

CENTRO FEDERAL DE EDUCAÇÃO TECNOLÓGICA DE MINAS GERAIS – UNIDADE CONTAGEM



PROJETO DE EXTENSÃO PRÓ-TÉCNICO

APOSTILA DE QUÍMICA

Professora: Aline de Oliveira

Contagem,

2021

PREFÁCIO

Esta apostila foi produzida para auxiliar as aulas de Química do Projeto Pró-técnico do Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais (CEFET-MG). O conteúdo abordado está relacionado aos editais de seleção para os cursos técnicos da instituição dos últimos dez anos. O formato da apostila é tal como estabelecido neste projeto de extensão do *Campus* Contagem no ano de 2020. Além de explicações do conteúdo, são encontrados nos capítulos: Exercícios Resolvidos, Exercícios de Fixação e Exercícios Complementares. Estes últimos tratam-se de questões na área de Química presentes nos vestibulares desde o ano de 2015. O material foi desenvolvido para o atendimento aos cursos do Projeto Pró-técnico, para os alunos selecionados para participação do curso, mas também foi pensada para auxiliar a comunidade externa na preparação para as provas de seleção do CEFET-MG. Agradeço a minha amiga e profissional da Química, Natália Pereira de Souza Gomes Santos, pela leitura do texto, de modo que menos erros fossem encontrados no material final. Caso sejam identificadas falhas na apostila, entre em contato comigo, pelo e-mail alinedeoliveira@cefetmg.br para que possam ser corrigidos e a melhor versão possa ser disponibilizada para a comunidade.

Sobre a autora:

Aline de Oliveira é Professora de Educação Básica Técnica e Tecnológica do Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais (CEFET-MG) desde o ano de 2018. Atualmente encontra-se lotada no *Campus* Contagem da instituição. Realizou o doutorado (obtenção do título em 2018), o mestrado (em 2015) e a graduação em Química (em 2012) na Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG). Obteve também o diploma de Técnica em Química em 2009, de modo integrado ao ensino médio, pelo Centro Tecnológico de Contagem (CENTEC). Atuou como Técnica Química de Petróleo na Refinaria Gabriel Passos da empresa PETROBRAS no ano de 2016.

SUMÁRIO

Capítulo 1: MEDIÇÕES	1
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	4
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO	5
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	5
GABARITO.....	5
Capítulo 2: A MATÉRIA E SUAS PROPRIEDADES.....	6
2.1. ESTADOS DE AGREGAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS	6
2.2. AS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA	6
2.3. AS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO DA MATÉRIA	7
2.4. PROPRIEDADES DA MATÉRIA	8
2.4.1. Densidade.....	8
2.4.2. Solubilidade.....	9
2.5. SISTEMAS E FASES	9
2.6. DIAGRAMAS DE AQUECIMENTO E RESFRIAMENTO.....	10
2.7. PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS.....	13
2.8. TRATAMENTO DE ÁGUA E ESGOTO	14
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	15
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO	17
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	19
GABARITO.....	24
Capítulo 3: OS MODELOS ATÔMICOS.....	26
3.1. MODELO ATÔMICO DE DALTON	27
3.1.1. Princípios da teoria atômica de Dalton	27
3.1.2. Classificação das substâncias	28
3.1.3. Explicando as misturas	28
3.1.4. Explicando os estados de agregação e as transformações físicas.....	29
3.1.5. Explicando as transformações químicas	29
3.2. MODELO ATÔMICO DE THOMSON	31
3.3. MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD	32
3.3.1. A identificação dos átomos	34
3.3.2. Íons	34
3.3.2. Análise do número atômico, de nêutrons e de massa.....	35
3.4. MODELO ATÔMICO DE BOHR	35

3.4.1. Postulados de Bohr	35
3.4.2. Configuração eletrônica por níveis e subníveis.....	36
3.4.3. Distribuição eletrônica – Diagrama de Pauling	37
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	39
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO	44
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	45
GABARITO.....	50
Capítulo 4: OS ELEMENTOS QUÍMICOS E A ORGANIZAÇÃO PERIÓDICA.....	52
4.1. TABELA PERIÓDICA ATUAL	52
4.1.1. Famílias ou grupos.....	52
4.1.2. Períodos.....	53
4.1.3. Outras classificações dos elementos químicos	54
4.1.4. Localização dos elementos na tabela periódica e configuração eletrônica.....	54
4.2. PROPRIEDADE PERIÓDICAS	56
4.2.1. Raio atômico.....	56
4.2.2. Energia de ionização.....	57
4.2.3. Eletroafinidade ou afinidade eletrônica.....	58
4.2.4. Eletronegatividade	59
4.2.5. Caráter metálico	60
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	60
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO	62
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	63
GABARITO.....	64
Capítulo 5: LIGAÇÕES QUÍMICAS	66
5.1. TEORIA DO OCTETO.....	66
5.2. LIGAÇÃO IÔNICA.....	67
5.3. LIGAÇÃO COVALENTE	68
5.3.1. Estruturas de Lewis	69
5.3.2. Hidrogênio: um caso especial	70
5.3.3. Caso particular de ligação covalente.....	70
5.3.4. Exceções à regra do octeto	70
5.4. LIGAÇÃO METÁLICA.....	71
5.5. ENERGIA ENVOLVIDA NA FORMAÇÃO E ROMPIMENTO DE LIGAÇÕES QUÍMICA	71
5.6. REPRESENTAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS POR FÓRMULAS.....	72
5.7. ALOTROPIA	74
5.8. GEOMETRIAS MOLECULARES	74

5.9. INTERAÇÕES INTERMOLECULARES	77
5.9.1. Polaridade das ligações	78
5.9.2. Polaridade das moléculas.....	78
5.9.3. Tipos de interações intermoleculares.....	79
5.9.4. Propriedades das substâncias e as interações intermoleculares.....	81
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	83
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO	86
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	88
Capítulo 6: FUNÇÕES INORGÂNICAS.....	97
6.1. ÁCIDOS	97
6.1.1. Classificação dos ácidos.....	98
6.1.2. Nomenclatura dos ácidos.....	98
6.2. BASES.....	100
6.2.1. Classificação das bases.....	100
6.2.2. Nomenclatura das bases	101
6.2.3. Indicadores ácido-base.....	101
6.3. SAIS.....	102
6.3.1. Classificação dos sais.....	102
6.3.2. Nomenclatura dos sais normais	103
6.4. ÓXIDOS	104
6.4.1. Classificação dos óxidos	104
6.4.2. Nomenclatura dos óxidos.....	105
6.5. PERÓXIDOS.....	105
6.6. HIDRETOS	106
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	106
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO	108
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	109
GABARITO.....	113
Capítulo 7: AS REAÇÕES QUÍMICAS.....	115
7.1. REPRESENTAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS.....	115
7.2. EVIDÊNCIAS DE REAÇÕES QUÍMICAS	116
7.3. CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS	117
7.4. PADRÕES DE REATIVIDADE	117
7.5. BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES QUÍMICAS.....	118
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	119
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO	121

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	122
GABARITO.....	125
Capítulo 8: ASPECTOS QUANTITATIVOS DAS REAÇÕES QUÍMICAS.....	126
8.1. GRANDEZAS IMPORTANTES PARA DESCRIÇÃO QUANTITATIVA DE REAÇÕES QUÍMICAS	126
8.2. GASES IDEAIS E VOLUME MOLAR.....	128
8.3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	129
8.4. TRABALHANDO-SE COM SOLUÇÕES	132
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS	132
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES	138
GABARITO.....	142
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	143

Capítulo 1: MEDIÇÕES

No nosso cotidiano utilizamos várias medições para auxiliar a comparar objetos e situações. Essas medidas permitem, por exemplo, que monitoremos as relações comerciais de compra e venda, o nosso estado de saúde, as condições ambientais e assim por diante. Alguns exemplos de expressões envolvendo medidas que estamos habituados em nossa vida diária são: 200 gramas de presunto; 1,5 quilograma de carne; televisão de 50 polegadas; 2 metros de altura; 30 segundos de tempo de abertura; refrigerante de 1 litro; um carro à 110 quilômetros por hora; soro com 0,9 grama por 100 mililitros de cloreto de sódio.

Observe que ao efetuarmos uma medida, informamos um número e uma unidade. O número informado é uma comparação à um padrão escolhido (uma referência) para a realização da medida. Tudo o que pode ser medido quantitativamente e expresso na forma de um número e de uma referência é uma grandeza. Os padrões utilizados para expressar as medidas efetuadas são chamados de unidades de medidas e são grandezas definidas e adotadas por convenção, de modo que qualquer outra grandeza da mesma natureza pode ser comparada para expressar, na forma de um número, a razão entre essas duas grandezas.

As unidades de medida recebem valores, nomes e símbolos atribuídos por convenção. Por exemplo, a polegada tem origem nos tempos em que os romanos realizavam medidas de comprimento utilizando o próprio polegar, sendo que uma polegada corresponderia à distância medida na base da unha desse dedo. Atualmente, padronizou-se a polegada como correspondendo à 2,54 centímetros. O símbolo convencional para corresponder à uma polegada é o in. Dessa forma, uma corda com 30 polegadas, tem 30 in, ou seja, 30 vezes o tamanho da polegada. Perceba que é possível criar inúmeros padrões de medidas para uma grandeza, como o que ocorre para esse caso do comprimento, em que se pode utilizar a polegada ou o centímetro para a medida. Isso pode dificultar a comunicação, uma vez que seria necessário sempre converter uma medida com uma unidade de medida, para outra. De modo que seria necessário conhecer o fator de conversão entre os dois padrões escolhidos arbitrariamente.

Para facilitar as comunicações científicas e as transações comerciais, foi criado o Sistema Internacional de Unidades (SI). Neste sistema são convencionadas as unidades de medida para sete grandezas de base, que são: comprimento, massa, tempo, corrente elétrica, temperatura, quantidade de substância e intensidade luminosa. As grandezas de base são mutuamente independentes, uma vez que uma grandeza de base não pode ser expressa em termos de um produto de potências de outras grandezas de base.

Os nomes e símbolos das unidades convencionadas para as sete grandezas de base do SI são apresentadas no Quadro 1.1. As definições para as unidades de medida não são estáticas e passam por atualizações constantes sempre que necessário com o avanço das ciências.

Quadro 1.1: Sistema Internacional de Unidades – nomes, símbolos e definições para as unidades das sete grandezas de base.

Grandeza	Unidade (símbolo)	Definição
Comprimento	Metro (m)	O metro é o comprimento do trajeto percorrido pela luz no vácuo durante um intervalo de tempo de $1/299\,792\,458$ do segundo.
Massa	Quilograma (kg)	O quilograma é a unidade de massa, igual à massa do protótipo internacional do quilograma.
Tempo	Segundo (s)	O segundo é a duração de $9\,192\,631\,770$ períodos da radiação correspondente à transição entre os dois níveis hiperfinos do estado fundamental do átomo de césio 133.
Temperatura	Kelvin (K)	O kelvin, unidade de temperatura termodinâmica, é a fração $1/273,16$ da temperatura termodinâmica no ponto tríplice da água.
Quantidade de matéria	Mol (mol)	O mol é a quantidade de substância de um sistema contendo tantas entidades elementares quantos átomos existem em $0,012$ quilograma de carbono-12.
Corrente elétrica	Ampere (A)	O ampere é a intensidade de uma corrente elétrica constante que, mantida em dois condutores paralelos, retilíneos, de comprimento infinito, de seção circular desprezível, e situados à distância de 1 metro entre si, no vácuo, produziria entre estes condutores uma força igual a $2 \cdot 10^{-7}$ newton por metro de comprimento.
Intensidade luminosa	Candela (Cd)	A candela é a intensidade luminosa, em uma dada direção, de uma fonte que emite uma radiação monocromática de frequência $540 \cdot 10^{12}$ hertz e cuja intensidade energética nessa direção é $1/683$ watt por esterradiano.

