste ácido e medir seu pH a 25°C, como nos mostra o passo a passo a seguir:

1. Suponha que, buscando calcular o valor do K_a do ácido fórmico, você preparou uma solução 0,1 M de tal ácido.
2. Em seguida, você mediu o pH desta solução a 25°C e encontrou o valor de 2,38.
3. Agora, você deve montar a reação de dissociação do ácido fórmico:



Note que essa reação já está balanceada. Como não existe nenhum número à esquerda das espécies químicas, dizemos que todos os coeficientes estequiométricos dessa reação são iguais a 1, ou seja, para cada 1 mol (ou 1 M) de ácido fórmico consumido, iremos ter a produção de 1 mol (ou 1 M) de íons hidrônio e 1 mol (ou 1 M) de íons formato.

1. E escrever a equação do K_a do ácido fórmico:

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

1. Partindo do valor de pH, podemos encontrar $[H^+]$:

$$pH = 2,38 = -\log [H^+]$$

$$-2,38 = \log [H^+]$$

$$10^{-2,38} = [H^+]$$

$$[H^+] = 4,2 \cdot 10^{-3} M$$

1. Agora, iremos construir uma tabela contendo as concentrações iniciais, as mudanças de concentração e a concentração no equilíbrio de cada espécie. Inicialmente, no momento que adicionamos o ácido fórmico, podemos considerar que em nossa solução não havia ocorrido nenhuma dissociação ainda, ou seja, $[HCOOH] = 0,1 M$ e $[H^+], [HCOO^-] = 0$. Com o tempo, ocorreu a dissociação, que gerou $4,2 \cdot 10^{-3} M$ de hidrônio. Da informação que temos no passo 3, havendo a geração de $4,2 \cdot 10^{-3} M$ de hidrônio, sabemos que haverá também a formação de $4,2 \cdot 10^{-3} M$ de formato e o consumo de $4,2 \cdot 10^{-3} M$ de ácido fórmico. Assim, considerando que o consumo tem um sinal negativo (pois diminui a concentração das espécies) e a produção tem sinal positivo (pois aumenta a concentração das espécies):

Situação	[HCOOH]	[H ⁺]	[HCOO ⁻]
Inicial	0,1 M	0,0	0,0
Consumo/Produção	-4,2·10 ⁻³ M	+4,2·10 ⁻³ M	+4,2·10 ⁻³ M
Equilíbrio	?	?	?

Para obtermos os valores da linha Equilíbrio, basta somar os valores das linhas Inicial e Consumo/Produção. Você deve notar que, para a baixa quantidade de algarismos significativos que estamos usando, a concentração final de ácido fórmico será inalterada, visto que pouco deste ácido se ionizou.

Situação	[HCOOH]	[H ⁺]	[HCOO ⁻]
Inicial	0,1 M	0,0	0,0
Consumo/Produção	-4,2·10 ⁻³ M	+4,2·10 ⁻³ M	+4,2·10 ⁻³ M
Equilíbrio	0,1 M	4,2·10 ⁻³ M	4,2·10 ⁻³ M

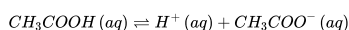
1. Finalmente, podemos resolver a equação do K_a do ácido fórmico encontrada no passo 4:

$$K_a = \frac{(4,2 \cdot 10^{-3}) \cdot (4,2 \cdot 10^{-3})}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

Também podemos realizar um procedimento semelhante a este para calcularmos o pH de uma solução a partir de um valor conhecido de sua constante de dissociação. O ácido acético, CH_3COOH , é um ácido orgânico fraco e comum de encontrarmos em laboratórios e no nosso cotidiano, cujo K_a é igual a $1,8 \cdot 10^{-5} M$. Caso você deseje saber qual o pH de uma solução com determinada concentração deste ácido, você deve tomar seu valor da constante de dissociação e seguir uma sequência de cálculos:

1. Suponha que você queira estimar o pH de uma solução 0,30 M de tal ácido.

2. Primeiramente, você deve montar a reação de dissociação do ácido:



Note que essa reação também está balanceada. Como não existe nenhum número à esquerda das espécies químicas, dizemos que todos os coeficientes estequiométricos dessa reação são iguais a 1, ou seja, para cada 1 mol (ou 1 M) de ácido acético consumido, iremos ter a produção de 1 mol (ou 1 M) de íons hidrônio e 1 mol (ou 1 M) de íons acetato.

1. Agora, você deve escrever a equação do K_a do ácido acético, lembrando que sabemos o valor dessa constante:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

1. Neste momento, iremos construir uma tabela contendo as concentrações iniciais, as mudanças de concentração e a concentração no equilíbrio de cada espécie, semelhante ao que fizemos anteriormente, para calcularmos o K_a do ácido fórmico. A diferença aqui é que não sabemos qual é a quantidade consumida do ácido acético nem a de íons formados. Assumiremos que esse valor é x . Sendo assim, teremos o seguinte conjunto de dados:

Situação	[CH ₃ COOH]	[H ⁺]	[CH ₃ COO ⁻]
Inicial	0,30 M	0,00	0,00
Consumo/Produção	-x M	+x M	+x M
Equilíbrio	(0,30-x) M	x M	x M

1. Agora devemos resolver a equação do K_a do ácido acético encontrada no passo 3:

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,30 - x} = \frac{x^2}{0,30 - x}$$

Note que temos uma equação do segundo grau aqui. Resolvendo esta, você sabe que encontraremos dois valores. Mas um deles será negativo e não podemos ter uma concentração negativa de uma espécie, assim como não existe massa negativa. Resolvendo, então, essa equação:

$$1,8 \cdot 10^{-5} (0,30 - x) = x^2$$

$$x^2 - 1,8 \cdot 10^{-5} (0,30 - x) = 0$$

$$x = 2,3 \cdot 10^{-3}$$

1. Neste instante, como sabemos a concentração de H⁺, podemos calcular o pH da solução de ácido acético:

$$pH = -\log(2,3 \cdot 10^{-3})$$

$$pH = 2,64$$

Se você se lembrar da situação anterior, quando chegamos no momento de calcular a diferença entre a concentração inicial do ácido fórmico e a quantidade consumida desse ácido até o equilíbrio, a quantidade consumida era tão pequena que podemos considerar que a concentração inicial e a concentração no equilíbrio do ácido fórmico eram iguais. Isso acontece na maioria dos casos que lidamos com ácidos fracos. Vejamos para o caso de cálculo do pH da solução de ácido acético, onde chegamos a uma equação do segundo grau:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,30 - x}$$

Seguindo a mesma lógica do caso do ácido fórmico, no caso do ácido acético teremos que o valor de x será tão menor que o valor da concentração inicial de ácido acético, que podemos considerar que:

$$0,30 - x \approx 0,30$$

Assim, a equação do segundo grau que temos que resolver fica mais simples:

$$x^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} (0,30) = 5,4 \cdot 10^{-6}$$

$$x = \pm \sqrt{5,4 \cdot 10^{-6}}$$

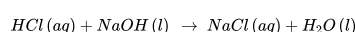
$$x = \pm 2,3 \cdot 10^{-3}$$

Note, aluno(a), que o valor que encontramos para x condiz com aquele que encontramos resolvendo a equação de segundo grau de forma completa, comprovando que a consideração feita estava certa. Sendo assim, quando você estiver certo que essa consideração é possível, use-a para simplificar seus cálculos.

Sais e óxidos

Sais

Caro(a) aluno(a), uma das reações mais importantes que temos na química é aquela onde um ácido e uma base interagem. Nesse tipo de reação, o próton do ácido irá reagir com a hidroxila da base, formando água. Por exemplo, ao fazer o ácido clorídrico reagir com o hidróxido de sódio:



Como podemos ver na reação anterior, além da água formada pela interação entre o H^+ do ácido e o OH^- , teremos a formação de um composto iônico pelo cátion da base (ion de carga positiva) e pelo ânion do ácido (ion de carga negativa), conhecido como **sal** - na reação anterior, o sal resultante é o **cloreto de sódio**, $NaCl$, um dos sais mais conhecidos e utilizados.

A maioria dos sais, quando não se encontram em solução aquosa, são sólidos em condições ambiente. No entanto, existem algumas exceções, como os líquidos iônicos e os sais fundidos.



Refleta

Sais fundidos e líquidos iônicos têm uma definição muito parecida: basicamente, são sais que se encontram em estado líquido. O que você acha, então, que irá diferir um líquido iônico de um sal fundido?

Um outro ponto que chama a atenção no estudo de sais, são suas propriedades visuais: enquanto os sais e bases são, em sua maioria, transparentes, os sais podem apresentar as mais diversas cores. Existem sais amarelos (cromato de sódio), vermelhos (nitrato de cobalto), azul (sulfato de cobre pentahidratado), verde (cloreto de níquel hexahidratado) e mesmo os incolores, como o sal de cozinha.

Essa variedade de cores que podemos encontrar em sais reflete em um de seus principais usos industriais que temos hoje: corante. A maioria dos pigmentos inorgânicos e minerais que encontramos no mercado hoje são sais. Isso também é algo que ocorre no caso de pigmentos orgânicos, que são sais decorrentes de reações ácido-base orgânicas.

Diferente do que pode ser pensado inicialmente, os sais não apresentam apenas o sabor salgado. Diferentes sais podem apresentar qualquer um dos cinco sabores básicos. O odor de um sal também é muito variável e irá depender basicamente dos ácidos e bases que o formaram. Geralmente, quando o sal é resultante da reação de ácidos e bases fortes, ele não apresentará odor.

Dissolvendo sais

O ácido e a base que formaram o sal tem forte influência em várias características do sal, como já começamos a ver pelas cores, sabor e odor dos sais. Outra coisa que os ácidos e bases de origem do sal irão influenciar é no pH de uma solução aquosa formada pela dissolução do sal.

Um sal que é formado pelo cátion de uma base forte e um ânion de um ácido forte irá formar uma solução **neutra**, pois nenhum de seus íons atuará como ácido ou base. Como exemplos de sais desse grupo, temos o sal de cozinha (cloreto de sódio, NaCl) e o brometo de potássio (KBr).

Quando o sal advém da reação de uma base forte e um ácido fraco, a solução formada será **básica**, pois o ânion desse sal irá agir como uma base, buscando um próton. Como exemplos de sais desse grupo, temos o fluoreto de sódio (NaF) e o acetato de cálcio ($\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$).

Já os sais formados por um cátion advindo de uma base fraca ou que seja um metal muito pequeno e altamente carregado e um ânion de um ácido forte irão formar uma solução **ácida**, pois o cátion gerado na dissolução atuará como ácido, recebendo prótons da solução aquosa. Como exemplos de sais desse grupo, temos o cloreto de ferro III (FeCl_3) e o nitrato de alumínio ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$).

Finalmente, os sais formados por um cátion advindo de uma base fraca ou que seja um metal muito pequeno e altamente carregado e um ânion de um ácido fraco irão formar uma solução cuja acidez irá depender da **força relativa do ácido e base**. Nessa situação, devemos comparar os valores de K_a e K_b do ácido e da base: o que for maior irá dominar a solução, ou seja, se $K_a > K_b$, a solução será ácida e se $K_b > K_a$, a solução será básica. Como exemplos de sais desse grupo, temos o fluoreto de ferro III (FeF_3) e o nitrito de amônio (NH_4NO_2).

Óxidos

O oxigênio é um dos elementos de maior uso industrial que se tem atualmente, podendo ser usado em inúmeros processos. Relembrando um pouco o tópico de eletronegatividade, você deve se lembrar que o oxigênio apresenta o segundo maior valor de eletronegatividade da tabela periódica, sendo inferior apenas à eletronegatividade do flúor. Com isso, exceto nos compostos OF_2 e O_2F_2 , o oxigênio irá apresentar um **estado de oxidação** negativo, sendo o valor de -2 o mais comum. Esses compostos onde o oxigênio apresenta o estado de oxidação igual a -2 são chamados de **óxidos**.