Algumas vezes as grandezas apresentam valores muito maiores ou muito menores do que a unidade definida no SI. Nesses casos, são utilizados múltiplos e submúltiplos da potência de base 10 que são representados por prefixos também convencionados no SI (Quadro 1.2). Por exemplo, um submúltiplo usual do quilograma (kg) é o grama (g), em que 1 kg é igual a 1000 g. Em relação às medidas de comprimento um múltiplo usual do metro (m) é o quilômetro (km), em que 1 km é igual a 1000 m; e um submúltiplo usual é o centímetro (cm) em que 1 cm equivale a $0,01$ m.

Quadro 1.2: Prefixos de múltiplos e submúltiplos na base 10 do Sistema Internacional de Unidades.

Prefixo	Símbolo	10^n	Equivalente numérico
iota	Y	10^{24}	1 000 000 000 000 000 000 000 000
zeta	Z	10^{21}	1 000 000 000 000 000 000 000
exa	E	10^{18}	1 000 000 000 000 000 000
peta	P	10^{15}	1 000 000 000 000 000
tera	T	10^{12}	1 000 000 000 000
giga	G	10^9	1 000 000 000
mega	M	10^6	1 000 000
quilo	k	10^3	1 000
hecto	h	10^2	100
deca	da	10^1	10
<i>nenhum</i>		10^0	1
deci	d	10^{-1}	0,1
centi	c	10^{-2}	0,01
mili	m	10^{-3}	0,001
micro	μ	10^{-6}	0,000 001
nano	n	10^{-9}	0,000 000 001
pico	p	10^{-12}	0,000 000 000 001
femto	f	10^{-15}	0,000 000 000 000 001
atto	a	10^{-18}	0,000 000 000 000 000 001
zepto	z	10^{-21}	0,000 000 000 000 000 000 001
iocto	y	10^{-24}	0,000 000 000 000 000 000 000 001

Algumas unidades de medida muito utilizadas no cotidiano não fazem parte do SI, mas são aceitas por este sistema. Em relação à grandeza tempo, tem-se o minuto (min) que corresponde a 60 segundos e a hora (h) que corresponde a 60 minutos. Em relação à grandeza massa, tem-se a tonelada (t), em que 1000 kg correspondem a 1 t. Em relação à grandeza comprimento, tem-se o Angstrom (Å), em que 1 Å equivale a 10^{-10} m e é uma unidade muito utilizada na química.

Muitas outras grandezas podem ser derivadas das grandezas de base como, por exemplo, a área e o volume. A área é definida como o espaço bidimensional, ou seja, como a medida de superfície. Por exemplo, um quadro com 1 cm de lado, apresenta 1 cm^2 (leia-se:

um centímetro quadrado) de área. O volume é o espaço tridimensional ocupado por um corpo. De modo que, um cubo com 1 cm de aresta possui 1 cm³ (leia-se: um centímetro cúbico) de volume. No caso das medidas de volume também é comum utilizar o litro (L), em que 1 L é igual a 1000 cm³, e o submúltiplo mililitro (mL), em que 1 mL = 1 cm³ = 0,001 L.

No dia a dia e em ciências muitas vezes é necessário realizar a conversão das unidades de medida, isto é, dado o valor de uma grandeza em uma unidade, convertê-lo para comparação com outra unidade de medida. Essa mudança de unidade para a medida de uma grandeza pode ser feita conhecendo-se a correspondência de valores das duas unidades. Algumas vezes é necessário realizar também a conversão de múltiplos e submúltiplos das unidades, de modo que é importante notar o símbolo do prefixo e seu equivalente numérico. Veja os exercícios resolvidos.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01. Uma caixa de sabão em pó contém 750 g de sabão. Qual é a massa do produto em quilogramas?

R. Pode-se resolver este exercício utilizando-se a correspondência entre a massa em gramas e quilogramas em uma regra de três.

$$\begin{array}{rcl} 1.000 \text{ g} & \text{-----} & 1 \text{ kg} \\ 750 \text{ g} & \text{-----} & x \\ x = \frac{750 \text{ g} \cdot 1 \text{ kg}}{1.000 \text{ g}} = 0,750 \text{ kg} \end{array}$$

A massa do produto em quilograma é: 0,750 kg

02. Um balde contém 2,8 L de leite. Qual o volume de leite em centímetros cúbicos?

R. Sabe-se que 1 cm³ = 1 mL, ou seja, uma correspondência direta de valores para as duas unidades. Desse modo, pode-se resolver este exercício convertendo o volume em litros para cm³, utilizando a correspondência entre essas duas unidades.

$$\begin{array}{rcl} 1.000 \text{ cm}^3 & \text{-----} & 1 \text{ L} \\ x & \text{-----} & 2,8 \text{ L} \\ x = \frac{2,8 \text{ L} \cdot 1.000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 2800 \text{ cm}^3 \end{array}$$

O volume do leite é de 2800 cm³.

03. Um ciclista em uma cidade desconhecida, percorreu 30 km em 3 horas. Quantos segundos o ciclista levou para percorrer os 30 km?

R. Sabe-se que 1h é igual a 60 minutos e que 1 minuto corresponde a 60 segundos. Portanto, 1 h corresponde a 3.600 segundos. Utilizando a correspondência entre a hora e o segundo em uma regra de três resolve-se o exercício.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ h} & \text{-----} & 3.600 \text{ s} \\ 3 \text{ h} & \text{-----} & x \\ x = \frac{3 \text{ h} \cdot 3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 10.800 \text{ s} \end{array}$$

O ciclista levou 10.800 s para percorrer 30 km.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

1.1. Realize as seguintes conversões:

- (a) 675 g para o valor em kg.
- (b) 0,250 L para o valor em mL.
- (c) 755 s para o valor em min.
- (d) 1330 mL para o valor em L.
- (e) 2,63 kg para o valor em g.
- (f) 1 h e 30 min para o valor em segundos.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

1.2. (PM RN – Consultec) Um reservatório, inicialmente vazio, com capacidade para 8000 litros, recebe água à razão de 1600 cm^3 por segundo. O tempo decorrido para que ele fique totalmente cheio é de:

- (a) 1 h 20 min 40 s
- (b) 1 h 21 min 30 s
- (c) 1 h 22 min
- (d) 1 h 23 min 20 s

1.3. (TER/PE 2011 – FCC) Sabe-se que 1 hectômetro (1 hm) corresponde a 100 metros, e que 1 hm^2 corresponde a 1 hectare (1 ha). A fazenda Aurora possui área 1000 km^2 , o que corresponde, em hectares, a:

- (a) 10 mil.
- (b) 100 mil.
- (c) 1 milhão.
- (d) 10 milhões.
- (e) 100 milhões.

GABARITO

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

1.1. (a) 0,675 kg; (b) 250 mL; (c) 12,58 min; (d) 1,33 L; (e) 2630 g; (f) 5400 s.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

1.2. (d)

1.3. (b)

Capítulo 2: A MATÉRIA E SUAS PROPRIEDADES

Todos os materiais que nos rodeiam (a terra, as pedras, a água, os seres vivos e o ar) constituem o que chamamos de matéria. Matéria é tudo que tem massa e ocupa lugar no espaço, isto é, tem volume. Os materiais são também impenetráveis, o que significa que dois corpos não podem ocupar simultaneamente o mesmo lugar no espaço. A massa, o volume e a impenetrabilidade são propriedades gerais da matéria.

A química é a área da ciência que estuda a matéria, as transformações da matéria e as energias envolvidas nessas transformações.

2.1. ESTADOS DE AGREGAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS

A matéria pode ser observada, nas condições mais usuais de temperatura e pressão, em três estados físicos, que são: **sólido**, **líquido** e **gasoso**. Observando-se os três estados físicos da matéria, verifica-se que os sólidos apresentam volume e forma fixos. Os líquidos apresentam volume fixo e forma variável, isto é, tomam a forma do recipiente que os contém. Os gases apresentam volume e forma variáveis. Observe o Quadro 2.1 que resume as características de volume e forma para os três estados físicos da matéria.

Quadro 2.1: Características de volume e forma dos três estados físicos da matéria.

Característica	Estados físicos		
	Sólido	Líquido	Gasoso
Volume	Fixo	Fixo	Variável
Forma	Fixa	Variável	Variável

2.2. AS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

As transformações da matéria correspondem a todas as alterações que podem ocorrer com os materiais. Alguns exemplos são: fogos de artifício, evaporação da água, ferrugem, cozimento dos alimentos e a obtenção de metais a partir de seus minérios. Com um bom conhecimento de química, pode-se separar, reconhecer e converter os materiais em produtos de interesse, tais como cosméticos, perfumes, medicamentos e chips de computadores.

A matéria pode passar por dois tipos de transformações que se diferenciam principalmente quanto à alteração de composição. As **transformações físicas** são aquelas que ocorrem sem alteração de composição dos materiais e geralmente são reversíveis. Exemplos destes tipos de transformações são o congelamento da água, a dilatação do mercúrio em um termômetro, a dissolução de sal em água. As **transformações químicas** ocorrem com alteração de composição dos materiais e são mais profundas do que as transformações físicas. Alguns exemplos são a formação de ferrugem, a queima da madeira e o cozimento de um ovo.

2.3. AS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO DA MATÉRIA

A matéria pode passar por mudanças de estado físico, que podem ocorrer devido a alterações de pressão e/ou temperatura. Essas mudanças de estado físico da matéria são também chamadas de transições de fase (Figura 2.1) e são um tipo de transformação física, uma vez que não há alteração da composição dos materiais.

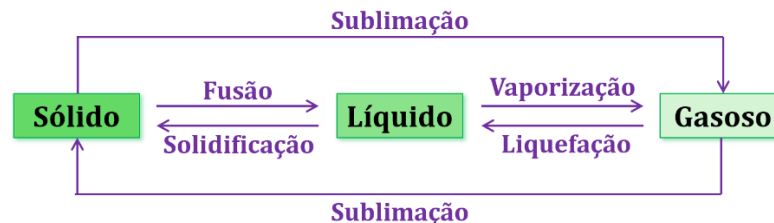


Figura 2.1: Transições de fase.

A **fusão** corresponde à conversão do estado sólido para o estado líquido, como no derretimento do gelo. A transformação contrária, isto é, a passagem do estado líquido para o sólido é denominada **solidificação** , como a formação de gelo no congelador. A conversão do estado líquido para o gasoso (de gás ou vapor) é chamada de **vaporização** , a qual pode ocorrer em três condições distintas e, como consequência disso, recebe nomes diferentes a depender da situação. A evaporação é a vaporização que ocorre de modo lento na superfície de um líquido sem agitação ou surgimento de bolhas. Essa forma de mudança de fase é observada ao se secar as roupas no varal. A ebulição ocorre quando a vaporização é rápida, com agitação do líquido e aparecimento de bolhas. Observa-se esse tipo de mudança de fase quando é feito o aquecimento da água para preparar um café. A calefação é uma vaporização muito rápida, na qual gotas do líquido “pulam e chiam” quando em contato com uma superfície muito aquecida, como o que ocorre ao se jogar algumas gotas de água em uma panela muito quente. O processo inverso ao da evaporação é a **liquefação** (também chamado de **condensação**), a qual corresponde à conversão do estado gasoso para o líquido, como a condensação da água na tampa de uma panela ao se preparar um alimento. A conversão do estado sólido diretamente para o gasoso, e o processo contrário, são chamados de **sublimação** e podem ocorrer, nas condições ambientes, com o iodo e a naftalina.