Antes de nos aprofundarmos um pouco mais nos óxidos, vejamos primeiro o que é estado de oxidação ou NOX. O estado de oxidação (ou número de oxidação) de uma molécula neutra é um valor que damos a cada um dos átomos que a compõem, como se fosse uma carga hipotética desses átomos. Tal carga é identificada por meio da identificação da quantidade de elétrons partilhados ou doados entre os átomos. Para podermos identificar o estado de oxidação de um átomo, seguimos as seguintes regras:

1. Átomos de **substâncias simples** sempre irão apresentar o número de oxidação igual a zero. Assim, cada átomo de H na molécula H_2 , possuirá estado de oxidação igual a 0; o mesmo é válido para o O_2 , O_3 , P_4 ,...
2. Para qualquer **íon monoatômico**, o estado de oxidação será igual à sua carga. Assim, por exemplo, o íon Na^+ possui estado de oxidação igual a +1 e o íon O^{2-} possui estado de oxidação -2.
3. Existem algumas regras para identificar o estado de oxidação de alguns átomos em compostos iônicos. Os íons de metais alcalinos, grupo 1A, sempre apresentarão estado de oxidação igual a +1. Já os íons de metais alcalinos terrosos, grupo

2A, sempre apresentarão estado de oxidação igual a +2. O hidrogênio sempre apresentará estado de oxidação igual a +1 quando ligado a não metais e -1 quando ligado a metais. O flúor apresentará sempre um estado de oxidação igual a -1.

4. Para identificarmos os estados de oxidação de todos os átomos de uma molécula neutra, devemos saber que, neste caso, a soma dos estados de oxidação será igual a zero.

5. Para identificarmos os estados de oxidação de todos os átomos de um íon com mais de um átomo, devemos saber que, neste caso, a soma dos estados de oxidação será igual à carga do íon.

Exemplo 4: identifique o estado de oxidação para cada um dos átomos a seguir.

(a) I₂ (b) Li⁺ (c) NaF (d) NO₃⁻ (e) Cd(OH)₂

Solução:

1. Neste caso, temos uma substância simples. Logo, o estado de oxidação dos átomos de iodo serão ambos iguais a 0.
2. Nesta alternativa, temos um íon monoatômico. Então, o estado de oxidação do átomo deve ser igual à carga do íon, ou seja, igual a +1.
3. O fluoreto de sódio é uma molécula diatômica neutra, ou seja, contém dois átomos em sua estrutura. Logo, sabemos que a soma dos estados de oxidação dos átomos deve ser zero. Das regras de estado de oxidação, sabemos que o estado de oxidação do flúor é sempre -1 e o do sódio, pertencente ao grupo 1A, é sempre +1. Com isso, verificamos a validade da regra e identificamos os estados de oxidação destes dois átomos na molécula.
4. O nitrato é um íon composto por quatro átomos de dois elementos diferentes. Como sabemos, o oxigênio geralmente tem estado de oxidação igual a -2. Como temos três átomos de oxigênio, cada um contribuindo com -2 de estado de oxidação, a carga total advinda dos átomos de oxigênio será igual a $3 \times -2 = -6$. Para identificar o estado de oxidação do nitrogênio, devemos nos lembrar que temos um íon aqui: logo, a soma dos estados de oxidação devido ao nitrogênio e aos três átomos de oxigênio devem ser iguais a -1, que é a carga do íon. Assim, o estado de oxidação do nitrogênio será igual a $-1 + 6 = +5$.
5. O hidróxido de cádmio é uma molécula poliatômica neutra que contém cinco átomos em sua estrutura - 1 Cd, 2 O e 2 H. Sabemos que a soma dos estados de oxidação dos átomos deve ser zero. Das regras de estado de oxidação, sabemos que o estado de oxidação do hidrogênio é sempre +1 e o do oxigênio, é +2. Com isso, temos +2 de carga do estado de oxidação do H e -4 do estado de oxidação do O, visto que são dois átomos de cada um desses elementos, totalizando uma carga total $+2 - 4 = -2$. Logo, a carga do cádmio deve se equivaler à soma das cargas do H e do O, ou seja, +2.

Os não metais irão formar óxidos covalentes que, na maioria das vezes, se mostram como moléculas simples e de baixo ponto de fusão e ebulição. Já os metais geralmente formam óxidos iônicos. Os óxidos iônicos que possuem elementos dos grupos 1A e 2A formam hidróxidos e são conhecidos como **anidridos básicos** ou **óxidos básicos**. Como exemplos desses óxidos básicos, temos o óxido de cálcio (CaO), o óxido de sódio (Na₂O) e o óxido de bário (BaO).

Também temos os óxidos que reagem com a água formando um ácido ou reagem com uma base formando um sal. Esses óxidos, aluno(a), são aqueles com metais e não metais em alto estado de oxidação. Esse grupo de óxido é conhecido como **anidrido ácido** ou **óxido ácido** e podemos citar como exemplos o dióxido de carbono (CO₂) e o dióxido de enxofre (SO₂).



Nome do livro: Química – A Ciência Central

Editora: Pearson

Autor: T. L. Brown *et al.*

ISBN: 978-85-430-0565-2

Um livro básico que todo estudante de química deve ter por perto ao estudar. É um livro clássico no estudo de química, com abordagem dinâmica e focada para diversos cursos superiores.



Indicação de leitura

Nome do livro: Química – Uma Abordagem Molecular – Vol. 2

Editora: LTC

Autor: Nivaldo J. Tro

ISBN: 978-85-216-3337-2

Um livro no qual o(a) estudante é capaz de se aprofundar mais nos tópicos de ácido-base, visto que o autor transforma conceitos complexos em simples, além de apresentar uma estrutura crescente muito bem feita.

UNIDADE IV

Reações químicas, leis das reações químicas e cálculos químicos

Renam Luis Acorsi

Introdução

Prezado(a) aluno(a), agora que fundamentamos uma boa base conceitual da Química, chegou o momento mais desafiador: é hora de, efetivamente, colocarmos os números nos estudos de química e começar a compreender quantitativamente o que acontece em interações químicas. Você deve se lembrar de que alguns cálculos já foram trabalhados anteriormente, mas todos de forma muito simplificada e sem o aprofundamento necessário. Na presente Unidade, iremos desenvolver os conceitos de estequiometria, que é a base matemática para a química. Tendo sido trabalhados os conceitos fundamentais de estequiometria, partiremos para a aplicação de tais conceitos em diferentes tipos de reação, assim como iremos revisar alguns tópicos tratados anteriormente com mais profundidade.

Estequiometria

Caro(a) aluno(a), até o momento, a química que viemos estudando foi basicamente de forma qualitativa, com muitas definições e conceitos sendo desenvolvidos. Analisamos a matéria em diversos graus, como a matéria interage, como ocorrem os diferentes tipos de ligação química e quais são algumas das principais classes de moléculas - ácidos, bases, óxidos e sais. Mesmo que nas unidades anteriores alguns cálculos tenham sido desenvolvidos e algumas definições superficiais de certos conceitos químicos tenham sido mencionadas e até mesmo utilizadas, nada mais profundo de conceitos quantitativos foi efetivamente trabalhado.

Agora chegou o momento de desenvolvermos o pensamento matemático na química. Sabemos que reações químicas ocorrem, mas quantas moléculas de quais substâncias irão realizar essa reação para que tenhamos o rendimento desejado dos produtos finais? Quando um ácido reage com uma base, temos a formação de sal e água; mas quanto de ácido precisa reagir com quanto de base para que todo o ácido e toda a base do meio reacional se tornem sal e água? Quando dissolvemos uma substância em água, buscando preparar uma solução aquosa, sabemos que a solução terá uma determinada concentração, mas como podemos calcular essa concentração?

Para que sejamos capazes de responder a essas perguntas, precisamos compreender a matemática química, conhecida por **estequiometria**. Essa palavra deriva das palavras gregas *stoicheion*, elemento, e *metron*, medida. Logo, estequiometria pode ser entendida como “medidas dos elementos químicos”. Na prática, é a área de estudos da química em que se examinam as quantidades de substâncias consumidas e produzidas por reações químicas.

Toda a base teórica da estequiometria gira ao redor de uma lei proposta no final do século XVIII, por Antoine Lavoisier (1743-1794), um químico francês considerado como o pai da química moderna. Essa lei, conhecida como **lei da conservação das massas**, segundo Lavoisier (1789, p. 140-141), nos diz que

[...] nada é criado, seja nas operações artificiais ou nas naturais, e podemos representar como um princípio que, em qualquer operação, há uma quantidade igual de material antes e depois da operação; e que a qualidade e quantidade de ingredientes é o mesmo, e existem apenas alterações, as modificações. É sobre este princípio que é fundada a arte de fazer experimentos em Química.

Apesar de parecer irreal quando enunciada, com o tempo essa lei mostrou-se verdadeira. O desenvolvimento da teoria atômica ajudou ainda mais na confirmação de tal enunciado, visto que os átomos não são criados nem destruídos nas reações químicas, eles apenas alteram suas ligações ou arranjos.



Refleta

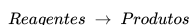
No parágrafo anterior, foi dito que a lei da conservação das massas pareceu irreal na época em que foi enunciada, e sua aceitação não ocorreu de forma imediata. Você consegue imaginar ou deduzir o porquê de tal lei não ter sido prontamente aceita em tal período, tendo sido realmente aceita e comprovada apenas após o desenvolvimento da teoria atômica?

Balanceando reações químicas

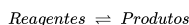
Aluno(a), agora que sabemos que todas as reações químicas irão ocorrer seguindo a lei da conservação das massas, vamos analisar um dos primeiros grandes impactos de tal lei em nossos estudos: como balancear as reações químicas.

Como já vimos anteriormente, uma reação química é um processo no qual uma quantidade mensurável de uma ou mais espécies sofre alguma mudança química, ou seja, a identidade da matéria irá se alterar. Em uma reação química, temos dois grupos de substâncias: aquele grupo que se encontra inicialmente, que são as substâncias chamadas de **reagentes**, e as substâncias que se encontram ao término da reação, conhecidas como **produtos**. Agora, como sabemos qual a quantidade de produtos que será formada a partir de uma certa quantidade de reagentes?

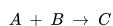
Primeiramente, devemos remeter à forma como nós expressamos uma reação química, as chamadas **equações químicas**. Uma equação química, como você deve saber, nada mais é do que indicar quais são os reagentes presentes no início da reação e quais são os produtos de tal reação:



A seta unidirecional no meio da reação indica que ela acontece apenas em um sentido. Como vimos, ao estudar ácidos e bases, existem várias reações que acontecem tanto num sentido direto quanto num sentido reverso, sendo essas reações representadas com o uso de setas duplas:

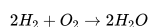


Ainda nas equações químicas, não é incomum que uma reação apresente mais de um reagente ou produto. Nesse caso, utiliza-se o sinal “+” para indicar que um reagente irá reagir com outro ou que mais de um produto será formado após uma reação. Por exemplo: para produzir um certo produto C, precisamos dos reagentes A e B; logo, a equação química para expressar essa reação será:



Agora, vamos começar a colocar números nas equações químicas. Como já vimos anteriormente, diversas moléculas apresentam um número subscrito à direita, conhecido como **índice**. O índice indica a quantidade de um átomo na molécula, sendo que, quando um átomo não apresenta índice, este é igual a 1. Por exemplo, na água, H₂O, temos que o hidrogênio apresenta índice 2 e o oxigênio apresenta índice 1.

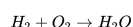
Nas equações químicas, além dos índices, também teremos agora os **coeficientes estequiométricos**, que são números colocados à esquerda dos átomos ou moléculas envolvidos em uma reação química. Esse coeficiente irá indicar a quantidade de unidades (átomos, moléculas, íons etc.) que está envolvida na reação, descrevendo qual a proporção de reagentes e produtos da reação. Considere a seguinte reação:



Nela, temos que são necessárias duas moléculas de hidrogênio reagindo com uma molécula de oxigênio para termos como produto duas moléculas de água. Note que, de forma semelhante ao índice, quando um coeficiente estequiométrico é suprimido de uma equação química, quer dizer que ele é igual a 1. Então, onde entra a estequiometria das reações químicas, como anunciado anteriormente?

Ela será necessária para determinarmos quais são os coeficientes estequiométricos de cada reagente e produto em uma reação química. Você com certeza já havia imaginado que os coeficientes estequiométricos não são valores aleatórios, até porque já vimos o enunciado da lei de conservação das massas. Então, devemos encontrar valores para os coeficientes estequiométricos tais que estes satisfaçam a condição imposta pela lei de conservação das massas, ou seja, a mesma quantidade de um elemento presente nos reagentes deverá estar presente nos produtos.