As temperaturas nas quais uma substância passa por uma mudança de estado físico são denominadas em acordo com a transição de fase observada. Os valores das temperaturas de transição de fases de uma substância variam apenas com a alteração da pressão ao qual o sistema está submetido. Desse modo, dada uma pressão fixa:

- **Temperatura de fusão (TF):** é a temperatura na qual um material passa do estado sólido para o líquido.
- **Temperatura de solidificação (TS):** é a temperatura na qual um material passa do estado líquido para o sólido.
- **Temperatura de ebulição (TE):** é a temperatura na qual um material passa do estado líquido para o gasoso.

- **Temperatura de condensação (TC):** é a temperatura na qual um material passa do estado gasoso para o líquido.

De um modo geral, os valores das temperaturas de fusão e solidificação são iguais, assim como as temperaturas de ebulição e condensação também o são, para um dado material. Por exemplo, à pressão atmosférica (1 atm) as temperaturas de fusão e solidificação da água são iguais a 0 °C e as de ebulição e condensação são iguais a 100 °C.

2.4. PROPRIEDADES DA MATÉRIA

Diferentes tipos de propriedades podem ser utilizadas para a caracterização de um material. As **propriedades específicas** da matéria permitem distingui-los por serem características de cada material. Existem as **propriedades físicas** que caracterizam individualmente uma substância sem que ocorra alteração da composição dessa substância. Exemplos são: temperaturas de transição de fases, densidade, solubilidade e o calor específico. As **propriedades químicas** são aquelas que caracterizam individualmente uma substância por meio da alteração de sua composição. E as **propriedades organolépticas** são aquelas que impressionam um dos cinco sentidos (olfato, visão, tato, audição e paladar). Exemplos são a cor, o sabor, o odor e o brilho.

As **propriedades funcionais** da matéria são aquelas que permitem agrupar as substâncias por apresentarem propriedades químicas semelhantes, como o agrupamento de substâncias ácidas, básicas, sais e carbonatos.

Algumas das propriedades dependem das dimensões (tamanho ou extensão) da amostra avaliada, como a massa e o volume. Estas são as **propriedades extensivas** da matéria. Por outro lado, existem propriedades que independem das dimensões (tamanho ou extensão) da amostra, as quais são chamadas de **propriedade intensivas** da matéria. Exemplo deste tipo de propriedade são as temperaturas de transição de fases, pressão, densidade e viscosidade.

Adiante serão apresentadas duas propriedades específicas e intensivas importantes da matéria, que são a densidade e a solubilidade.

2.4.1. Densidade

A densidade (d) de um material é o quociente da massa (m) pelo volume (V) do material (Equação 2.1) e, por ser uma propriedade específica, pode ser empregada para a identificação e caracterização dos materiais.

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{Equação 2.1}$$

No nosso cotidiano, observamos que massas iguais de substâncias diferentes ocupam volumes diferentes. Por exemplo, 1 kg de isopor ocupa um espaço muito maior do que 1 kg de cobre, por isso, dizemos que o cobre é mais denso do que o isopor.

Ao se misturar dois materiais insolúveis (ou imiscíveis) com densidades distintas, aquele que apresenta maior densidade ocupa a região inferior da mistura, enquanto o menos denso ocupa a região superior. Por exemplo, ao se colocar uma pequena bola de isopor ($d_{\text{isopor}} = 0,03 \text{ g/mL}$) em um copo de água ($d_{\text{água}} = 1,0 \text{ g/mL}$), observa-se que a bola de isopor flutua

sobre a água. No entanto, ao se colocar uma pequena esfera de cobre ($d_{\text{cobre}} = 8,9 \text{ g/mL}$) no mesmo copo de água, observa-se que a esfera de cobre vai para o fundo do recipiente.

2.4.2. Solubilidade

A solubilidade de uma substância em outra é a quantidade máxima da primeira substância que pode ser dissolvida em uma dada quantidade de solvente a uma temperatura específica. Pode ser expressa em termos de gramas da primeira substância dissolvida em um litro de mistura. Por exemplo, a solubilidade de um sólido X é igual a 20 g/L em um líquido Y à temperatura de 25 °C. A solubilidade é uma propriedade específica e pode ser utilizada para identificar os materiais, uma vez que substâncias diferentes se dissolvem em quantidades diferentes em um mesmo líquido.

Alguns sólidos quando misturados em um líquido formam um sistema homogêneo, isto é, observa-se apenas um líquido uniforme. Nestes casos, diz-se que o sólido é **solúvel** no líquido. Quando o sólido misturado a um líquido pode ainda ser observado, então, diz-se que o sólido é **insolúvel** no líquido. Em relação à mistura de dois líquidos, quando um líquido se solubiliza no outro, é dito que os líquidos são **miscíveis**, por outro lado, quando um líquido não se solubiliza no outro é dito que os líquidos são **imiscíveis**.

2.5. SISTEMAS E FASES

Um **sistema** é uma porção limitada da matéria e espaço que está sob observação e estudo. Os **sistemas homogêneos** são aqueles que se apresentam uniformes e com características iguais em todos os seus pontos, enquanto os **sistemas heterogêneos** são aqueles que não se apresentam uniformes e nem têm características iguais em todos os seus pontos.

As **fases** de um sistema são as porções homogêneas observadas. Desse modo, nos sistemas monofásicos é observado apenas uma única fase e, portanto, são homogêneos. Nos sistemas polifásicos são observadas mais de uma fase, portanto são sempre heterogêneos. Existindo sistemas bifásicos, trifásico e assim sucessivamente.

As **substâncias puras** e as **misturas** são diferenciadas pelas suas propriedades. Uma substância pura é constituída por um único componente (uma única substância). Uma mistura é constituída de dois ou mais componentes (duas ou mais substâncias), podendo resultar em um sistema heterogêneo ou homogêneo.

Uma substância pura (ou simplesmente substância, ou ainda, espécie química) é um material único, isento de outros materiais e que apresenta constantes físicas bem definidas. Exemplos de constantes físicas utilizadas para identificar as substâncias puras são as temperaturas de transição de fases, densidade e solubilidade. Observe na Figura 2.2 os diferentes tipos de sistemas e suas composições. Um **componente** de um sistema é cada substância independente que o constitui.

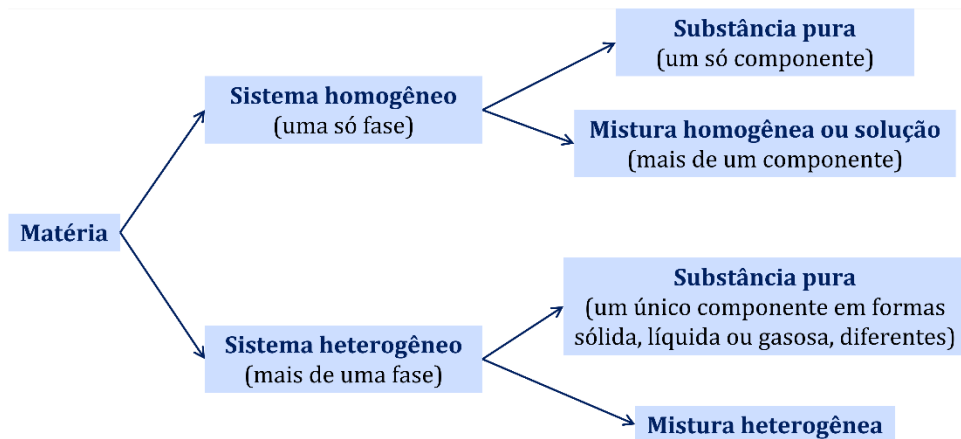


Figura 2.2: Sistemas homo e heterogêneos e suas possibilidades de composição.

2.6. DIAGRAMAS DE AQUECIMENTO E RESFRIAMENTO

A partir do aquecimento e resfriamento dos materiais obtém-se informações sobre suas temperaturas de transição de fases. O aquecimento de um sistema consiste no fornecimento de energia na forma de calor, que pode resultar no aumento da temperatura do sistema ou ocasionar os processos físicos de fusão e ebulição. O resfriamento de um sistema consiste na retirada de energia na forma de calor, resultando em uma diminuição da temperatura do sistema ou levando à ocorrência dos processos físicos de condensação e solidificação. Os processos que ocorrem com absorção de calor são chamados de **endotérmicos**, enquanto os que ocorrem com liberação (ou perda de calor) são denominados **exotérmicos**. Os perfis dos diagramas de aquecimento e resfriamento (gráficos da temperatura em função do tempo de aquecimento ou resfriamento, respectivamente) dos materiais também podem auxiliar na caracterização do sistema, de modo que se pode verificar se são uma substância pura ou uma mistura.

Os diagramas de aquecimento e resfriamento das substâncias puras apresentam **patamares** nos momentos em que ocorrem as transições de fase. Esses patamares correspondem ao intervalo de tempo no qual a temperatura se mantém constante durante a mudança de estado físico. Portanto, para substâncias puras os processos de mudança de estado físico ocorrem em temperaturas constantes identificados pelos patamares nos diagramas de aquecimento e resfriamento (Tabela 2.1 para exemplos de temperaturas de fusão e ebulição de substâncias puras). O diagrama de aquecimento de uma substância pura qualquer é ilustrado na Figura 2.3.

Tabela 2.1: Temperaturas de fusão e ebulição de substâncias puras.

Substância	Ponto de fusão / (°C)	Ponto de ebulição / (°C)
Água	0	100,0
Álcool	-114,1	78,5
Acetona	-94,0	56,5
Chumbo	327,0	1740,0
Ferro	1535,0	2750,0

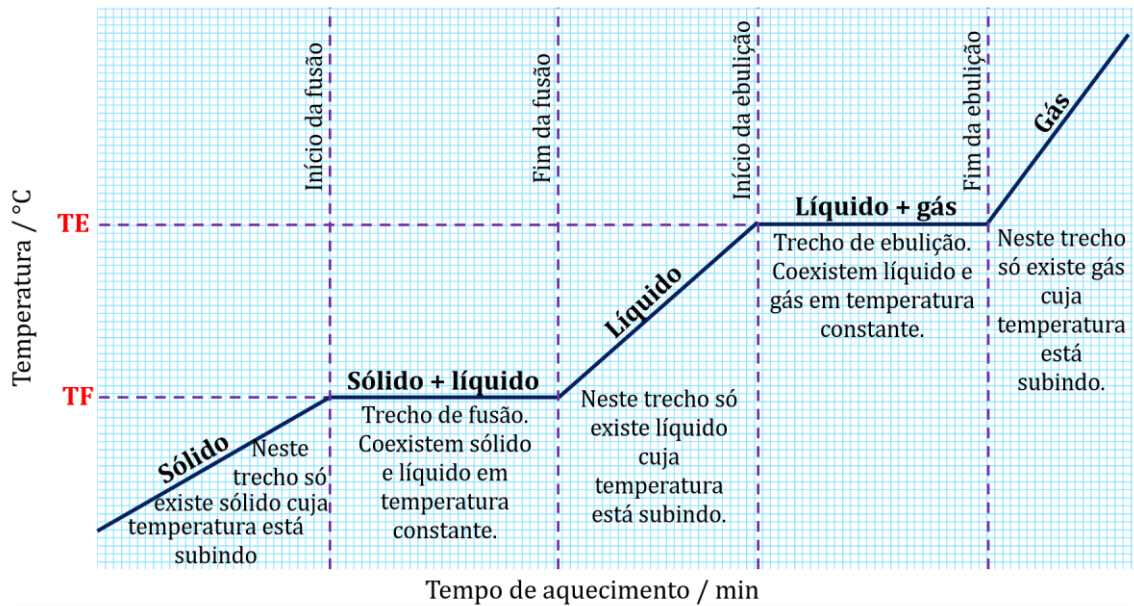


Figura 2.3: Diagrama de aquecimento de substâncias puras. TF corresponde à temperatura de fusão (também chamado de ponto de fusão) e TE corresponde à temperatura de ebulição (também chamado de ponto de ebulição).