Analisemos novamente a equação de formação da água apresentada anteriormente. Se escrevermos ela sem utilizar os coeficientes estequiométricos, teremos:



Ou seja, sem os coeficientes estequiométricos adequados, temos que nos reagentes existe uma molécula de hidrogênio reagindo com uma molécula de oxigênio, formando uma molécula de água. Mas uma molécula de água é composta por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Então, temos o equivalente a dois átomos de hidrogênio e dois átomos de oxigênio nos reagentes, e dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio nos produtos. Logo, as quantidades encontradas nos reagentes e produtos não batem - nessa situação, a equação é dita **desbalanceada**.

Para facilitar a visualização das quantidades envolvidas em uma reação química, você pode construir uma tabela simples, como mostra a Tabela 4.1, na qual vemos o caso da equação de produção de água desbalanceada:

Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Hidrogênio	2	2
Oxigênio	2	1

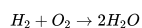
4QUADRO 1.5 - Exemplo de quantificação de uma reação química FONTE: Elaborada pelo autor.

Para encontrar a quantidade de um elemento nos reagentes e nos produtos, basta multiplicar o coeficiente estequiométrico das moléculas em que se encontra o elemento que está sendo analisado pelo índice desse elemento na molécula. É importante não esquecer de analisar **todas as moléculas** para verificar se uma equação está balanceada, pois existem diversos casos em que um elemento estará presente em mais de uma molécula, seja nos reagentes, seja nos produtos.

Sabendo, então, que uma reação química encontra-se desbalanceada, devemos adicionar coeficientes estequiométricos adequados a esta para balancear a equação, visto que uma equação química balanceada garante o cumprimento da lei da conservação das massas. No entanto, devemos ter em mente um ponto: **não existe uma regra universal para encontrarmos os coeficientes estequiométricos corretos**.

Tendo a reação química sido escrita como uma equação química desbalanceada, quando se trata de casos simples, podemos simplesmente tentar encontrar os coeficientes estequiométricos corretos por um processo de tentativa e erro, buscando igualar as quantidades de elementos antes e depois da reação.

Como uma dica genérica para esse processo, que pode ser um pouco trabalhoso, busque sempre começar pela molécula mais complexa que existe na reação. Mantendo o exemplo da produção de água, a molécula da água é a mais complexa presente. Comparando, então, o produto com o que temos nos reagentes, vemos que nestes existe o dobro de oxigênio quando comparado ao produto. Logo, podemos estimar que o coeficiente estequiométrico da água será igual a 2. Assim:

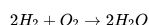


Nessa nova condição que estabelecemos, temos agora o equivalente a dois átomos de hidrogênio e dois átomos de oxigênio, nos reagentes, e quatro átomos de hidrogênio e dois átomos de oxigênio, nos produtos. Ou seja, balanceamos o oxigênio, mas agora temos mais hidrogênio nos produtos do que nos reagentes, como podemos verificar na Tabela 4.2:

Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Hidrogênio	2	4
Oxigênio	2	2

4QUADRO 2.5 - Quantificação de uma reação química balanceada FONTE: Elaborada pelo autor.

Como o hidrogênio aparece em uma única molécula nos reagentes, fica fácil encontrar o coeficiente estequiométrico do hidrogênio no reagente: como o hidrogênio aparece na forma H₂ tanto nos reagentes como nos produtos, basta igualarmos o coeficiente estequiométrico do H₂ nos reagentes:



E, finalmente, temos uma equação química balanceada, como podemos conferir na Tabela 4.3

Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Hidrogênio	4	4
Oxigênio	2	2

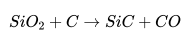
4QUADRO 3.5 - Quantificação de uma reação química balanceada FONTE: Elaborada pelo autor.

Como você pode ver, aluno(a), empregar a técnica de tentativa e erro acaba sendo uma questão de prática. Com o tempo e realizando uma boa quantidade de exercícios de balanceamento por essa técnica, você logo conseguirá desenvolver macetes próprios para encontrar os coeficientes estequiométricos adequados para as equações químicas.

Aqui vão outras dicas que temos para balancear equações:

1. Se um elemento aparece em apenas um composto em ambos os lados da equação química, inicie o balanceamento por este.
2. Se um elemento aparecer como um elemento livre em um dos lados da equação química, deixe esse elemento para ser balanceado por último.
3. Apesar de ser possível utilizar números fracionários nos coeficientes estequiométricos, diferentemente do caso dos índices, tente sempre trabalhar com valores inteiros, ainda mais para balancear uma equação. Isso pode ser feito multiplicando todos os coeficientes estequiométricos de uma equação química por um multiplicador que elimine as eventuais frações.

Exemplo 1: Balanceie a seguinte equação química.



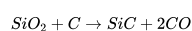
Solução

Tendo a equação química em mãos, o primeiro passo que temos é construir a tabela de quantidades presentes na reação:

Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Silício	1	1
Oxigênio	2	1
Carbono	1	2

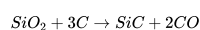
Como podemos ver, a equação fornecida não encontra-se balanceada. Vamos seguir as dicas descritas anteriormente para balancearmos essa equação química.

Da primeira dica fornecida, vemos que o silício e o oxigênio aparecem apenas em um composto em ambos os lados. Podemos escolher um deles para começarmos a trabalhar: analisando o silício, vemos que ele já está balanceado: existe um átomo de Si nos reagentes e um átomo de Si nos produtos. Vejamos, então, o oxigênio: são dois átomos de O nos reagentes e um átomos de O nos produtos. Logo, adicionando o coeficiente estequiométrico 2 ao monóxido de carbono, teremos:



Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Silício	1	1
Oxigênio	2	2
Carbono	1	3

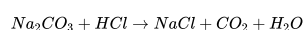
Agora, temos apenas o carbono desbalanceado. Nossa tarefa aqui fica fácil, pois nos reagentes temos o carbono como elemento livre. Assim, para encontrarmos o coeficiente estequiométrico do carbono nos reagentes, basta encontrarmos algum número que equilibre as quantidades de carbono: ou seja, dividindo o total de carbono dos produtos pelo total de carbono dos reagentes, encontramos 3. Assim:



Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Silício	1	1
Oxigênio	2	2
Carbono	3	3

Logo, a equação química está balanceada.

Exemplo 2: Balanceie a seguinte equação química.



Solução

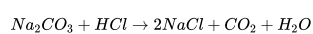
Novamente, tendo a equação química em mãos, o primeiro passo que temos é construir a tabela de quantidades presentes na reação:

Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos

	Reagentes	Produtos
Sódio	2	1
Carbono	1	1
Oxigênio	3	3
Hidrogênio	1	2
Cloro	1	1

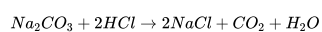
Como podemos ver, querido(a) aluno(a), a equação fornecida não encontra-se balanceada, visto que as quantidades de sódio e hidrogênio dos reagentes e produtos não batem. Vamos novamente seguir as dicas descritas anteriormente para balancearmos essa equação química.

Da primeira dica fornecida, vemos que o sódio, o carbono, o hidrogênio e o cloro aparecem apenas em um composto em ambos os lados. Começando com o sódio, vemos que precisamos duplicar a quantidade de sódio nos produtos. Logo, adicionamos o coeficiente estequiométrico 2 no cloreto de sódio.



Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Sódio	2	2
Carbono	1	1
Oxigênio	3	3
Hidrogênio	1	2
Cloro	1	2

Após fazermos isso, vemos que a quantidade de hidrogênio e de cloro nos produtos é o dobro da quantidade dos reagentes. Como nos reagentes o H e o Cl encontram-se no composto ácido clorídrico, basta adicionar o coeficiente estequiométrico 2 no HCl:



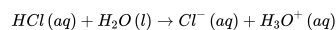
Elemento	Quantidade de átomos nos	
	Reagentes	Produtos
Sódio	2	2
Carbono	1	1
Oxigênio	3	3
Hidrogênio	2	2
Cloro	2	2

Após a adição desses coeficientes, a equação química está balanceada.

Outros símbolos usados nas reações químicas

Com o que vimos até aqui, sabemos como escrever uma equação química para uma reação e também já sabemos como balancear essa equação para que fique de acordo com a lei de conservação de massas. No entanto, ainda existem alguns símbolos que podem ser utilizados para representarmos uma reação química.

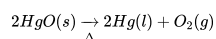
Quando se estudam ácidos e bases, principalmente sobre a força destes, fala-se muito de soluções aquosas. Com isso, as equações químicas das dissoluções geralmente apresentam um *aq* ou *l* entre parênteses à direita do símbolo das moléculas envolvidas. Por exemplo, na dissolução do ácido clorídrico:



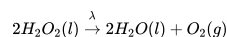
Esses símbolos indicam o estado em que as moléculas se encontram na reação: o (*aq*) indica que a molécula ou átomo se encontra em solução aquosa; um (*l*) indica que a molécula ou átomo se encontra em estado líquido; também podemos encontrar um (*s*), que indica que a molécula ou átomo se encontra em estado sólido, e o (*g*), que indica que a molécula ou átomo se encontra em estado gasoso.

Outros símbolos que podemos encontrar nas equações químicas são aqueles utilizados para indicar a situação na qual a reação ocorre, ou seja, condições reacionais. Dentre esses símbolos, temos:

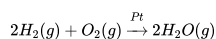
O símbolo Δ (letra grega delta maiúsculo), quando utilizado abaixo da seta da equação química, irá indicar que a reação ocorre com adição de calor. Por exemplo, a equação química da reação de decomposição térmica do óxido de mercúrio (II):



- O símbolo λ (letra grega lambda minúsculo), quando utilizado abaixo da seta da equação química, irá indicar que a reação ocorre na presença de energia luminosa. Por exemplo, a equação química da reação de fotodecomposição da água oxigenada:



- Diversas reações químicas necessitam da adição de um composto que não participa da reação mas que acelera a velocidade com que essa reação acontece - tais compostos são chamados de *catalisadores*. Assim, quando uma reação química necessita de um catalisador para ocorrer, o uso do catalisador é indicado escrevendo sua fórmula química acima da seta da equação química. Por exemplo, a formação de água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio ocorre quando se usa a platina como catalisador; assim, sua equação química será:



Agora sim, podemos dizer que somos capazes de representar simbólica e matematicamente praticamente todas as reações químicas. Pode ser que existam algumas formas mais particulares de representar alguma condição ou situação requerida para a representação de certas reações, mas, com tudo o que foi apresentado até aqui, você certamente é capaz de lidar com todos os casos não específicos.

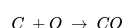
Número de Avogadro e o mol

0 mol

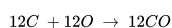
Já sabemos, caro(a) aluno(a), que diferentes átomos podem ser submetidos à **reações químicas**, formando todas as moléculas que conhecemos hoje. Também sabemos que essas reações acontecem sempre em determinadas proporções, como nos evidenciam as **fórmulas químicas**: analisando a fórmula química da água, H_2O , vemos que o hidrogênio e o oxigênio devem reagir sempre numa proporção de 2 átomos de hidrogênio para cada 1 átomo de oxigênio.

Tentemos pensar praticamente agora. Você acredita que ficarmos analisando as reações químicas numa escala átomo a átomo é algo prático? Obviamente, a resposta é não. Os átomos são uma escala muito pequena e, se for para trabalhar nessa escala, precisaríamos lidar com números gigantescos, algo completamente impraticável. Para você ter uma noção dessa escala atômica, uma colher de chá de água, que equivale a aproximadamente 5 mL de água, contém ao redor de $2 \cdot 10^{23}$ moléculas de água. Precisamos encontrar uma escala que torne praticável a análise das reações químicas.

Pensando em desenvolver tal escala, tomemos como exemplo a reação de formação do monóxido de carbono:



Nessa reação, temos que um átomo de carbono reage com um átomo de oxigênio para formar um átomo de gás carbônico, ou seja, temos uma reação em que as proporções são de 1 para 1 para 1. Partindo disso, podemos ampliar a nossa escala: se tivermos uma dúzia de átomos de carbono, precisaremos de outra dúzia de átomos de oxigênio para que todos os reagentes sejam consumidos, gerando uma dúzia de monóxido de carbono. Ou seja:



Nessa manobra que fizemos, ampliamos a escala da reação e não infringimos a lei da conservação de massa: nenhum átomo está sendo destruído ou gerado. A maneira mais prática de confirmar isso é analisando a quantidade de cada átomo antes e depois da reação: temos 12 átomos de carbono, 12 átomos de oxigênio como reagentes e 12 moléculas de carbono como produto que, quando analisadas atômicamente, nos mostram 12 átomos de carbono e 12 átomos de oxigênio.