Nos diagramas de aquecimento e resfriamento de uma substância pura observa-se que os patamares de fusão e solidificação ocorrem na mesma temperatura, assim como os patamares dos processos de ebulição e condensação, como ilustrado no caso da água pura (Figura 2.4), em que à pressão atmosférica (1 atm) a temperatura de fusão é igual a 0 °C e a de ebulição a 100 °C.

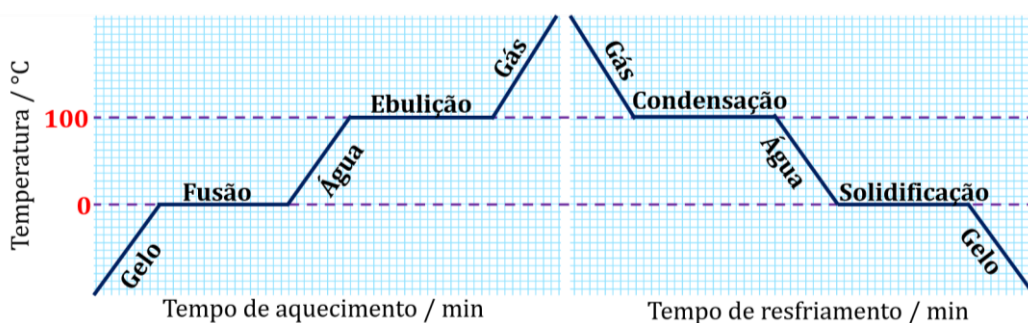


Figura 2.4: Diagramas de aquecimento (esquerda) e resfriamento (direita) da água pura.

No caso de misturas (ou substâncias impuras), os patamares não são observados e o sistema apresenta intervalos (ou faixas) de ebulição e fusão (Figura 2.5).

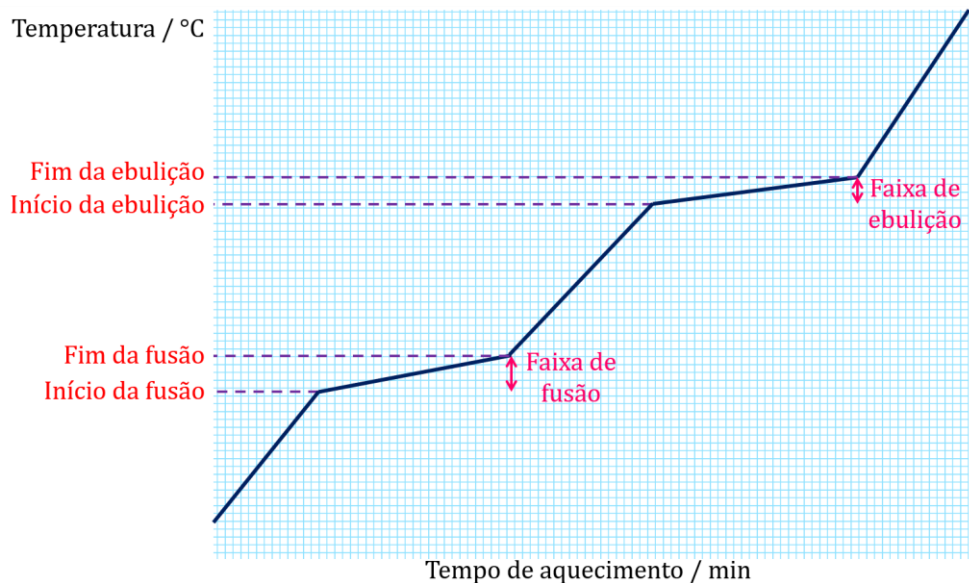


Figura 2.5: Diagrama de aquecimento de uma mistura qualquer.

Algumas misturas comportam-se como substâncias puras no momento da fusão ou da ebulição nos diagramas de aquecimento, ou seja, apresentam temperaturas de transição de fases constantes (Figura 2.6). As misturas que fundem (e solidificam) em temperatura constante são chamadas de **misturas eutéticas**, como o caso de uma liga de estanho (62%) com chumbo (38%) cuja temperatura de fusão é igual a 183 °C. As misturas que fervem (e liquefazem) em temperatura constante são denominadas **misturas azeotrópicas**, como a mistura de álcool (96%) com água (4%) cuja temperatura de ebulição é 78 °C.

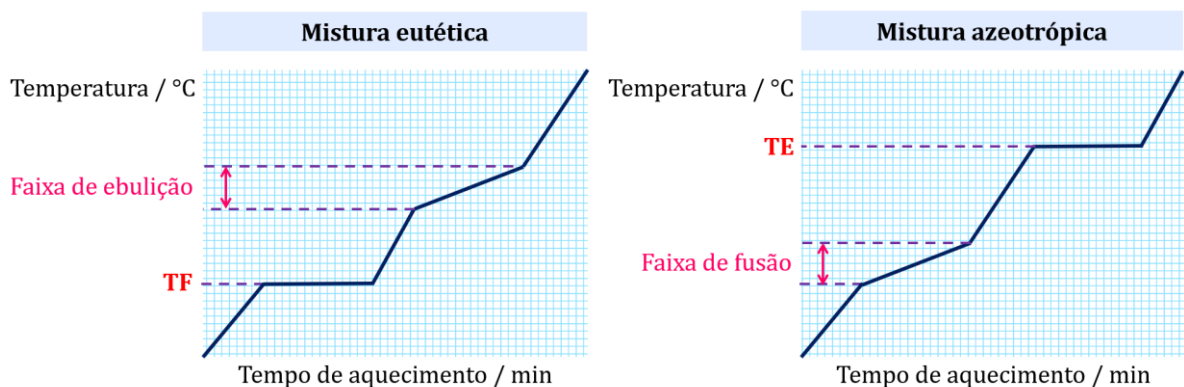


Figura 2.6: À esquerda o diagrama de aquecimento de misturas eutéticas, para as quais a temperatura de fusão (TF) é constante. À direita o diagrama de aquecimento de misturas azeotrópicas, para as quais a temperatura de ebulição (TE) é constante.

Assim, observando-se os diagramas de aquecimento ou resfriamento de um sistema homogêneo, pode-se identificar se é constituído por uma única substância ou se trata de uma

mistura homogênea. Caso o diagrama apresente dois patamares o sistema é uma substância pura. Por outro lado, se for observado que uma ou duas das transições de fase não ocorrem em temperatura constante, tem-se uma mistura.

2.7. PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Para o atendimento a muitas necessidades, é preciso realizar a separação dos componentes de uma mistura. Os processos de separação (desdobramento, fracionamento, resolução ou análise) visam isolar os diferentes componentes encontrados em uma mistura. Alguns dos processos de separação mais comuns são conceituados a seguir.

Catação: Consiste na separação manual de sólidos.

Peneiração (tamisação): Consiste na separação de sólidos de tamanhos diferentes com a utilização de uma peneira.

Levigação: Consiste na separação de sólidos com densidades diferentes, por meio da passagem de um líquido.

Ventilação: Consiste na separação de sólidos com densidades diferentes com a passagem de uma corrente de ar.

Filtração: É um processo mecânico que serve para desdobrar misturas heterogêneas de um sólido disperso em um líquido ou em um gás. Há casos em que a filtração é muito demorada. Para apressá-la usa-se a filtração a “vácuo” ou melhor dizendo, a filtração sob pressão reduzida.

Decantação: É um processo mecânico que serve para desdobrar misturas heterogêneas de um sólido em um líquido ou de dois líquidos imiscíveis entre si. O sólido ou líquido mais denso ocupa a região inferior do recipiente.

Sifonação: É um método que pode ser utilizado para separar um sólido de um líquido ou um líquido de outro com densidade diferente. O recipiente que contém a mistura fica em uma posição mais elevada que o recipiente para o qual é transferida uma das fases.

Sedimentação: Deposição de um sólido mais denso de uma mistura de sólido e líquido, devido ao efeito da gravidade.

Centrifugação: Separação de um sólido mais denso de uma mistura sólido-líquido com o emprego de uma centrífuga. A centrífuga é um aparelho que apresenta uma rotação em alta velocidade que acelera o processo de sedimentação.

Destilação simples: Esse processo é aplicado para separar os componentes de misturas formadas, geralmente, por um líquido e um sólido não volátil (um sólido que não vaporiza facilmente).

Destilação fracionada: É utilizada para separar misturas contendo dois ou mais líquidos miscíveis que apresentam temperatura de ebulição não muito próximas.

Dissolução fracionada: Método de separação de dois sólidos por meio da dissolução de um deles em um solvente.

Separação magnética (imantação): Separação de sólidos cujas propriedades magnéticas são diferentes.

2.8. TRATAMENTO DE ÁGUA E ESGOTO

A água captada dos rios passa por uma série de processos até chegar própria para o consumo humano, isto é, potável, em nossas residências. Esses processos ocorrem em **Estações de Tratamento de Água (ETAs)**. As principais etapas desse processo são: coagulação, floculação, decantação, filtração, desinfecção, fluoretação e correção de pH.

A etapa de **coagulação** consiste na adição de agentes coagulantes, como o sulfato de alumínio, na água bruta coletada do reservatório de água. Essa substância tem a função de formar um sólido gelatinoso que aglutina as partículas sólidas presentes na água bruta. A água com o agente coagulante é direcionada para tanques nos quais ocorre o processo de **floculação**, isto é, onde o processo de aglutinação das partículas continua. Nesses tanques há a formação de flocos de sujeira devido ao processo de aglutinação.

Então, a água é direcionada para os decantadores, onde os flocos de sujeira são separados da água pela ação da gravidade no processo chamado de **decantação**. A água separada da lama é levada até a próxima etapa, que consiste em sua **filtração** para remoção de pequenas partículas que ainda possam estar presentes. O primeiro filtro é uma grade com seixos (pedras de rio) com granulações (tamanho) diversas e o segundo é constituído por carvão, o qual pode ainda adsorver possíveis substâncias tóxicas. Neste ponto, a água se encontra límpida, sem a presença de partículas sólidas.

Devido a possibilidade de presença de micro-organismos infecciosos, a água passa ainda pela etapa de **desinfecção** com cloro. Em sequência passa também pelo processo de **fluoretação**, que consiste na adição de fluorssilicato de sódio (ou de ácido fluorssilícico) em quantidade adequada para auxiliar na prevenção de cárie dentária, especialmente para a população de 0 a 14 anos de idade que estão em período de formação dos dentes. Finalmente é feita a **correção do pH**, que consiste na neutralização da água para se evitar a corrosão das tubulações até a chegada da água na residência dos consumidores.

Em nossas casas utilizamos a água potável para saciar a sede, lavar roupas e vasilhas, na descarga e no banho, dentre outros vários usos. Dessa forma, é gerado a água de esgoto que é descartada nos sistemas de esgotos e direcionada às **Estações de Tratamento de Esgoto**

(ETEs) onde é tratada para retornar ao meio ambiente. Nas ETEs o esgoto passa pelas seguintes etapas: gradeamento, desarenação, tratamento biológico, decantação e descarte.

O **gradeamento** consiste na retirada de material sólido grosseiro do esgoto por meio do emprego de filtros no formato de grades. Essa primeira filtragem tem a função principal de ajudar a deixar o líquido livre de resíduos sólidos que foram descartados incorretamente. Então o esgoto segue para a etapa de **desarenação**, onde é feita a remoção de todos os sólidos não removidos no processo anterior, por meio da sedimentação (deposição no fundo dos tanques por meio da ação da gravidade). A areia e outros sólidos presentes vão para o fundo do recipiente e o líquido é direcionado para a próxima etapa.