Mas pensemos de forma prática novamente: ampliar em 12 vezes a escala da reação nos ajudou efetivamente? Se olharmos para a notação científica no exemplo da colher de chá de água, veremos que não, ainda estamos longe de encontrar uma forma prática de efetuar cálculos de reações químicas. Logo, precisamos de um fator multiplicador consideravelmente maior para tornar nossa tarefa praticável.

O fator multiplicador que é adotado nessa situação é o **mol** (cujo símbolo é mol), uma quantidade também conhecida por "dúzia do químico". Um mol contém tantas unidades (quer sejam átomos, moléculas ou qualquer outro objeto) quanto o **número de átomos em exatos 12 g do isótopo puro carbono 12 (^{12}C)**. A quantidade que equivale a 1 mol de tal definição foi determinada por cientistas como sendo igual a $6,02214129 \cdot 10^{23}$. Esse número é conhecido por **Número de Avogadro**, nome dado em homenagem ao físico e advogado italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856). Assim, podemos realizar com mais facilidade cálculos estequiométricos, visto que agora sabemos que:

- 1 mol de átomos de carbono contém aproximadamente $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.
- 1 mol de moléculas de monóxido de carbono contém aproximadamente $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de monóxido de carbono.
- 1 mol de íons Na^+ contém aproximadamente $6,022 \cdot 10^{23}$ íons de Na^+ .
- 1 mol de íons HSO_4^- contém aproximadamente $6,022 \cdot 10^{23}$ íons de HSO_4^- .

Agora podemos finalmente realizar cálculos químicos de forma prática e sem dificuldade. Lembre-se de que o uso do mol como fator multiplicador é validado pela lei da conservação de massas: retomando o nosso exemplo, teremos que 1 mol de carbono irá reagir com 1 mol de oxigênio, formando 1 mol de monóxido de carbono.

Fique por dentro

Apesar de inúmeros materiais apresentarem fórmulas para trabalhos com estequiometria, você pode praticar o uso de regras de três simples para resolver a grande maioria dos problemas de estequiometria. A grande vantagem do uso de regras de três simples, que simplesmente são cálculos de proporção, fica para uma melhor compreensão do problema sendo resolvido. O uso de fórmulas e equações prontas podem levar a uma certa preguiça e automatização na hora de lidar com alguns casos, o que pode vir a produzir resultados incorretos.

Exemplo 3: Determine a razão molar que se deve utilizar para o preparo da substância sulfeto de sódio, Na_2S .

Solução

Para determinar a razão molar necessária para o preparo de uma substância, basta analisarmos a fórmula, obtendo a razão entre os átomos que a compõem:

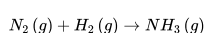
$$\frac{2 \text{ átomos de sódio}}{1 \text{ átomo de enxofre}}$$

Ou seja, temos uma razão de dois átomos de sódio para cada átomo de enxofre. Logo, como o mol é apenas um fator multiplicador de quantidades, também temos que a razão molar necessária para o preparo do sulfeto de sódio será 2 mols de sódio para um mol de enxofre.

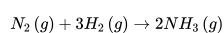
Exemplo 4: Quantos mols de de nitrogênio são necessários para se combinar com 7,5 mols de hidrogênio para formar a amônia?

Solução

Primeiramente, precisamos construir a equação química para o processo desejado:



Analisando essa equação, vemos que ela não está balanceada. Para balanceá-la, então, comecemos a análise pela molécula mais complexa, a amônia. Nos produtos, temos um átomo de nitrogênio e três de hidrogênio. Se você notar, nos reagentes, temos dois átomos de nitrogênio. Logo, adicionamos o coeficiente estequiométrico 2 na amônia, resultando em dois átomos de nitrogênio e seis de hidrogênio nos produtos. Agora, basta igualar a quantidade de hidrogênio nos reagentes: temos dois átomos nos reagentes e seis nos produtos. Dividindo seis por dois, encontramos que o coeficiente estequiométrico do hidrogênio deve ser 3. Assim, nossa equação química será:



Agora podemos fazer o que é pedido. Sabemos que cada mol de nitrogênio se combina com três de hidrogênio, ou seja, temos uma razão 1:3, para formar dois mols de amônia. Se temos disponíveis 7,5 mols de hidrogênio para a reação, precisamos de $\frac{1}{3}$ dessa quantidade de mols de nitrogênio. Então, são necessários 2,5 mols de N_2 para reagir com 7,5 mols de H_2 para formar amônia.

Exemplo 5: Quantos mols de de alumínio existem em 4,30 mols de alumina, Al_2O_3 ?

Solução

O primeiro passo para resolvermos esse problema é analisar a fórmula molecular da alumina: dela, vemos que a alumina é composta por dois átomos de alumínio e três átomos de oxigênio. Por isso, temos que cada mol de alumina será composto por dois mols de alumínio e três mols de oxigênio.

O resultado desejado aqui pode ser facilmente encontrado utilizando-se uma regra de três simples, visto que temos três valores e uma incógnita: sabemos que cada 1 mol de Al_2O_3 é composto por 2 mols de Al; logo, quantos mols de Al (chamaremos esse valor de x) existem em 4,30 mols de Al_2O_3 ?

1 mol Al_2O_3	-----	2 mol Al
4,30 mol Al_2O_3	-----	x

$$(4,30 \text{ mol } Al_2O_3) \cdot (2 \text{ mol Al}) = (1,00 \text{ mol } Al_2O_3) \cdot x$$

$$x = \frac{8,60 \text{ mol } Al_2O_3 \cdot \text{mol Al}}{1,00 \text{ mol } Al_2O_3}$$

$$x = 8,60 \text{ mol Al}$$

Note que mantivemos as unidades nas contas realizadas acima, de modo que, ao obtermos o valor de x , esse já retorna na unidade correta. Também é importante notar que, apesar de todas as contas utilizarem a unidade mol, 1 mol de alumina é diferente de 1 mol de alumínio. Compreender isso pode lhe ajudar a entender melhor os exercícios.

A massa molar

Finalmente, aluno(a), encontramos uma escala prática para trabalharmos com as equações químicas, o mol. Mas você já foi ao mercado e encontrou alguma embalagem onde se encontrava "contém 20 mols de alvejante"? A resposta é não. As unidades de massa que geralmente encontramos nos locais de venda são o quilograma, o grama e a tonelada. Então, o que podemos fazer com o mol para torná-lo realmente praticável?

A resposta é simples: o número de Avogadro não foi escolhido aleatoriamente, simplesmente para facilitar os nossos cálculos. Ele foi escolhido porque uma amostra com esse número de átomos de qualquer elemento apresentará uma **massa molar em gramas numericamente igual ao seu peso atômico**. Ou seja, estando com a tabela periódica próxima, podemos identificar a massa molar de qualquer elemento. Por exemplo:

- A massa molar do lítio é 6,94 u. Logo, 1 mol de lítio irá pesar 6,94 g. Ou, de forma mais prática, dizemos que a massa molar do lítio é 6,94 g/mol.
- A massa molar do alumínio é 26,982 u. Logo, a massa molar do alumínio é 26,982 g/mol.

Essa definição de massa molar também se aplica às moléculas. A massa molecular da água, H_2O , é 18,175 u ($2 \times 1,008$ u do hidrogênio mais 15,999 u do oxigênio). Logo, a massa de 1 mol de água será 18,175 g. Para representarmos a massa molar de uma substância, utilizamos a letra M, podendo apresentar um subscrito identificando a molécula ou elemento. Agora sim temos como trabalhar de forma efetiva com as quantidades que encontramos nas equações químicas.



Fique por dentro

O número de mols n de uma amostra de massa conhecida m pode ser facilmente calculado por regras de três simples ou pela divisão de m pela massa molar da substância analisada. Cabe a você decidir a forma que utilizará em seus cálculos.

Exemplo 6: Qual a massa de um átomo de potássio?

Solução

Nós já sabemos que um átomo é uma grandeza muito diminuta. Esse exemplo irá nos confirmar isso.

Para encontrarmos massa de um átomo de potássio, devemos nos lembrar do número de Avogadro, com o qual podemos relacionar o número de átomos com a massa molar. Assim, sabemos que 1 mol de potássio irá apresentar $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de potássio. Também sabemos, da tabela periódica, que a massa molar do potássio é 39,10 g/mol, ou seja, 1 mol de potássio tem massa 39,10 g. Assim:

39,10 g K	-----	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos
x g K	-----	1 átomo

$$x \cdot (6,022 \cdot 10^{23}) = (1) \cdot (39,10 \text{ g K})$$

$$x = \frac{39,10 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}}$$

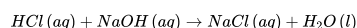
$$x = 6,493 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Com isso, podemos confirmar o quão diminuto é um átomo.

Exemplo 7: Quantos gramas de sal de cozinha podemos obter da reação de 2 mols de ácido clorídrico com 2 mols de hidróxido de sódio?

Solução

Primeiramente, devemos ter em mãos a equação química da reação desejada:



Analisando essa equação, vemos que ela já está devidamente balanceada. Também podemos notar que para cada 1 mol de ácido clorídrico reagindo com 1 mol de hidróxido de sódio, temos a formação de 1 mol de cloreto de sódio. Assim, se a reação tem 2 mols de HCl e 2 mols de NaOH como reagentes, teremos a formação de 2 mols de NaCl. Agora podemos facilmente calcular a massa de sal de cozinha produzida por essa reação.

Sabemos que o cloreto de sódio tem massa molar igual a 58,44 u (22,99 u do sódio e 35,45 u do cloro). Ou seja, 1 mol de NaCl tem massa 58,44 g. Então, 2 mols de NaCl devem pesar o dobro dessa quantidade, ou seja, 116,88 g.

Determinando fórmulas empíricas

Como sabemos, uma das principais simbologias que temos na química são as fórmulas químicas. As fórmulas químicas informam a proporção em que os átomos se encontram em uma molécula - e agora que sabemos da escala molar, também podemos encontrar qual a proporção mássica de cada elemento numa medida praticável que encontramos nessas moléculas.

Além das fórmulas químicas, outra forma de representar as proporções que temos numa molécula é através das **fórmulas empíricas**, que são fórmulas que nos indicam a proporção mínima entre os átomos constituintes de uma substância, como já vimos anteriormente. Nas fórmulas empíricas, os índices utilizados serão sempre os menores números inteiros possíveis.

Note que nem todas as moléculas apresentam uma fórmula empírica diferente de sua fórmula molecular. Fórmulas empíricas diferentes da fórmula molecular tendem a ser mais comuns nas moléculas orgânicas, nas quais temos longas cadeias de carbono, hidrogênio e oxigênio, principalmente. A determinação de uma fórmula empírica visa nos fornecer a composição percentual de elementos de uma molécula.

Teoricamente, a determinação percentual de fórmulas empíricas pode ser facilmente feita com a análise da fórmula química da molécula. No cotidiano de um laboratório ou indústria, essa tarefa pode ser feita com auxílio de equipamentos que analisam amostras e identificam grupos e elementos químicos com picos de sinais, que podem ser facilmente convertidos para valores numéricos. Logo, devemos saber como encontrar a fórmula empírica de uma substância partindo de sua composição percentual.

Isso pode ser feito com relativa facilidade. O primeiro passo é determinar uma **base de cálculo**. Uma base de cálculo nada mais é do que um valor hipotético de massa total que adotamos da amostra para os nossos cálculos - note que não precisa ser a massa total real da amostra. Como temos como resultado disponível a composição percentual de elementos que compõem a amostra, geralmente escolhemos uma base de cálculo igual a 100 g, pois, assim, facilitamos a conversão de percentual para massa. Por exemplo, se numa amostra foi-nos informado que havia 74% de mercúrio e 26% de cloro, tomando uma base de cálculo igual a 100 g para analisar tal amostra, teremos 74 g de mercúrio e 26 g de cloro.

Com esses valores percentuais convertidos em valores mássicos, basta agora que convertamos essas massas para mols. Finalmente, com as quantidades molares em mãos, basta dividirmos as quantidades molares encontradas pela menor quantidade encontrada na etapa anterior para encontramos a fórmula empírica analisada. Deve-se notar que podem ser necessários procedimentos para tornar todos os números inteiros, pois **fórmulas químicas jamais devem apresentar valores não inteiros como índices**.

Os exemplos a seguir, aluno(a), nos mostram como realizar cálculos de composição mássica percentual e determinação de fórmulas empíricas de uma maneira prática.

Exemplo 8: Determine a composição percentual mássica do ácido sulfúrico.

Solução

Como já sabemos, o ácido sulfúrico é um ácido inorgânico forte cuja fórmula molecular é H_2SO_4 . Para determinarmos a composição percentual mássica dele, após termos a fórmula química em mãos, devemos calcular qual é sua massa molecular e, consequentemente, molar.

Da tabela periódica, temos que: a massa molecular do hidrogênio é 1,01 u; a massa do enxofre é 32,06 u; e a massa do oxigênio é 16,00 u. Assim, a massa molecular do enxofre será:

$$H_2SO_4 \rightarrow (2 \cdot 1,01) + 32,06 + (4 \cdot 16,00) = 98,08 \text{ u}$$

Logo, sabemos que $M_{H_2SO_4} = 98,08 \text{ g/mol}$. Agora podemos calcular a composição percentual de cada elemento que compõe esse ácido: basta considerar uma base de cálculo igual a 1 mol e então dividir a massa molar total de cada elemento pela massa molar do ácido sulfúrico e multiplicar por 100%:

Assim, temos que a molécula de ácido sulfúrico será composta massicamente por 65,25% de oxigênio, 32,69% de enxofre e 2,06% de hidrogênio. Veja a diferença da composição mássica para a composição atômica: no ácido sulfúrico, temos dois átomos de hidrogênio, um átomo de enxofre e quatro átomos de oxigênio.

Exemplo 9: A análise experimental de uma amostra de aspirina nos revelou que esta é composta massicamente de 60,00% de carbono, 4,48% de hidrogênio e 35,53% de oxigênio. Determine a fórmula empírica da aspirina.

Solução

Como sabemos qual é a composição percentual da amostra, podemos tomar uma base de cálculo de 100 g dessa amostra, em que teremos 60,00 g de carbono, 4,48 g de hidrogênio e 35,53 g de oxigênio.

Agora, basta encontrarmos as quantidades molares: da tabela periódica, encontramos que $M_C = 12,01 \text{ g/mol}$, $M_H = 1,01 \text{ g/mol}$ e $M_O = 16,00 \text{ g/mol}$. Logo:

$$n_C = \frac{60,00 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 4,996 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{4,48 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 4,44 \text{ mol de H}$$

$$n_O = \frac{35,53 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 2,221 \text{ mol de O}$$

Para encontrarmos a fórmula empírica da aspirina, agora devemos dividir todos os números de mols encontrados acima pelo menor valor de número de mols encontrados, que é a quantidade de mols de oxigênio, igual a 2,221 mol.

$$4,996/2,221 = 2,249$$

$$4,44/2,221 = 2,00$$

$$2,221/2,221 = 1,000$$

Deixando todos os números com a mesma quantidade de algarismos após a vírgula, a fórmula empírica que encontramos para a aspirina é $C_{2,25}H_2O$. Note que não podemos manter essa fórmula empírica porque 2,25 não é um índice inteiro. Mas, se multiplicarmos esse valor por 4, encontramos 9. Logo, para termos a fórmula empírica correta, multiplicamos todos os valores encontrados por 4, encontramos a fórmula empírica:



Essa multiplicação geralmente é necessária se um dos índices for mais distante que 0,1 de algum número inteiro. Por exemplo, se neste exemplo o índice encontrado para o carbono fosse 2,1 ou 1,9, não precisaríamos da multiplicação, pois eles estão consideravelmente próximos de 2.

Reações químicas

Caro(a) aluno(a), agora que já dominamos como representar as equações químicas, assim como atribuir valores praticáveis numericamente a elas, chegou a hora de checarmos os principais tipos de reações químicas com as quais lidamos na química.

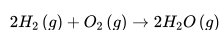
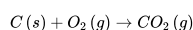
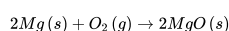
Analisaremos os três tipos de reações: as reações de combinação, decomposição e combustão. Além de ser útil para combinarmos tudo o que estudamos até o momento, também conseguiremos desenvolver habilidades preditivas, de modo que nos tornaremos capazes de prever os prováveis produtos de uma reação apenas pelo conhecimento de seus reagentes.

Reações de combinação e decomposição

Nas **reações de combinação**, temos que dois reagentes reagem formando apenas um tipo de produto, conforme o seguinte modelo:

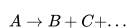


Existem vários exemplos para esse tipo de reação, como a queima do magnésio, reação usada na produção de fogos de artifício, a formação do gás carbônico e a queima do hidrogênio:

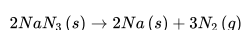
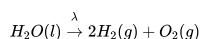
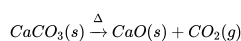


Se nos lembrarmos do que vimos sobre compostos iônicos, saberemos que as reações de combinação que tenham um metal e um não metal envolvidos formarão um composto iônico - nesse caso, tal composto será sólido. Assim, fica fácil determinar a fórmula do composto formado: basta se lembrar das cargas dos respectivos íons envolvidos.

De forma oposta às reações de combinação, temos as **reações de decomposição**, em que uma substância reage produzindo duas ou mais substâncias, conforme o seguinte modelo:



Também temos inúmeros exemplos desse tipo de reação, como a decomposição térmica do carbonato de cálcio, a fotodecomposição da água e a decomposição da azida de sódio:



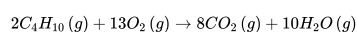
Refleta

A reação de decomposição da azida de sódio é utilizada no mecanismo dos airbags de automóveis, visto que uma pequena quantidade de azida de sódio decomposta pode gerar grandes volumes de gás: cerca de 100 g desse reagente é capaz de produzir até 50 L de gás. No entanto, esse reagente é extremamente tóxico. Como se pode pensar em um propelente diferente para airbags e o que se pode fazer com a azida de sódio já encontrada em circulação em carros?

Reações de combustão

As **reações de combustão** são aquelas reações que geralmente acontecem muito rápido, com produção de chamas e com participação do gás oxigênio como um de seus reagentes. Diferentemente das reações de combinação e decomposição, as reações de combustão não apresentam uma forma básica.

No entanto, podemos dizer que essas reações geralmente acontecem com hidrocarbonetos, compostos orgânicos formados por carbono e hidrogênio, produzindo água e gás carbônico quando a combustão é completa ou água, gás carbônico e monóxido de carbono quando se tem uma reação incompleta. Por exemplo, a queima do butano:



Esse padrão de queima também é válido para compostos derivados de hidrocarbonetos que também contenham o oxigênio em sua molécula.

Análise quantitativa das reações químicas

Após vermos toda a base da estequiometria e também os principais tipos de reações, agora iremos ver como avaliar quantitativamente uma reação química, ou seja, após escrevermos a equação química devidamente balanceada, vamos analisar qual a quantidade de reagentes necessários para obter uma determinada quantidade de produtos ou qual a quantidade de produtos a ser formada a partir de uma certa quantidade de reagentes.

Ao analisarmos as quantidades em reações, principalmente na prática, veremos que raras são as vezes em que adicionamos ao reator as quantidades estequiométricas de reagentes. Geralmente, escolhe-se um dos reagentes para ser adicionado em quantidade muito superior à quantia estequiométrica - esse reagente é dito **reagente em excesso**. Já o reagente que não se encontra em excesso é aquele que irá limitar a quantidade de produto a ser gerado pela reação, sendo consumido por completo antes de todos os outros. Esse reagente que dita qual o rendimento máximo da reação será chamado de **reagente limitante**.



Reflita

Industrialmente, é quase que unanimidade fazer o uso de reagentes limitantes para controle de reações. Você sabe qual é o motivo de buscar deixar um reagente em quantidade sempre abaixo do estequiométrico? Ou, então, como você acha que se faz uma boa escolha de reagentes em excesso e reagentes limitantes num processo?

Para encontrarmos a presença de algum reagente limitante, basta analisar a estequiometria da reação e verificar se alguma das quantidades está abaixo do esperado teoricamente para que a reação ocorra.

Além da identificação de eventuais reagentes limitantes nas reações, é interessante que você saiba identificar o **rendimento** de uma reação. O rendimento, simbolizado pela letra grega eta minúscula, η , de uma reação química indica o percentual de produtos obtidos em relação ao que era esperado. O esperado teoricamente também é chamado de rendimento ideal, sendo o que se busca atingir ao conduzir qualquer reação química. Sabendo-se o rendimento obtido e o rendimento ideal da reação, podemos calcular o **rendimento percentual** atingido:

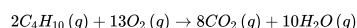
$$\eta_{\%} = \frac{\eta}{\eta_{\text{teórico}}} \times 100$$

Note que o rendimento de uma reação nunca será maior do que o rendimento teórico. Assim, o rendimento percentual obtido nunca será maior do que 100%.

Exemplo 10: Quantos gramas de gás carbônico são gerados na queima de 5 g de butano, um combustível muito comum em isqueiros?

Solução

Como vimos anteriormente, a queima do butano se dá mediante a seguinte equação química:



Logo, temos que cada dois mols de butano queimados irão produzir oito mols de gás carbônico. Então, se encontrarmos quantos mols de butano equivalem a 5 g, conseguiremos encontrar o que é pedido no exercício:

1 mol C_4H_{10}	-----	58,12 g
x mol C_4H_{10}	-----	5 g

Agora, pela estequiometria da reação:

2 mol C_4H_{10}	-----	8 mol CO_2
0,08603 mol C_4H_{10}	-----	x mol CO_2

Encontramos, então, quantos mols de CO_2 serão gerados na queima de 5 g de butano. Agora, nos basta converter essa quantidade de mols para gramas:

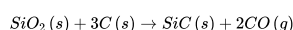
1 mol CO_2	-----	44,01 g
	-----	x g

Logo, a queima de apenas 5 g desse combustível irá produzir pouco mais de 15 g de gás carbônico.

Exemplo 11: Visando produzir carvão de silício, você conduz uma reação utilizando 150,2 g de óxido de silício e 150,0 g de carbono. Ao medir o resultado obtido, você encontra 93,40 g de SiC. Qual foi o rendimento percentual dessa reação? Existe algum reagente limitante nessa reação?

Solução

A reação em questão é:



Logo, aluno(a), temos que cada mol de óxido de silício irá reagir com três mols de carbono para produzir um mol de carbeto de silício. Também sabemos que a massa molar do óxido de silício é 60,09 g/mol e a do carbono é 12,01 g/mol. Então, vemos que a nossa reação foi conduzida utilizando $150,2 \text{ g} / 60,09 \text{ g/mol} = 2,50 \text{ mol de SiO}_2$ e $150,0 \text{ g} / 12,01 \text{ g/mol} = 12,49 \text{ mol de C}$.

Para reagir com 2,50 mols de SiO₂, precisaríamos de 7,50 mols de carbono, ou seja, o triplo da quantidade de mols de óxido de silício. Como a quantidade de carbono é bem acima desse valor, temos que o carbono é um reagente em excesso nessa reação e que o óxido de silício é o reagente limitante.

Agora vamos analisar o rendimento dessa reação. Se a reação fosse completa, ou seja, se todo o reagente limitante fosse consumido, teríamos a formação de 2,50 mols de SiC - a relação entre esse reagente e o produto é 1:1.

A massa molar do SiC é 40,10 g/mol. Então, 2,50 mols tem massa igual a 100,3 g. Esse seria, então, o rendimento teórico dessa reação. Como na sua análise encontramos apenas 93,40 g de SiC, o rendimento percentual foi:

$$\eta\% = \frac{93,40 \text{ g}}{100,3 \text{ g}} \cdot 100$$

Reações em solução aquosa

Finalmente, querido(a) aluno(a), veremos agora uma classe muito comum e importante de reações químicas: as reações em solução aquosa. **Soluções aquosas** são misturas homogêneas de uma substância dissolvida em água, como você deve se lembrar de quando estudamos os ácidos e bases.

As reações em solução aquosa, na sua maioria, são bem simples e de fácil compreensão, servindo de base para o estudo de vários sistemas mais complexos, como sistemas biológicos, estudos de oceanografia e mesmo geologia.

Com isso, iremos fazer uma breve introdução de soluções aquosas e suas propriedades e depois discutiremos um pouco sobre os principais tipos de reações desse tipo.

Propriedades gerais das soluções aquosas

Como você já deve saber, aluno(a), uma **solução** é uma mistura homogênea, isto é, com apenas uma fase, composta por duas ou mais substâncias. A substância que se encontra em maior quantidade é normalmente chamada de **solvente**, com as demais sendo chamadas de **solute**. Logo, sempre que trabalharmos com soluções, devemos saber que teremos ao menos um soluto dissolvido em um solvente.