Após a remoção dos sólidos, o esgoto é encaminhado para o **tratamento biológico**. Nessa etapa, são utilizados micro-organismos capazes de realizar a decomposição de matéria orgânica presente na água. Então, o esgoto passa pelo processo de **decantação** para a remoção do lodo formado no fundo do tanque. Esse lodo passa por um processo de desidratação e é levado para um aterro sanitário especializado para seu **descarte**. O efluente algumas vezes pode passar por processos de tratamento específico, para a remoção de algum contaminante, antes de retornar aos corpos hídricos.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01. Uma pequena peça de metal teve sua massa medida como sendo igual a 17,20 g e seu volume é igual a 6,37 mL. Um técnico de laboratório precisa determinar se a peça é de prata ou alumínio, cujas densidades são iguais à 10,50 e 2,70 g/mL, respectivamente. De qual material a peça de metal é constituída?

R. A identificação da constituição da peça metálica pode ser feita por meio da densidade, que é uma propriedade específica dos materiais. Assim, deve-se calcular a densidade da peça metálica e compará-la aos valores de densidade do alumínio e da prata fornecidos. A densidade (d) é calculada pelo quociente da massa (m) pelo volume (V): $d = m/V$. Desse modo a densidade da peça metálica é igual a: $d = (17,20 \text{ g}) / (6,37 \text{ mL}) = 2,70 \text{ g/mL}$. Observa-se que a densidade do material que constitui a peça metálica é igual a densidade do alumínio.

A peça metálica é constituída pelo metal alumínio.

02. Na tabela abaixo são fornecidos os valores de densidade de três materiais na mesma temperatura. Indique se a parafina irá afundar ou flutuar quando imersa em água e no álcool puros na temperatura na qual foram fornecidos os valores de densidade dos materiais.

Material	Densidade / (g mL^{-1})
Parafina	0,900
Água	0,997
Álcool	0,789

R. Sabe-se que, em uma mistura, o material com maior densidade ocupa a região inferior da mistura, enquanto o menos denso ocupa a região superior. Como a parafina apresenta densidade menor do que a da água e maior do que a do álcool, este sólido flutua em água e afunda no álcool.

03. A solubilidade de um sólido em um líquido é igual a 42,19 g/L. Quanto deste sólido pode ser dissolvido em 150 mL do líquido?

R. Pode-se calcular a quantidade de sólido dissolvido em 150 mL utilizando-se uma regra de três simples. Lembre-se de que 1 L = 1.000 mL.

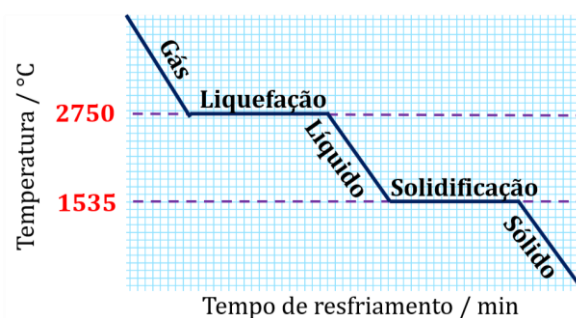
$$\begin{array}{r}
 42,19 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 1.000 \text{ mL} \\
 x \quad \quad \quad \text{-----} \quad 150 \text{ mL} \\
 x = \frac{42,19 \text{ g} \cdot 150 \text{ mL}}{1.000 \text{ mL}} = 6,33 \text{ g}
 \end{array}$$

É possível dissolver 6,33 g do sólido em 150 mL de líquido.

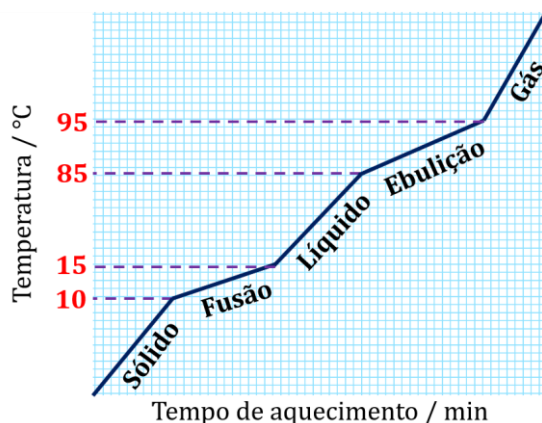
04. Um sistema é constituído por açúcar completamente dissolvida em água, um cubo de gelo e um prego. Indique se o sistema é homogêneo ou heterogêneo, bem como a quantidade de fases observadas e o seu número de componentes.

R. O sistema apresenta três fases (uma delas é a água com açúcar, outra é o gelo e a terceira o prego), por isso o sistema é heterogêneo. Os componentes do sistema são: a água, açúcar e o prego. Portanto, o sistema é heterogêneo, com três fases e três componente.

05. Desenhe o diagrama de resfriamento do ferro puro. Dados de temperaturas de transição de fases do ferro: temperatura de fusão é 1535 °C e de ebulição 2750 °C.



06. Faça um esboço do diagrama de aquecimento de uma mistura comum, cuja faixa de fusão ocorre entre 10 e 15 °C e a de ebulição entre 85 e 95 °C.



07. Proponha uma metodologia empregando-se os métodos de separação para obter em separado cada um dos componentes de um sistema constituído por água, sal, limalha de ferro e serragem.

R. O sistema descrito apresenta três fases e quatro componentes. As fases são: água com sal dissolvido, limalha de ferro e serragem. Deve-se, ao final do processo, obter os quatro componentes.

Uma metodologia que poderia ser utilizada é a seguinte: (1) utilizar a imantação para separar a limalha de ferro do restante da mistura; (2) Realizar uma filtração simples para separar a serragem da água com o sal e, finalmente, (3) realizar uma destilação simples para separar o sal da água e obter estes dois últimos componentes em separado.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

2.1. Indique as características de volume e forma para os três estados físicos da matéria.

2.2. Explique qual a diferença entre uma transformação física e uma transformação química da matéria. Indique um exemplo para cada um dos tipos de transformação.

2.3. Indique o nome da transformação física para as seguintes transições de fase:

- (a) Gasoso para sólido.
- (b) Líquido para sólido.
- (c) Líquido para gasoso.

2.4. A massa de 350 g de um líquido ocupa o volume de 480 mL. Calcule a densidade deste líquido.

2.5. A densidade de um líquido A é igual a 3 g/mL e a de um líquido B é de 2 g/mL. Sabe-se que o líquido A é imiscível no líquido B. Quando os líquidos A e B são misturados, qual líquido ocupa o fundo do recipiente?

2.6. A densidade do ar atmosférico, uma mistura de gases, é igual a 1,225 g/L. Um balão foi preenchido com dióxido de carbono, cuja densidade é igual 1,964 g/L e outro com gás hidrogênio, cuja densidade é igual a 0,089 g/L. Abaixo é fornecida uma foto desses dois balões. Considere que os valores de densidade foram dados para as mesmas condições de temperatura e pressão. Identifique qual deles está preenchido com dióxido de carbono e qual está com gás hidrogênio.



2.7. O volume ocupado por um sólido é igual a 1,8 L. Realizou-se a medida de massa desse sólido em uma balança e obteve-se o valor de 4,2 kg. Calcule a densidade deste sólido em g/mL.

2.8. A solubilidade de um sal em um líquido é igual a 20 g/L. Qual a quantidade máxima de sal que pode ser dissolvida em 300 mL deste líquido?

2.9. Para cada um dos sistemas descritos a seguir indique se o sistema é homogêneo ou heterogêneo. Indique também o número de fases e componentes.

(a) Sistema constituído por pedra, água salgada (sal dissolvido em água) e óleo.

(b) Sistema constituído por água, gelo e óleo.

2.10. Desenhe o diagrama de aquecimento do etanol puro, cuja temperatura de fusão é igual a $-114,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ e a de ebulição igual a $78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2.11. Desenhe o diagrama de aquecimento de um material desconhecido cuja temperatura de fusão é igual a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ e a faixa de ebulição é entre 115 e $125\text{ }^{\circ}\text{C}$. Este material é uma substância pura ou uma mistura? Se for uma mistura, indique de qual tipo (comum, eutética ou azeotrópica).

2.12. Um sistema é constituído por pedra, água salgada (sal dissolvido em água) e óleo. Indique um procedimento para se obter cada um dos componentes da mistura em separado.

2.13. Qual o nome da etapa do tratamento de água que consiste na separação de um líquido dos flocos sólidos aglutinados?

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

2.14. (CEFET-MG 2015) Os estados de agregação das partículas de um material indeterminado possuem algumas características diferentes, conforme mostra a Figura 1. Por outro lado, as mudanças de estado físico desse mesmo material são representadas por meio de uma curva de aquecimento que correlaciona valores de temperatura com a quantidade de energia fornecida sob a forma de calor, apresentada na Figura 2.

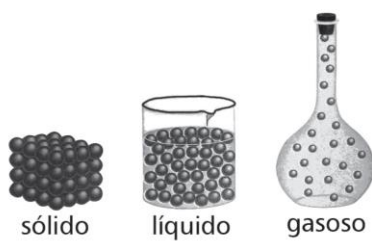


Figura 1

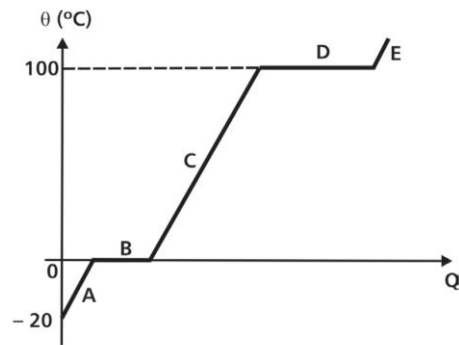


Figura 2

Uma relação entre os dados da Figura 2 e os estados de agregação da Figura 1 permite estabelecer que

- (a) B – gasoso, D – líquido, E – sólido.
- (b) A – sólido, C – líquido, E – gasoso.
- (c) A – sólido, B – líquido, C – gasoso.
- (d) C – sólido, D – líquido, E – gasoso.

2.15. (CEFET-MG 2015) Após uma aula de revisão sobre processos de separação de misturas, um professor de Química lançou um desafio aos alunos: “Considerem uma mistura contendo três componentes sólidos e proponham um modo de separá-los”. Para tanto, utilizem o quadro seguinte que contém algumas características dos constituintes dessa mistura.

Substâncias	Solubilidade em água fria	Solubilidade em água quente	Magnetismo
A	Insolúvel	Insolúvel	Sim
B	Solúvel	Solúvel	Não
C	Insolúvel	Solúvel	Não

A sequência correta de processos para a separação de cada um dos componentes da mistura é

- (a) adição de água fria, filtração, evaporação e catação.
- (b) separação magnética, adição de água fria, filtração e destilação.
- (c) adição de água quente, filtração à quente, evaporação e separação magnética.
- (d) separação magnética, adição de água quente, filtração e destilação fracionada.

2.16. (CEFET-MG 2015) Derramamentos de líquidos insolúveis e menos densos que a água (densidade = $1,0 \text{ g mL}^{-1}$) sobre rios, lagos e mares são consideradas perturbações ambientais graves. Esses líquidos espalham-se sobre a superfície da água, formando uma grande película prejudicial ao meio ambiente.

O quadro a seguir apresenta alguns materiais, no estado líquido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, acompanhados de suas propriedades físicas.

Material	Solubilidade em água	Densidade (g mL^{-1})
Gasolina	Insolúvel	0,75
Álcool	Solúvel	0,80
Tetracloroeto de carbono	Insolúvel	1,59
Ácido sulfúrico	Solúvel	1,84

Entre os materiais relacionados, aquele que provoca a perturbação ambiental mencionada é a(o)

- (a) álcool.
- (b) gasolina.
- (c) ácido sulfúrico.
- (d) tetracloroeto de carbono.