Como já discutimos ao estudar ácidos, algumas substâncias, quando em solução aquosa, formam **eletrólitos**, ou seja, são soluções com alta capacidade de conduzir eletricidade. Nem todas as substâncias dissolvidas em água produzem um bom eletrólito - algumas substâncias apenas se dissolvem, praticamente mantendo inalterada a capacidade condutiva da água - essas soluções são **não eletrólitos**.

No entanto, algumas substâncias iônicas irão alterar consideravelmente a capacidade condutiva da água, podendo produzir **eletrólitos fortes**, como quando dissolvemos ácidos e bases fortes em água, ou **eletrólitos fracos**, como quando dissolvemos ácidos e bases fracas em água. Nos eletrólitos fortes, temos que a substância dissolvida encontra-se completamente, ou quase

que completamente, na forma iônica. Já nos eletrólitos fracos, apenas uma pequena fração da substância se encontrará na forma iônica, sendo que boa parte estará dissolvida de forma neutra: nos eletrólitos fracos temos reações reversíveis em equilíbrio, entre os íons e a molécula neutra.

Deve-se salientar aqui para não confundirmos a capacidade de formar um eletrólito forte com a **solubilidade** da substância. Uma substância pode encontrar-se completamente dissolvida, mas não produzir nenhum íon ou produzir uma quantidade muito pequena de íons.

Para entendermos o que significa a solubilidade de uma substância, precisamos analisar os diferentes tipos de solução que temos. De experiências em sua própria casa, você já deve saber que diferentes substâncias apresentam diferentes capacidades de serem dissolvidas em água: algumas apresentam uma capacidade aparentemente infinita de dissolução, como o caso do etanol em água; outras possuem uma capacidade limitada, como sal de cozinha em água; e outras não apresentam capacidade alguma de solubilidade, como o óleo de soja e a água.

Foquemos no caso do sal de cozinha. Se você pegar um copo com 200 mL de água a 25 °C, poderá adicionar até cerca de 72 g de sal que você irá observar uma dissolução completa. A partir disso, o sal que você adicionar irá formar cristais no fundo do copo, não ficando em solução. Ou seja, podemos dizer que a **solubilidade** de uma substância é a quantidade máxima de soluto que podemos adicionar em um solvente sem que haja cristalização.

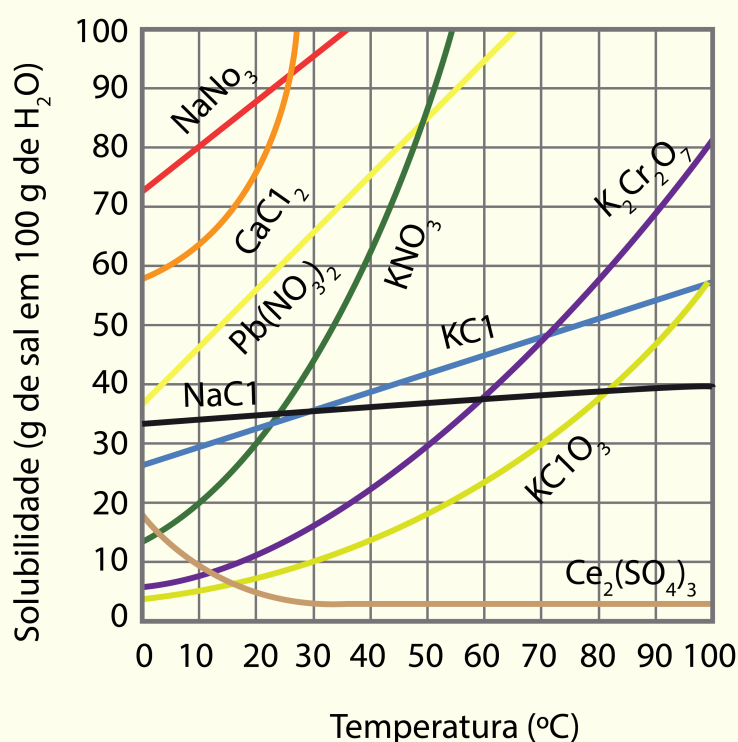
Uma solução que é preparada utilizando uma quantidade de soluto menor que a solubilidade desse soluto é chamada de **solução insaturada**, sendo uma solução que ainda suporta a adição de mais soluto sem aparecer cristais. A solução preparada com uma quantidade de soluto igual a sua solubilidade é chamada de **solução saturada**. Quando se adiciona uma quantidade de soluto maior que a sua solubilidade, o que se tem é uma solução saturada e um corpo cristalino de fundo, composto puramente pelo soluto em excesso.

Também temos um tipo especial de solução que podemos produzir em algumas condições muito específicas, em que a quantidade de soluto dissolvido é maior que a solubilidade deste. Essas soluções são chamadas de soluções **supersaturadas**. As soluções supersaturadas são muito instáveis, sendo que qualquer perturbação pode desestabilizá-las, fazendo com que o excesso de soluto se cristalice.

Voltando aos eletrólitos, não existe uma forma simples baseada em propriedades físicas para prevermos se um composto iônico será solúvel em água ou não. Para termos uma noção melhor dessa propriedade das substâncias iônicas, a partir de algumas observações experimentais, podemos organizar uma tabela de predição de solubilidade.

Ânion	Solubilidade	Exceções
NO_3^-	Solúvel	Nenhuma
CH_3COO^-	Solúvel	Nenhuma
Cl^-	Solúvel	Compostos com Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Br^-	Solúvel	Compostos com Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
I^-	Solúvel	Compostos com Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
SO_4^{2-}	Solúvel	Compostos com Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
S^{2-}	Insolúvel	Compostos com NH_4^+ , cátions de metal alcalino, Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+}
CO_3^{2-}	Insolúvel	Compostos com NH_4^+ e cátions de metal alcalino
PO_4^{3-}	Insolúvel	Compostos com NH_4^+ e cátions de metal alcalino
OH^-	Insolúvel	Compostos com NH_4^+ , cátions de metal alcalino, Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+}

A temperatura é um dos fatores que mais afetam a solubilidade de uma substância. Existem diversas tabelas nas quais se pode encontrar como se dá a dependência da solubilidade em função da temperatura para inúmeras substâncias. Note que não existe uma regra geral para estabelecer essa relação: algumas substâncias apresentam um aumento da solubilidade com o aumento da temperatura, outras apresentam uma diminuição da solubilidade com o aumento da temperatura e outras ainda não mostram qualquer correlação entre a variação de temperatura e a solubilidade.



4FIGURA 1.1 - Gráfico de relação da temperatura com a solubilidade para algumas substâncias FONTE: Brown (2005, p. 457).

Concentração

O termo concentração é muito utilizado na química e permite inúmeras interpretações. Basicamente, a **concentração** irá nos mostrar qual a quantidade de soluto que temos dissolvida numa certa quantidade de solvente, logo, uma solução mais concentrada será aquela que apresentar uma maior quantidade de soluto por quantidade de solvente.

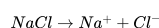
Uma das formas mais comuns de lidar com concentrações em química é a **molaridade** (unidade M), como você deve se lembrar dos estudos de ácidos. A molaridade de uma solução nada mais é do que a quantidade de mols de soluto que temos por litro de solução, ou seja, a razão entre o total de mols de soluto e o volume total da solução:

$$\text{Molaridade} = \frac{\text{mols de soluto}}{\text{volume total da solução}}$$

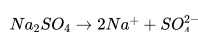
(4.1)

Assim, se em 1 litro de uma solução existir 0,2 mols de soluto, dizemos que sua molaridade é 0,2 M. Geralmente, expressamos a molaridade com o símbolo C , podendo utilizar como subscrito o símbolo do soluto.

Quando trabalharmos com eletrólitos, pode ser útil expressar a concentração dos íons formados e não a concentração do soluto como uma molécula neutra. Nesse caso, devemos analisar como se dá a dissolução da molécula. Por exemplo, o sal de cozinha quando se dissolve:



Assim, se dissolvermos 1 mol de cloreto de sódio em 1 L de água, teremos uma solução 1 M de NaCl ou uma solução contendo 1 M de Na^+ e 1 M de Cl^- . Vejamos agora o caso do sulfato de sódio:



Se dissolvermos 1 mol de Na_2SO_4 em 1 L de água, teremos uma solução 1 M de Na_2SO_4 ou uma solução contendo 2 M de Na^+ e 1 M de SO_4^{2-} .

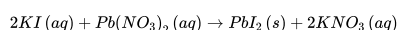
Sendo uma unidade composta de quantidade de mols e volume, a molaridade acaba servindo como um fator de conversão muito útil para volume e quantidade de mols.

Reações de precipitação

Agora, caro(a) aluno(a), iremos revisar um pouco as reações que ocorrem com soluções, completando o conjunto de principais tipos de reações que temos na química.

Ao estudarmos soluções, o primeiro tipo de reação com qual podemos nos deparar são as **reações de precipitação**. Nessas reações, ao misturarmos duas soluções aquosas, teremos a formação de um corpo de fundo cristalino, o **precipitado**.

Essas reações de precipitação são muito comuns na química. Um dos exemplos mais clássicos desse tipo de reação acontece quando misturamos uma solução aquosa de iodeto de potássio com uma solução aquosa de nitrato de chumbo:

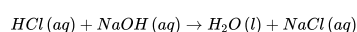


As duas soluções usadas como reagentes são incolores, mas assim que as misturamos, cristais amarelos começam a surgir. Esses cristais são de iodeto de chumbo, como podemos checar pelos dados da Tabela 4.4, que nos mostra que compostos com o ânion I^- e o cátion Pb^{2+} são insolúveis.

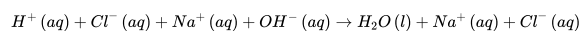
E essa análise de solubilidade é a chave para identificar se uma reação de precipitação realmente ocorre. Nesse tipo de reação, ao menos um dos compostos iônicos que possivelmente podem ser formados deve ser insolúvel. Se ambos os produtos que podem ser formados por essa mistura de soluções forem solúveis, então não ocorre reação.

Reações ácido-base

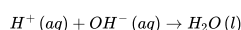
Anteriormente, ao estudarmos ácidos e bases, nós vimos que, numa reação em que misturamos um ácido e uma base, temos como resultado uma **reação de neutralização**, na qual os produtos característicos são um sal e água. O exemplo mais clássico desse tipo de reação acontece quando misturamos uma solução de ácido clorídrico e uma solução de hidróxido de sódio:



Lembre-se, aluno(a), de que o termo sal aqui refere-se ao composto cujo cátion advém de uma base, e o ânion advém de um ácido. Além disso, se formos analisar essa reação de neutralização de uma forma mais completa, devemos nos lembrar que o ácido clorídrico é um ácido forte e o hidróxido de sódio é uma base forte; logo, a melhor forma de expressar essa equação química é:

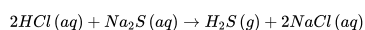


Ou seja, como ambos são eletrólitos fortes, irão permanecer na forma iônica. Logo, podemos dizer que a reação que efetivamente ocorre é:

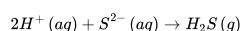


Por isso, dizemos que essa reação é de neutralização: o próton do ácido e o ânion da base se combinam, formando água.

Você também deve se lembrar de que nem todas as bases apresentam a hidroxila em sua estrutura. Nesse caso, a reação de neutralização não irá produzir água, mas provavelmente um gás. Um exemplo desse tipo de neutralização é a reação que ocorre entre o ácido clorídrico e o sulfeto de sódio:



Ou, como uma equação iônica líquida:



É interessante observar que esse tipo de reação pode ocorrer com a formação de um intermediário instável. Esse intermediário é uma substância que acaba se decompondo em um gás e água, geralmente, como o ácido carbônico, por exemplo, que se decompõe em gás carbônico e água. A Tabela 4.5 nos mostra compostos que comumente sofrem reação de neutralização com formação de gás e seus eventuais intermediários instáveis.

Tipo de reagente	Produto intermediário	Gás expelido
Sulfetos	Nenhum	H ₂ S
Carbonatos	H ₂ CO ₃	CO ₂
Bicarbonatos	H ₂ CO ₃	CO ₂
Sulfitos	H ₂ SO ₃	SO ₂
Bissulfitos	H ₂ SO ₃	SO ₂
Amônio	NH ₄ OH	NH ₃

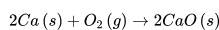
QUADRO 5.5 - Compostos que sofrem neutralização com formação de gás - FONTE: Elaborada pelo autor.