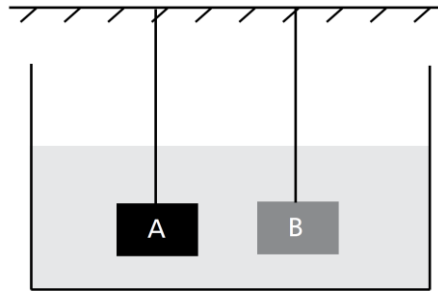
2.17. (CEFET-MG 2016) Em uma aula prática de Ciências os alunos analisaram um líquido de identidade desconhecida. Inicialmente verificaram a existência de uma única fase. Em seguida, determinaram a densidade, a temperatura de ebulição e a massa residual após a evaporação de 100 mL do líquido. A tabela abaixo evidencia os resultados das análises:

Densidade a $25 \text{ }^\circ\text{C}$	Temperatura de ebulição	Massa residual após evaporação
$0,78 \text{ g/mL}$	$76 \text{ }^\circ\text{C} - 84 \text{ }^\circ\text{C}$	20 mg

Com base nos resultados, o líquido em questão é uma

- (a) substância simples.
- (b) substância composta.
- (c) mistura heterogênea.
- (d) mistura homogênea.

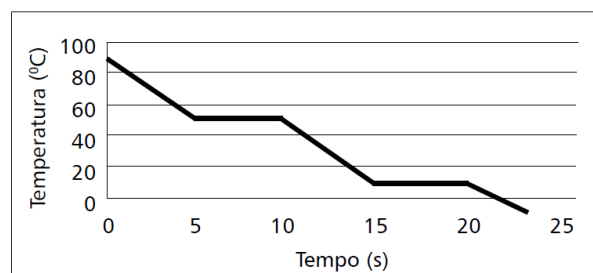
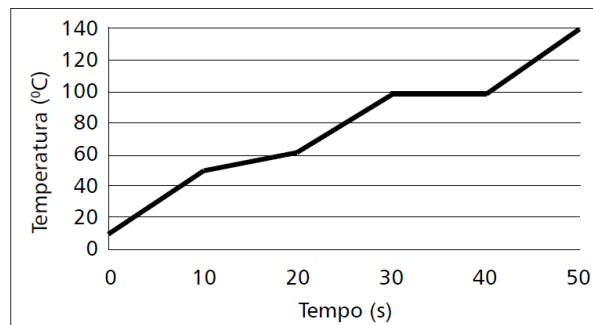
2.18. (CEFET-MG 2016) Dois blocos A e B de mesmas dimensões e materiais diferentes são pendurados no teto por fios de mesmo comprimento e mergulhados em uma cuba cheia de água, conforme a figura abaixo. Cortando-se os fios, observa-se que A permanece na mesma posição dentro da água, enquanto B vai para o fundo.



Com relação a esse fato, pode-se afirmar que a densidade do bloco

- (a) B é menor que a de A.
- (b) A é menor que a de B.
- (c) A é menor que a da água.
- (d) B é menor que a da água.

2.19. (CEFET-MG 2016) Observe os dois gráficos de variação da temperatura ao longo do tempo, disponibilizados abaixo:



Um dos gráficos corresponde ao perfil de uma substância pura e o outro, ao perfil de uma mistura.

O período de tempo que a substância pura permanece totalmente líquida e a temperatura de ebulição da mistura, respectivamente, são

- (a) 5 s e 10 °C.
- (b) 5 s e 100 °C.
- (c) 10 s e 50 °C.
- (d) 10 s e 60 °C.

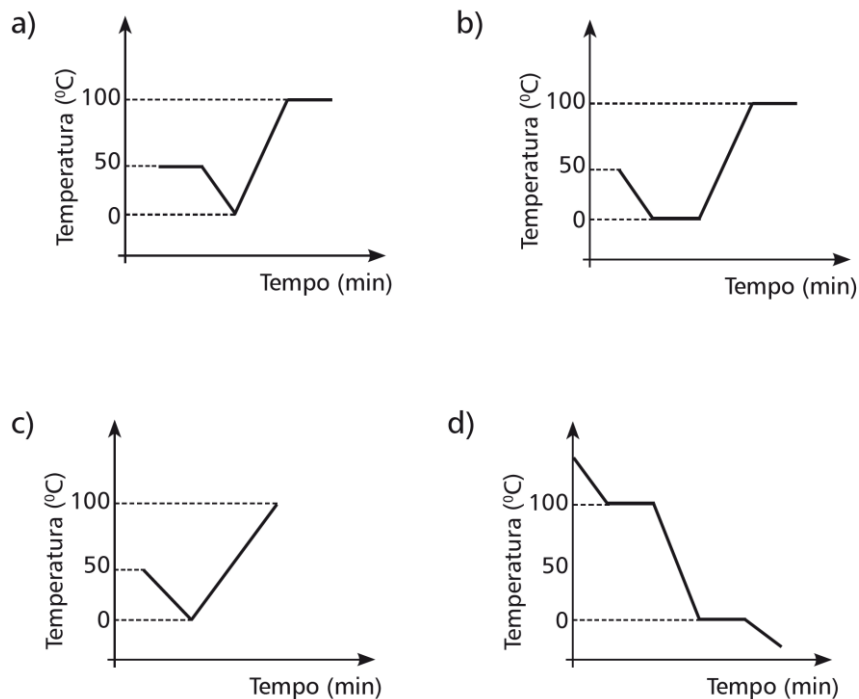
2.20. (CEFET-MG 2018) Midas, na mitologia grega, foi um rei agraciado com o dom de transformar tudo que tocava em ouro. Esse dom, que no princípio era motivo de muita alegria, tornou-se um problema para o rei que se via impedido de se alimentar por converter também em ouro os alimentos e as bebidas por ele tocados. Em todos os materiais transformados eram inalterados seus volumes.

Se a densidade de uma maçã é de aproximadamente $0,8 \text{ g/cm}^3$ e a do ouro $19,3 \text{ g/cm}^3$, a massa de uma “maçã de ouro”, que antes da transformação possuía massa m_i será mais próxima de

- (a) $15,0 m_i$.
- (b) $18,0 m_i$.
- (c) $20,0 m_i$.
- (d) $24,0 m_i$.

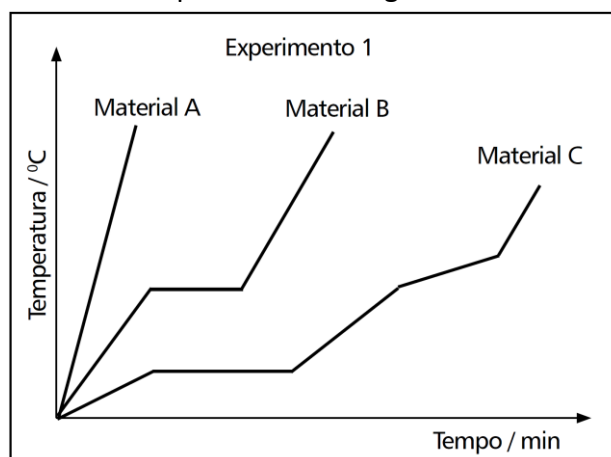
2.21. (CEFET-MG 2018) Um estudante recebeu uma amostra de água pura, sob pressão de 1 atm, inicialmente à $50 \text{ }^\circ\text{C}$. A amostra foi submetida ao resfriamento até alcançar $0 \text{ }^\circ\text{C}$, permanecendo por alguns minutos, nessa temperatura. Posteriormente, foi aquecida e mantida a 100°C .

Considerando-se que as temperaturas de fusão e ebulição da água pura, a 1 atm, são, respectivamente, 0 e $100 \text{ }^\circ\text{C}$, o gráfico da temperatura em função do tempo que esboça essa transformação é



2.22. (CEFET-MG 2019) Considere três materiais A, B e C que, na temperatura de 25 °C, são líquidos e imiscíveis entre si. Cada um deles passou, em separado, por dois experimentos para construção de curvas de aquecimento, conforme detalhado a seguir.

Experimento 1: A, B e C, inicialmente no estado sólido, foram submetidos, isoladamente, ao aquecimento gradual, partindo da mesma temperatura e condição de pressão. As curvas obtidas nesse experimento estão representadas no gráfico abaixo.



Experimento 2: as condições iniciais do Experimento 1 foram mantidas, porém, aumentando-se em três vezes o volume do material B em relação ao que foi utilizado. De novo, os três materiais foram aquecidos gradualmente.

Baseando-se na análise dos experimentos e no seu conhecimento sobre as propriedades dos materiais, julgue as afirmativas abaixo como verdadeiras (V) ou falsas (F).

- () A temperatura de fusão do material B foi maior no experimento 2 do que no 1.
- () O material A aquece mais rapidamente que o material C.
- () Os três materiais são substâncias puras.
- () A mistura de B e C, a 25 °C, pode ser separada, utilizando funil de decantação.
- () O material B possui maior temperatura de fusão que o material C.

A sequência correta é

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

2.23. (CEFET-MG 2019) Os trechos abaixo do livro O Fazedor de Velhos, de Rodrigo Lacerda referem-se a alguns tipos de sistemas.

Trecho 1	“... super Coca-Cola com muito gás e muito gelo e limão, para comemorar”. (p. 27).
Trecho 2	“E as minhas lágrimas são de chumbo derretido”. (p. 73).
Trecho 3	“... até o funcionamento de uma usina de reciclagem de lixo”. (p. 85).
Trecho 4	“Pensei também em descobrir alguma mistura de substâncias químicas que me fizesse ter o poder de experimentar o passado de novo, e o futuro antes da hora”. (p. 119).

Sobre esses sistemas, é correto afirmar que, no trecho

- (a) 1, o tipo formado pela mistura apresenta duas fases.
- (b) 2, a composição atômica do material metálico é alterada após sofrer o derretimento.
- (c) 3, o processo de separação empregado rotineiramente na usina é a catação.
- (d) 4, a mistura, caso fosse constituída por dois gases, poderia ser separada por destilação fracionada.

GABARITO

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

2.1. Os sólidos apresentam volume e forma variável; os líquidos apresentam volume fixo e forma variável (assume a forma do recipiente que o contém); os gases apresentam volume e forma variáveis (assume o volume e a forma do recipiente que o contém).

2.2. A diferença entre transformações físicas e químicas consiste na alteração de composição do sistema, em que nas físicas a composição não é alterada e na química é alterada. Exemplos de uma transformação física é a ebulição e de uma química é a fermentação do leite.

2.3. (a) Sublimação; (b) solidificação; (c) vaporização (evaporação, ebulição e calefação).

2.4. 0,73 g/mL.

2.5. O líquido A.

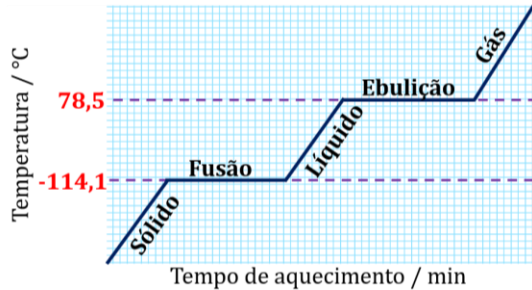
2.6. Ambos os balões estão imersos em ar atmosférico. O balão preenchido com dióxido de carbono encontra-se sobre a superfície (à esquerda) por ser mais denso que o ar, enquanto o preenchido com o gás hidrogênio (à direita) encontra-se flutuando e preso pelo barbante, por ser menos denso que o ar.

2.7. 2,33 g/mL.

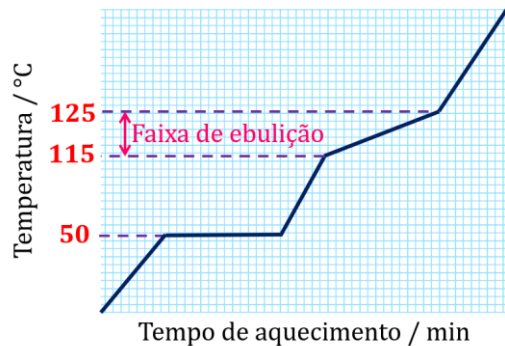
2.8. 6 gramas.

2.9. (a) Sistema heterogêneo, com três fases e quatro componentes. (b) Sistema heterogêneo, com três fases e dois componentes.

2.10.



2.11. É uma mistura eutética.



2.12. Os componentes do sistema poderiam ser separados do seguinte modo: (1) Filtração: para separar as pedras do restante da mistura; (2) Decantação: para separar o óleo da água salgada; (3) Destilação simples: para separar a água do sal.

2.13. Decantação.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

- | | | | | |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| 2.14. (b) | 2.16. (b) | 2.18. (b) | 2.20. (d) | 2.22. (a) |
| 2.15. (b) | 2.17. (d) | 2.19. (b) | 2.21. (b) | 2.23. (c) |

Capítulo 3: OS MODELOS ATÔMICOS

Desde muito tempo os filósofos tentavam explicar a matéria e suas transformações. Por volta de 460 a 370 a.C. Demócrito (um filósofo grego) imaginou a matéria formada por pequenas partículas indivisíveis denominadas de **átomos** – do grego: *a*, não e *tomos*, pedaços.

Por outro lado, Aristóteles, um filósofo grego muito influente, defendeu a ideia de que tudo o que existia no Universo seria formado a partir da combinação de quatro elementos fundamentais: terra, água, fogo e ar.

Os alquimistas tentaram, durante a idade média, desenvolver o elixir da longa vida, que seria um remédio contra todos os males físicos e morais, bem como a pedra filosofal, uma forma de transformar metais menos nobres em ouro. Em suas buscas, os alquimistas compreenderam diversos aspectos das substâncias e uniam um amplo espectro cognitivo: química, física, astrologia, arte, metalurgia, medicina, misticismo e religião. A química somente adquiriu caráter científico a partir do século XVIII, algum tempo depois do estabelecimento do método científico, que é um conjunto de regras básicas para desenvolver uma experiência a fim de produzir novos conceitos, além de corrigir e integrar conhecimentos já existentes.

Duas observações experimentais envolvendo as transformações químicas foram muito importantes para o desenvolvimento das teorias que explicam a matéria e suas transformações. Essas observações deram origem às duas **Leis Ponderais**, as quais se relacionam às massas das substâncias envolvidas em processos químicos.

A primeira lei ponderal é também chamada de **Lei da Conservação das Massas** (ou de Lei da Conservação da Matéria). Essa lei foi observada e difundida no meio científico por Lavoisier, estudioso que realizou experimentos em recipientes fechados e com balanças precisas. Lavoisier observou que no interior de um recipiente fechado, a massa total não varia, quaisquer que sejam as transformações que venham ocorrer. E isso é verdadeiro mesmo para os processos que ocorrem com uma aparente perda de massa, tal como a queima de carvão, ou com aparente ganho de massa, como a formação de ferrugem. Desse modo, Lavoisier observou que a soma das massas antes de uma reação é igual à soma das massas após a reação. Essa observação é muitas vezes chamada de Lei de Lavoisier, a qual, muitas das vezes, é enunciada como: na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma. Pode-se ilustrar esse enunciado para a combustão do carbono, em que 3 g de carbono reagem com 8 g de oxigênio (total de 11 g no início do processo) produzindo 11 g de gás carbônico ao final do processo, de modo que a massa é mantida constante.

A segunda lei ponderal é também chamada de **Lei das Proporções Definidas (Fixas ou Constantes)**, também conhecida como Lei de Proust. Este estudioso observou que amostras diferentes do mesmo composto contêm sempre a mesma proporção em massa dos seus elementos constituintes. Por exemplo, em 11 g de gás carbônico haverá 3 g de carbono e 8 g de oxigênio. No dobro de massa de gás carbônico (22 g) haverá 6 g de carbono e 16 g de

oxigênio. Desse modo, em ambas as situações as proporções em massa de carbono e oxigênio no gás carbônico são fixas e iguais a 0,27 e 0,73, respectivamente.

As Leis Ponderais são Leis da Natureza, portanto todas as transformações da matéria ocorrem em acordo com os enunciados dessas leis. Ademais, qualquer modelo que explique a constituição da matéria deve estar em uniformidade com essas duas leis.

3.1. MODELO ATÔMICO DE DALTON

O retorno da ideia de que toda e qualquer matéria seria constituída por átomos, partículas indivisíveis, ocorreu em 1803 com o estabelecimento do modelo atômico de Dalton para a constituição da matéria, o qual concordou também com as Leis Ponderais.

3.1.1. Princípios da teoria atômica de Dalton

1. A matéria é formada por átomos, partículas maciças e indivisíveis que não podem ser criadas nem destruídas. Dessa forma, os átomos preservam sua identidade em todas as transformações. Portanto, os átomos são imutáveis e, então, seria impossível transformar um elemento químico em outro, o que contrapõe às ideias dos alquimistas.
2. Existem vários tipos de átomos, sendo que cada um deles constitui um elemento químico. Além disso, os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos, particularmente em sua massa e forma.
3. Uma substância qualquer é resultado de uma combinação específica de átomos de um ou mais elementos químicos. Assim, o que ocorre em uma reação química (transformação química) é o rearranjo dos átomos para formarem novos compostos.

Existem um pouco mais que 100 elementos químicos que podem se combinar para formar todas as substâncias químicas que conhecemos. Cada elemento químico recebe um nome e uma abreviação chamada de **Símbolo**, os quais foram sugeridos em 1813 por Jöns Jacob Berzelius para facilitar a comunicação científica. Os símbolos dos elementos químicos seguem algumas regras:

- Possuem uma ou duas letras (Exemplos: Carbono – C; Nitrogênio – N; Níquel – Ni);
- As letras utilizadas são provenientes dos nomes dos elementos em latim (Exemplos: Prata (*Argentum*) – Ag; Mercúrio (*Hydrargyrum*) – Hg;
- A primeira letra do símbolo deve ser representada em maiúsculo e a segunda, quando houver, em minúsculo.

As substâncias são representadas por uma **fórmula** que indica os elementos que a constituem e suas proporções. As combinações de átomos formam as moléculas ou aglomerados de íons, como ilustrado na Figura 3.1.


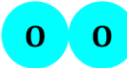
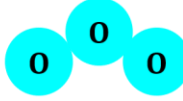

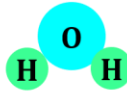
Substância	Representação	Fórmula
Hidrogênio		H ₂
Oxigênio		O ₂
Ozônio		O ₃
Sal comum		NaCl
Água		H ₂ O

Figura 3.1: Exemplos de algumas substâncias e suas representações.

3.1.2. Classificação das substâncias

As substâncias podem ser classificadas em função dos átomos que a constituem. As **substâncias simples** são formadas por átomos de um mesmo elemento químico, como por exemplo: H₂ (dois átomos de hidrogênio), O₂ (dois átomos de oxigênio), S₈ (oito átomos de enxofre) e He (um átomo de hélio). Observe que a quantidade de átomos é indicada ao lado direito do símbolo atômico de modo subscrito e que o número um (1) é oculto. As **substâncias compostas** (ou compostos químicos) são formadas por átomos de elementos químicos diferentes, como por exemplo: H₂O (a água é constituída por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio), CO₂ (gás carbônico constituído por um átomo de carbono e dois de oxigênio), NaCl (cloreto de sódio constituído por um átomo de sódio e um de cloro) e C₂H₆O (etanol constituído por dois átomos de carbono, seis de hidrogênio e um de oxigênio).

3.1.3. Explicando as misturas

As **misturas** são sistemas que apresentam mais de um componente (substância), desse modo, ao nível atômico, consistem em moléculas (ou espécies químicas) diferentes misturadas. Exemplos são: o ar atmosférico constituído por 21% de O₂, 78% de N₂ e o restante de outros gases; o etanol a 70%, em que o restante (30%) corresponde à água. As **substâncias puras** são constituídas por um só tipo de molécula ou aglomerado iônico. Por exemplo, a água pura é constituída somente por moléculas de H₂O, ou seja, 100% dessa amostra consiste em água.

À luz da teoria atômica de Dalton compreendemos melhor o que seriam as misturas e as substâncias puras, pode-se compreender melhor também as transformações físicas e químicas. Isso é possível porque o modelo atômico auxilia na melhor compreensão do que é a matéria e sua estrutura.

3.1.4. Explicando os estados de agregação e as transformações físicas

As transformações físicas ou fenômenos físicos não modificam a natureza do material. Os átomos ou moléculas não são alterados, eles são apenas agitados. Nas transições de fase a energia absorvida ou perdida na forma de calor apenas altera a movimentação dessas partículas, sem modificar a composição do material. No Quadro 3.1 é feita uma relação entre as observações de forma e volume dos três estados físicos da matéria e a explicação ao nível atômico. É interessante observar também que calor é absorvido para que ocorram a fusão, ebulição e sublimação (sólido para gás) e que essa energia absorvida pelo sistema aumenta a movimentação das partículas que constituem o material.

Quadro 3.1: Observações de volume e forma dos estados físicos da matéria e explicação do ponto de vista atômico.

Critério	Estados físicos		
	Sólido	Líquido	Gasoso
Observação	Volume e forma constantes	Volume constante e forma variável	Volume e forma variável
Explicação	As partículas permanecem em posições fixas formando um retículo cristalino	As partículas se movimentam com certa liberdade	As partículas se movimentam em todas as direções, com alta velocidade e grande liberdade.

3.1.5. Explicando as transformações químicas

As transformações químicas (ou reações químicas) ocorrem com alteração de composição do sistema, porque as moléculas iniciais (reagentes) são quebradas e seus átomos se reagrupam para formar as novas moléculas (produtos da reação). As Leis Ponderais também são observadas durante essas transformações. Em que a massa total de reagentes é igual à massa total de produtos, isto é, a quantidade de átomos inicial é igual à quantidade final (em acordo com a Lei de Conservação da Matéria). Além disso, a proporção de átomos que constitui uma substância é sempre a mesma na fórmula química que a representa (em acordo com a Lei de Proporções Constantes). Uma ilustração dessas leis é feita considerando-se o modelo atômico de Dalton para a obtenção do gás carbônico (Figura 3.2). Uma molécula de CO_2 é obtida pela reação de um átomo de carbono com uma molécula de gás oxigênio (constituída por dois átomos de oxigênio). Para a obtenção de duas moléculas de CO_2 são necessários dois átomos de carbono e duas moléculas de gás oxigênio, de modo que seja produzido o gás carbônico na proporção correta, de um átomo de carbono para dois de oxigênio. Observe também que os átomos antes da reação (antes da seta) são iguais aos átomos após a reação (depois da seta), no entanto conectados de forma diferente.

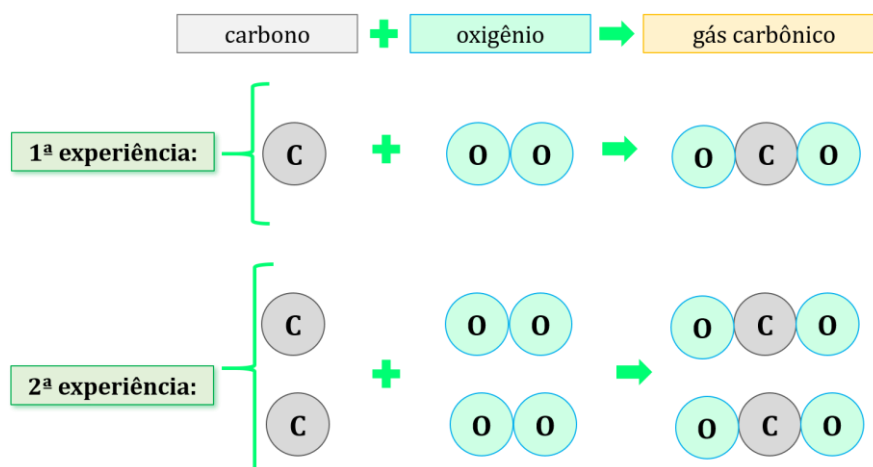


Figura 3.2: Reações para formação de gás carbônico a partir de carbono e gás oxigênio. Observe que os átomos do mesmo elemento químico são representados de modo igual.