Reações de oxirredução

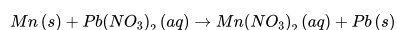
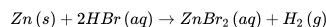
Finalmente, as reações de **oxirredução** ou **redox** são aquelas que envolvem a transferência de elétrons entre as espécies envolvidas. Essas reações têm inúmeros exemplo também, como a descoloração de cabelos, a formação de ferrugem no ferro e a produção de eletricidades nas baterias elétricas.

Como vimos ao estudar óxidos, inúmeras reações redox envolvem o oxigênio, mas isso não é uma regra: além desse caso, as reações redox ocorrem quando um metal reage com um não metal ou quando há a transferência de elétrons entre as espécies envolvidas na reação.

Nas reações redox, iremos observar sempre uma espécie que sofre a **oxidação**, ou seja, que perde elétrons, e uma espécie que sofre **redução**, ou seja, que ganha elétrons. Por exemplo, vejamos a reação do cálcio metálico com o oxigênio atmosférico:



Observe que o estado de oxidação dos reagentes é zero, mas, no produto, temos que o cálcio possui estado de oxidação +2 e o oxigênio possui estado de oxidação -2. Ou seja, o cálcio *oxidou* perdendo dois elétrons, e o oxigênio *reduziu* ganhando dois elétrons. Outro caso clássico das reações redox é quando temos a reação de um metal com um sal metálico:



Note as mudanças nos estados de oxidação do zinco (oxidando de zero para +2) e do hidrogênio (reduzindo de +1 para zero), na primeira reação, e do manganês (oxidando de zero para +2) e do chumbo (reduzindo de +2 para zero), na segunda reação. Reações como essas duas últimas são também chamadas de **reação de deslocamento**.

Logo, para identificarmos esse tipo de reação, devemos basicamente analisar os estados de oxidação de todas as espécies envolvidas e identificar quem sofreu oxidação e quem sofreu redução.



Indicação de leitura

Nome do livro: Química Geral - Volume 1

Editora: LTC Editora

Autor: J. E. Brady; G. E. Humiston.

ISBN: 978-85-216-0448-8

Neste livro, tópicos da química são tratados com exemplos do dia a dia e desenvolvidos com linguagem simples e vários problemas resolvidos. No texto desse material, também são inseridos diversos exemplos da colocação do químico no mundo. Os problemas propostos são de dificuldade gradual e certamente irão complementar o desenvolvimento do estudante.



Indicação de leitura

Nome do livro: Química Geral - Volume 1

Editora: Pearson

Autor: John B. Russel

ISBN: 978-85-346-0192-4

Livro com desenvolvimento de conceitos focado em práticas industriais e laboratoriais, rico em problemas e exemplos, que facilitam o desenvolvimento de cálculos estequiométricos.

Conclusão

Prezado(a) aluno(a), tendo finalizado este material, você deve ter uma bagagem considerável para partir para qualquer estudo mais aprofundado da Química. Saiba que existe uma infinidade de tópicos que aqui foram apenas pincelados para que você saiba minimamente da existência destes, assim como vários outros nem foram mencionados. A Química é uma ciência enorme e complexa e um único livro dificilmente será capaz de abordar todos os assuntos relativos a essa área de forma completa.

Recapitulando aquilo que trabalhamos aqui, então, temos que o primeiro passo foi desenvolver os conceitos mais básicos para a Química - e também para várias outras áreas da ciência - como noções de medidas e Algarismos Significativos, a matéria e suas propriedades. Apesar de parecer bobo e desnecessário, o estudo de medidas e números significativos é algo que deve ser levado a sério e devidamente praticado. Da minha experiência acadêmica, tanto como aluno quanto como docente, diversos alunos apresentam dificuldades com tais tópicos, mas, por aparentarem uma simplicidade extrema, evitam mencionar isso e acabam pagando o preço por tal omissão nas avaliações. Lembre-se: uma dúvida é sempre uma dificuldade sua, por mais simples que possa parecer; então, não deixe que as dúvidas se acumulem. Pratique exercícios e conceitos de Algarismos Significativos, unidades e suas conversões e sempre converse com outros alunos e docentes.

Finalizada essa parte de ciência mais pura, finalmente, começamos a estudar a Química efetivamente. O primeiro passo foi definir a matéria, que nada mais é do que o objetivo central de estudo da química. Vemos que a matéria é uma peça fundamental do universo e sua forma mais simples, ou seja, as substâncias puras, definem os elementos químicos. Também vimos que podemos ter a matéria organizada de uma forma um pouco mais complexa, mas também ser considerada pura, ou seja, os elementos podem se combinar e formar compostos. Quando existem diferentes peças de matéria misturadas, estamos lidando com misturas. Sobre os elementos e compostos, também vimos que estes podem ser representados por uma simbologia única e intransferível: a cada elemento é alocado um símbolo e, nos compostos, devemos usar na representação os símbolos dos elementos que compõem tal composto e também devemos expressar a proporção que os elementos se encontram nos compostos, através dos índices.

A matéria é algo que está presente em toda a vida e todo o universo e, apesar de parecer algo relativamente simples a olho nu, notamos que, quando diminuimos a escala, ela se torna algo extremamente complexo. Foi então que começamos a estudar os modelos atômicos, para compreender a matéria na sua forma mais infinitesimal. Obviamente não estudamos o átomo, que é a unidade básica da matéria, de forma completa aqui: para tal, seria necessário uma bagagem gigantesca de física e cálculo e alguns anos de dedicação apenas a esse assunto e, ainda assim, não seríamos capazes de dizer que sabemos tudo sobre o assunto. Vimos como o pensamento atômico evoluiu da Grécia e Índia antigas até hoje. Após estudarmos a base sobre os átomos, começamos a compreender melhor como eles interagem e se unem pelas ligações químicas, sendo possível representar essas ligações de forma simplificada com os símbolos de Lewis, sejam elas ligações iônicas, covalentes ou metálicas. Também vimos que os átomos apresentam propriedades periódicas, ou seja, que se repetem, tornando possível a organização de todos os átomos em uma tabela, hoje chamada de tabela periódica. O estudo do átomo e de suas partículas subatômicas também nos permitiu compreender mais sobre forças intermoleculares, que se refletem em várias propriedades macroscópicas da matéria.

Tendo uma boa base teórica sobre a matéria, sabendo bem o que são os elementos e as moléculas, passamos a estudar, então, algumas classificações das moléculas, ou seja, estudamos os principais grupos inorgânicos: os ácidos, as bases, os sais e os óxidos. Aprendemos duas definições ácido-base, o que são sais e óxidos, como classificar as moléculas desse grupo e como alguns deles interagem em solução aquosa. Também foi nesse momento que definimos o pH, uma escala de medida de acidez muito comum e de uso amplo na química.

Fechando o material, o foco de estudos foram as reações químicas. Já havíamos definido brevemente o que eram as reações químicas, mas, nesse ponto, vimos a importância da estequiometria para trabalharmos adequadamente com as equações químicas, que são as formas de representarmos as reações químicas. Com a estequiometria, definimos bem a necessidade de sempre verificar se as equações químicas estão devidamente balanceadas. Então, nos deparamos com um novo desafio: o de tornar os valores vistos nas equações químicas praticáveis, visto que trabalhar em quantidades atômicas não é nada factível. Foi aí que definimos o mol e o número de Avogadro, duas quantias de excepcional importância para a Química, que faz com que a análise quantitativa das reações se torne praticável. Após isso, estudamos um pouco sobre os principais tipos de reações químicas e soluções aquosas, que são uma forma muito comum de trabalharmos tanto laboratorialmente quanto industrialmente.

Então, tendo visto todos esses tópicos, espero ter fornecido uma base simples mas sólida da Química. Agradeço a escolha deste material e espero que parte do meu conhecimento compartilhado com você por meio deste livro seja bem aproveitado, contribuindo, leitor e estudante, para o seu desenvolvimento pessoal e profissional.

Referências

BLUERINGMEDIA. Diagrame da matéria em diferentes estados ilustração. 123RF <https://pt.123rf.com/photo_57354879_diagrame-da-mat%C3%A9ria-em-diferentes-estados-ilustra%C3%A7%C3%A3o.html?term=solid%2Batoms&vti=lrze9x0nq4mylqqtju-1-7>

BROWN, T. L. *et al.* Chemistry the Central Science. 13th ed. Upper Saddle River: Pearson Education, 2015.

DESIGNUA. Estados da matéria. fase ou estado da matéria e transição de fase. Este diagrama mostra os diferentes transições de fase, por exemplo, água. 123RF <https://pt.123rf.com/photo_63923636_estados-da-mat%C3%A9ria.-fase-ou-estado-da-mat%C3%A9ria-e-transi%C3%A7%C3%A3o-de-fase.-este-diagrama-mostra-os-diferentes-tran.html?term=states%2Bwater&vti=n9an10cg13ellx3u6m-1-4>

FOUAD SAAD. Fazendo. 123RF <https://pt.123rf.com/photo_26967035_fazendo.html?term=distillation&vti=o6nusly2r7kppb30by-1-5>

GEOGRAFIKA. Vinagre, bicarbonato de s. 123RF <https://br.123rf.com/photo_25272813_vinagre-bicarbonato-de-s.html?term=vinegar&vti=mcnrdlv7w0wspedvzh-1-21>

INNA BIGUN. Escala de pH. Gráfico de cores de papel Litmus. 123RF <https://br.123rf.com/photo_78917682_escala-de-ph-gr%C3%A1fico-de-cores-de-papel-litmus-.html?term=ph%2Bscale&vti=luabg21wpbprx9ytyj-1-5>

JASON WINTER. Tabela peri. 123RF <https://pt.123rf.com/photo_25471335_tabela-peri.html?term=periodic%2Btable&vti=njuwff5oj6c6t4zila-1-4>

LAVOISIER, A. L. *Traité Élémentaire de Chimie*. 1. ed. Paris: Cuchet, 1789. Tome 1.

LUDWICZAK, M. Vidro em um laboratório químico preenchido com líquido colorido durante a reação - tiro do estúdio. 123RF <https://br.123rf.com/photo_34232376_vidro-em-um-laborat%C3%B3rio-qu%C3%ADmico-preenchido-com-l%C3%ADquido-colorido-durante-a-rea%C3%A7%C3%A3o-tiro-do-est%C3%ADio.html?term=chemical%2Breaction&vti=ll06k2j9vltetey21c-1-1>

MICHAŁ LUDWICZAK. Vidro em um laboratório químico preenchido com líquido colorido durante a reação - tiro do estúdio. 123RF <https://br.123rf.com/photo_34232376_vidro-em-um-laborat%C3%B3rio-qu%C3%ADmico-preenchido-com-l%C3%ADquido-colorido-durante-a-rea%C3%A7%C3%A3o-tiro-do-est%C3%ADio.html?term=chemical%2Breaction&vti=ll06k2j9vltetey21c-1-1>

PETER HERMES FURIAN. Tabela periódica dos elementos. Etiquetagem PORTUGUESA. Arranjo tabular. 118 elementos químicos. Números atômicos, símbolos, nomes e células de cor para metal, metalóides e não metálicos. Ilustração. Vetor. 123RF <https://pt.123rf.com/photo_87928757_tabela-peri%C3%B3dica-dos-elementos.-etiquetagem-portuguesa.-arranjo-tabular.-118-elementos-qu%C3%ADmicos.-n%C3%BAmeros-at%C3%B4micos.html?term=portuguese%2Bperiodic%2Btable&vti=mrsczolqlvj7bv7c-1-3>

PLUM pudding model. Wikipedia. 2014 <https://en.wikipedia.org/wiki/File:Plum_pudding_model.svg>

RUTHERFORD atomic planetary model. Wikipedia. 2012 <https://en.wikipedia.org/wiki/File:Rutherford_atomic_planetary_model.svg>

SEPARATORY funnel with oil and colored water. Wikipedia. 2009 <https://en.wikipedia.org/wiki/File:Separator_funnel_with_oil_and_colored_water.jpg>

TARRASCUSA, T. O. Átomo de ilustração com raios de energia. 123RF <https://pt.123rf.com/photo_81160992_%C3%81tomo-de-ilustr%C3%A7%C3%A3o-com-raios-de-energia.html>

TAYLOR, B. N.; THOMPSON, A. *The International System of Units (SI)*. Gaithersburg, MD: National Institute of Standards and Technology. 2008 <<https://www.nist.gov/sites/default/files/documents/2016/12/07/sp330.pdf>>

THOMSON, J. J. Cathode Ray 2. Wikipedia. 2010 <https://en.wikipedia.org/wiki/File:JJ_Thomson_Cathode_Ray_2.png>

TRO, N. J. *Introductory Chemistry*: 4th Edition. United States of America: Pearson, 2011.

Atividades



Atividades - Unidade I

Para um teste de velocidade de dissolução em seu laboratório, você deve utilizar um cubo de certo material, cuja massa é 19,00 g. Assim que o cubo é adicionado ao béquer graduado, antes da dissolução começar, você nota que 7,500 mL de líquido são deslocados. Sabendo que, para eventos futuros, a massa específica desse material será útil, qual é a massa específica do material usado?

- A) $\rho = 2533,33 \text{ kg/m}^3$.
- B) $\rho = 2533 \text{ kg/m}^3$.
- C) $\rho = 2,53 \text{ g/mL}$.
- D) $\rho = 2533,33 \text{ g/L}$.
- E) $\rho = 2500 \text{ kg/m}^3$.

Uma das habilidades básicas necessárias durante o estudo da Química é a identificação de fórmulas químicas. A seguir, há algumas fórmulas moleculares e empíricas de alguns compostos. Analise as alternativas e assinale a que apresenta uma fórmula empírica incorreta.

- A) O ácido sulfúrico possui fórmula molecular H_2SO_3 e a sua fórmula empírica é H_2SO_3 .
- B) O buteno possui fórmula molecular C_4H_8 e a sua fórmula empírica é C_2H_4 .
- C) O óxido de alumínio possui fórmula molecular Al_2O_3 e a sua fórmula empírica é Al_2O_3 .
- D) O octano possui fórmula molecular C_8H_{18} e a sua fórmula empírica é C_4H_9 .
- E) A lactose possui fórmula molecular $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ e a sua fórmula empírica é $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Apesar de nem todas as mudanças físicas e químicas serem distinguíveis a olho nu, precisamos ter o conhecimento básico acerca de algumas dessas mudanças. Sendo assim, avalie as seguintes alternativas e assinale a que indica a mudança correta.

- A) A formação de ferrugem é uma mudança física, pois o que muda, unicamente, é o estado físico do ferro.
- B) O descoloramento de uma peça de roupa exposta à luz solar é uma mudança química, pois os corantes reagem devido à luz solar.

- C) O vapor d'água formando cristais de gelo é uma mudança química, pois ocorre mudança molecular na substância.
- D) A secagem de uma gota de acetona é uma mudança química, pois o oxigênio do ar reage com essa substância.
- E) O ato de moldar ouro para fabricação de joias é uma mudança química, pois ocorre mudança molecular no ouro.

Saber como calcular a quantidade de nêutrons que um átomo apresenta é uma habilidade requerida na hora de identificar isótopos. Analise, então, os seguintes átomos e assinale a alternativa que indica o átomo com o maior número de nêutrons.





Atividades - Unidade II

Os íons, que nada mais são do que átomos carregados positiva ou negativamente, são encontrados em inúmeras situações na química. Analise as configurações eletrônicas dos íons, a seguir, e assinale aquela que se encontra correta.

- A) S^{2-} possui configuração eletrônica $[Ne] 3s^2 3p^2$.
- B) Mg^{2+} possui configuração eletrônica $[Ne]$.
- C) Br^- possui configuração eletrônica $[Ar]$.
- D) Cl^- possui configuração eletrônica $[Ne] 3s^2 3p^4$.
- E) Sr^{2+} possui configuração eletrônica $[Kr] 5s^2 4d^2$.

As propriedades periódicas nos ajudam muito a ter um bom conhecimento dos elementos. Com base em tais propriedades, sejam os seguintes elementos: Ca, Rb, S, Si, Ge e F. Assinale a alternativa que apresenta informações corretas quanto ao tamanho do raio atômico de tais átomos.

- A) O íon de Si^{2-} será menor que o átomo de S.
- B) O átomo de Ge é maior que o átomo de Si.
- C) O maior raio dos átomos apresentados anteriormente é o F.
- D) O maior raio dos átomos apresentados anteriormente é o Ca.
- E) Dos não metais citados anteriormente, o maior raio atômico é o Si.

A teoria das ligações de Lewis gira em torno da regra do octeto, uma generalização muito útil para compreendermos e prevermos como as ligações químicas irão acontecer. Sejam um átomo A da família 3A e um átomo X da família 6A. Seguindo a regra do octeto, como seria a ligação destes dois elementos?

- A) AX_2
- B) A_2X_3
- C) A_2X_2
- D) A_3X_2
- E) A_2X

Identificar a polaridade de uma ligação é muito importante para diversas áreas da química. Sendo assim, analise as ligações, a seguir, e assinale aquela que informa a polaridade correta da ligação.

- A) Uma ligação entre o lítio e o oxigênio será covalente polar.
- B) Uma ligação entre o cloro e o nitrogênio deve ser covalente apolar.
- C) Uma ligação entre o carbono e o flúor será iônica.
- D) Uma ligação entre o fósforo e o cálcio será covalente neutra.
- E) Uma ligação entre o boro e o flúor será iônica.



Atividades - Unidade III

Para fixarmos bem as definições ácido-base modernas, analise as seguintes alternativas e assinale a correta.

- A) Na reação $H_2S(aq) + CH_3NH_2(aq) \rightleftharpoons HS^-(aq) + CH_3NH_3^+(aq)$, o sulfeto de hidrogênio atua como base de Brønsted-Lowry.
- B) Na reação $HSO_4^-(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons SO_4^{2-}(aq) + H_2O(l)$, o íon sulfato e a água atuam como ácidos de Brønsted-Lowry.
- C) Em uma reação onde a amônia seja uma base de Brønsted-Lowry, seu ácido conjugado será o íon NH_2^- .
- D) Em uma reação onde o HCO_3^- é um ácido de Brønsted-Lowry, sua base conjugada será o H_2CO_3 .
- E) Um ácido de Arrhenius sempre será um ácido de Brønsted-Lowry.

É muito importante que você consiga utilizar adequadamente as escalas de pH em seus estudos e atividades de química. Buscando auxiliar em sua prática, analise as alternativas a seguir e assinale a incorreta. Considere que em todas as alternativas, a solução encontra-se a 25°C.

- A) Uma solução de ácido bromídrico que contenha 0,025 M de íons hidrônio irá apresentar pOH igual a 12,40, sendo uma solução muito ácida.
- B) Uma solução de ácido cianídrico que contenha $4,3 \cdot 10^{-6}$ M de íons hidrônio irá apresentar pOH igual a 5,37, sendo uma solução levemente básica.
- C) Uma solução de hidróxido de potássio que contenha $0,034 \cdot 10^{-13}$ M de íons hidrônio irá apresentar pH igual a 12,47 e concentração de íons hidroxila igual a 0,029.
- D) Uma solução de ácido iodídrico que contenha $8,8 \cdot 10^{-14}$ M de íons hidroxila irá apresentar pH igual a 0,96 e concentração de íons hidrônio igual a 0,11.
- E) Uma solução de hidróxido de cálcio que contenha 0,094 M de íons hidroxila irá apresentar pH igual a 12,97, sendo uma solução muito básica.

Uma habilidade muito útil de um químico é ser capaz de identificar o potencial de dissociação dos ácidos e bases, algo refletido pela força destas substâncias. A respeito da força dos ácidos e bases, analise as alternativas a seguir e assinale aquela que se encontra correta.

- A) Ao prepararmos uma solução de ácido sulfuroso, H_2SO_3 , esperamos que este se mostre um excelente eletrólito, pois ele certamente irá apresentar ionização completa.

- B) Caso você necessite de um eletrólito forte em um laboratório, basta preparar uma solução aquosa de qualquer ácido monoprótico.
- C) Devido à dificuldade de cálculo da constante de dissociação ácida e básica, esse valor é pouco utilizado e mostra pouca importância nos estudos ácido-base.
- D) Caso você necessite de um eletrólito forte em um laboratório, basta preparar uma solução aquosa de uma base dos elementos mais leves do grupo 1A.
- E) Caso você disponha de dois ácidos fracos para produzir um eletrólito, o ácido com o menor valor de K_a será indicado, pois este será o ácido mais forte.

Saber o comportamento de sais ao serem dissolvidos é uma habilidade básica para os químicos. Sendo assim, assinale a alternativa incorreta.

- A) O fluoreto de lítio é um sal básico.
- B) O sulfato de bário é um sal ácido.
- C) O cianeto de sódio é um sal básico.
- D) O nitrato de cálcio é um sal neutro.
- E) O sulfato de cobre é um sal ácido.



Atividades - Unidade IV

Uma das principais reações com a qual a humanidade lida desde tempos remotos é a conversão da glicose ($C_6H_{12}O_6$) em etanol (C_2H_5OH) e gás carbônico, ou seja, a fermentação alcoólica. Essa reação ocorre no citosol celular, região líquida cheia de eletrólitos ao redor do núcleo celular das leveduras *Saccharomyces cerevisiae*, em temperaturas entre 8 e 34 °C, geralmente. Sobre tal reação, analise as alternativas a seguir e assinale aquela que se encontra incorreta.

- A) A reação de fermentação alcoólica é representada, sem os coeficientes estequiométricos, pela equação química $C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow C_2H_5OH(aq) + CO_2(g)$.
- B) A reação de fermentação alcoólica é representada pela equação química $C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2C_2H_5OH(aq) + 2CO_2(aq)$.
- C) A reação de fermentação alcoólica é representada, sem indicar os estados dos componentes, pela equação química $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$.
- D) Nessa reação de fermentação, temos que, para cada molécula de reagente consumida, serão produzidas quatro moléculas de produtos.
- E) Se considerarmos que a levedura age como um catalisador dessa reação, podemos indicar isso adicionando a palavra "levedura" acima da seta da equação química.

Compreender como realizar cálculos utilizando o conceito de mol é essencial para qualquer estudante de química. Visando à prática de tais cálculos, analise as seguintes alternativas e assinale aquela que se encontra correta.

- A) Se analisarmos 1 mol de água, teremos 12,04·10²³ átomos de H₂ e 6,02·10²³ átomos de oxigênio.
- B) Para a formação de 1 mol de sulfeto de zinco, são necessários 65,38 g de zinco e 6,02·10²³ átomos de enxofre.
- C) A formação de 1 mol de gás carbônico se dá pela reação de 6,02·10²³ átomos de carbono e 6,02·10²³ átomos de oxigênio.
- D) A partir de 36,46 g de ácido clorídrico reagindo com hidróxido de sódio, conseguimos produzir facilmente mais do que 60 g de sal de cozinha.
- E) Se em um reator adicionarmos 10,10 g de hidrogênio e 79,90 g de bromo, podemos produzir facilmente 10 mols de ácido bromídrico.

Analisar uma reação química é uma habilidade muito importante para os estudantes de química. Sendo assim, analise a reação a seguir e as assinale a alternativa correta. $Fe(s) + S(l) \rightarrow Fe_2S_3(s)$

- A) Como a reação acima encontra-se balanceada, podemos realizar análises quantitativas de forma direta.
- B) Se utilizarmos 55,84 g de ferro, o máximo de sulfeto de ferro (III) que podemos conseguir é 103,9 g.

- C) Se esta reação for conduzida utilizando 111,7 g de ferro e 96,18 g de enxofre, teremos que o enxofre será um reagente limitante.
- D) Se essa reação for conduzida utilizando 235,4 g de ferro e 192,4 g de enxofre, o ferro será um reagente limitante.
- E) Se utilizarmos 32,06 g de enxofre, o máximo de sulfeto de ferro (III) que podemos conseguir é 103,9 g.

Saber trabalhar com concentrações é uma habilidade muito necessária para o estudo de química. Sobre tal conceito, analise as alternativas a seguir e assinale a correta.

- A) O termo concentração não permite várias interpretações, significando apenas a molaridade de uma solução.
- B) Uma solução de ácido nítrico preparada com 3,0 mols de HNO_3 , visando ter uma concentração de 0,4 M, terá volume 7,5 L.
- C) Uma solução de hidróxido de sódio preparada com 2,0 mols de NaOH , visando ter uma concentração 0,3 M, terá volume 0,15 L.
- D) O termo partes por milhão, ppm, não expressa um valor de concentração.
- E) Uma solução de ácido clorídrico preparada com a dissolução de 1,6 mols de HCl em 4,3 L de água tem concentração 3,7 M.