Para representar uma transformação química, os químicos usam uma escrita especial denominada de **equação química**. Assim, para indicar a queima do etanol, utiliza-se a equação química representada na Figura 3.3. Do Lado esquerdo da seta representa-se os reagentes e do lado direito os produtos da reação empregando-se suas fórmulas químicas. Ademais, pode-se apontar também os estados físicos das substâncias, em que são utilizadas as representações (*g*), (*l*), (*s*) e (*aq*) após a fórmula química da substância para indicar os estados gasoso, líquido, sólido e aquoso (em solução aquosa), respectivamente.

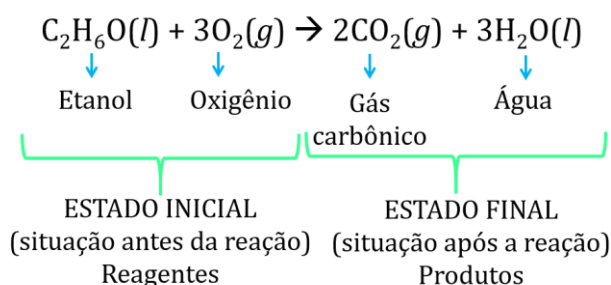


Figura 3.3: Equação química de combustão do etanol.

É importante observar que os símbolos (usados para representar os elementos químicos), as fórmulas (usadas para representar as substâncias químicas) e, agora, as equações químicas (usadas para representar as reações ou fenômenos químicos) constituem a chamada **notação química**.

Alguns sinais podem ser observados como indicativo da ocorrência de uma reação química, tais como: a liberação de energia, liberação de gases, mudanças de cor e formação de um sólido (precipitado). É importante também diferenciar a formação de uma mistura de uma reação. Por exemplo, ao se misturar o ferro (prateado) e o enxofre (amarelo) obtém-se uma mistura desses dois componentes. É possível, inclusive, separá-los utilizando-se a imantação, em que o ferro é atraído por um ímã. Ao se misturar o ferro com o enxofre e

fornecer energia na forma de calor, irá ocorrer uma reação, em que será formado o sulfeto ferroso de cor preta. Neste caso, não é possível atrair o ferro com um ímã e separá-lo do enxofre, uma vez que ao final do processo obtém-se uma nova substância que não tem propriedade magnética. Portanto, ao se misturar dois componentes, as propriedades individuais dessas substâncias são preservadas e é possível separá-las utilizando-se os métodos de separação físicos aprendidos no Capítulo 2. Caso os componentes reajam, há a formação de novas substâncias com propriedades diferentes das substâncias reagentes. Além disso, não é possível separar os componentes iniciais utilizando os métodos físicos de separação aprendidos.

3.2. MODELO ATÔMICO DE THOMSON

O modelo atômico de Dalton estava em acordo com as Leis Ponderais, explicando bem as transformações da matéria em relação às massas de substâncias envolvidas. No entanto, não era capaz de explicar alguns fenômenos elétricos, há muito tempo conhecidos pela humanidade, tal como a eletrização por atrito. Tales de Mileto (VI a. C.) observou que ao atritar uma resina âmbar com tecido ou pelo animal, a resina passava a atrair pequenos objetos. Além disso, não conseguia explicar a eletricidade, a corrente elétrica, a formação de íons e a descarga elétrica em gases

No ano de 1854, Geissler construiu um tubo de vidro no qual era possível observar o fenômeno da descarga elétrica em gases (Figura 3.4). Um tubo de vidro era preenchido com um gás em baixa pressão e nas extremidades deste tubo eram aplicadas altas tensões. Observava-se então o aparecimento de uma luz, de uma extremidade a outra, devido à descarga elétrica.

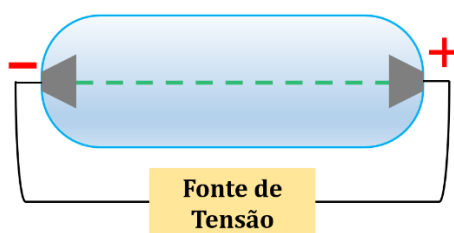


Figura 3.4: Esquema de um tubo de Geissler, com a descarga elétrica representada pela linha verde tracejada. O eletrodo negativo está à esquerda e o positivo à direita do tubo.

Crookes, em 1875, construiu um tubo semelhante ao de Geissler. Com a principal diferença de que o tubo de vidro era preenchido com gases com pressões ainda mais baixas. Observou que era gerada uma luminescência do lado oposto ao cátodo (eletrodo de polo negativo do tubo). Foi possível verificar também que quando um anteparo era colocado entre os dois eletrodos, formava-se uma sombra no formato do anteparo, que demonstra a trajetória retilínea do raio gerado dentro do tubo. Por se originar no cátodo, esses raios foram chamados de catódicos.

Thomson observou que ao aproximar um campo elétrico positivo no Tubo de Crookes os raios catódicos eram atraídos em direção a este campo, e concluiu, desse modo, que esses raios deviam apresentar partículas de carga negativa. Além disso, essas partículas apresentam a mesma natureza, independentemente do tipo de material utilizado na confecção dos eletrodos e do tipo de gás no interior do tubo. Por isso, essas partículas deveriam fazer parte da constituição de qualquer tipo de material. Então, Thomson, em 1897, evidencia a existência das partículas subatômicas denominadas **elétrons**, de modo que o átomo deixa de ser considerado uma partícula indivisível, como sugerido por Dalton.

Thomson propõe um novo modelo atômico, em 1903, que explicava melhor os fenômenos elétricos. Neste modelo o átomo é formado por uma “pasta” positiva “recheada” pelos elétrons de carga negativa, o que garantia a neutralidade elétrica da matéria (Figura 3.5). Este modelo é também conhecido como modelo do pudim de passas, analogia feita pelo próprio Thomson.

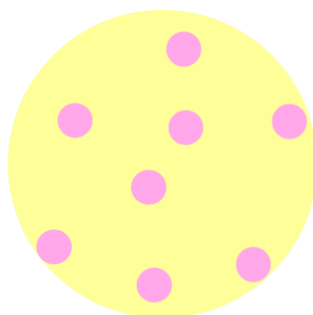


Figura 3.5: Modelo atômico de Thomson. O átomo é uma massa maciça carregada positivamente (em amarelo) incrustada por elétrons (em rosa) em toda a sua extensão, semelhante à um pudim de passas.

Goldstein realizou experimentos com a ampola de Crookes modificada e identificou os raios canais (ou anódicos), em 1886, os quais são formados por partículas positivas e seriam os restos dos átomos que perderam os elétrons para a formação dos raios catódicos. Rutherford, realizou experimentos com o hidrogênio e observou que a menor carga positiva para as partículas dos raios canais provinha deste átomo e atribuiu o nome de **próton** à essa partícula.

3.3. MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD

Por meio da interpretação do experimento ilustrado na Figura 3.6, Rutherford sugeriu um novo modelo atômico em 1911. Neste experimento um feixe de partículas α , as quais apresentam massa igual ao do átomo de hélio e carga +2, é direcionada à uma lâmina muito fina de ouro. É observado que a maior parte das partículas α atravessa a lâmina de ouro, apenas algumas partículas desviam ou retrocedem.

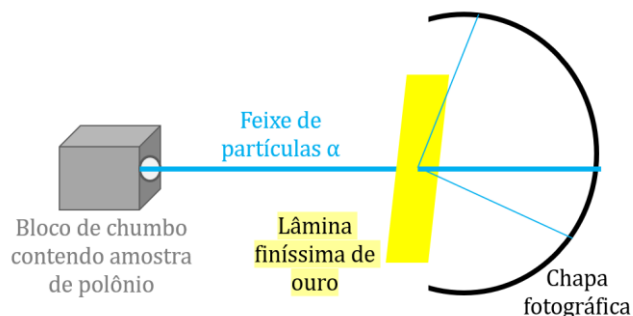


Figura 3.6: Ilustração do experimento avaliado por Rutherford.

Rutherford concluiu que os átomos não são maciços, como pensaram Dalton e Thomson, e que a matéria seria constituída por átomos cuja estrutura é formada por um **núcleo** pequeno, denso e positivo, disperso em um grande espaço vazio. No núcleo é que se localiza a contribuição de massa para um átomo. Ao redor do núcleo estariam girando os elétrons, pequenos e negativos (Figura 3.7). A região onde são encontrados os elétrons é chamada de **eletrosfera** e apresenta volume praticamente igual ao volume do átomo. O átomo é até 100.000 vezes maior do que o seu núcleo. Uma analogia pode ser feita em uma escala macroscópica, em que um átomo seria do tamanho de um estádio de futebol e seu núcleo a cabeça de um alfinete no centro do campo.

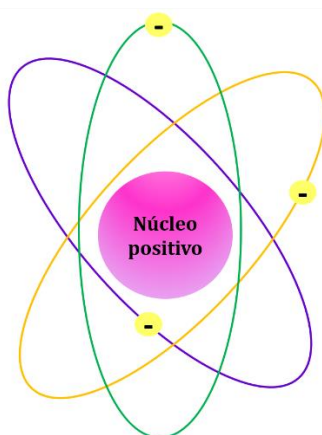


Figura 3.7: Representação do átomo segundo o modelo de Rutherford fora de escala (o núcleo é muito menor do que a eletrosfera em um átomo real).

Chadwick, em 1932, identificou que no núcleo também se encontrava a partícula subatômica denominada de **nêutron**, a qual não apresenta carga elétrica e de massa praticamente igual à dos prótons. Os nêutrons teriam a função de isolar os prótons, o que evitaria suas repulsões (uma vez que cargas de mesmo sinal se repelem) e a consequente desintegração do núcleo. No Quadro 3.2 é feita uma síntese das relações de massa e carga das três partículas subatômicas: prótons, nêutrons e elétrons. Os prótons e nêutrons compõem o núcleo atômico, enquanto os elétrons ficam na eletrosfera.

Quadro 3.2: Relações de carga e massa entre o próton, o nêutron e o elétron.

Partícula	Massa	Carga elétrica
Próton	1	+1
Nêutron	1	0
Elétron	1/1836	-1

3.3.1. A identificação dos átomos

O **número atômico (Z)** é o número de prótons existentes no núcleo de um átomo. Em um átomo neutro, o número de elétrons na eletrosfera é igual ao seu número atômico. O **número de massa (A)** é a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (N) existentes em um átomo: $A = Z + N$.

Um elemento químico é o conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico. Portanto, é o número atômico que identifica um elemento químico. Por exemplo:

- Z = 11 são os átomos do elemento químico Sódio (Na);
- Z = 17 são os átomos do elemento químico Cloro (Cl);
- Z = 26 são os átomos do elemento químico Ferro (Fe).

A notação geral de um átomo é dada por A_ZX , em que X é o símbolo do elemento, A é o número de massa e Z o número atômico. Por exemplo, ${}^{23}_{11}\text{Na}$ e ${}^{22}_{11}\text{Na}$ são átomos do elemento sódio. Portanto, ambos os átomos apresentam o mesmo número atômico (mesmo número de prótons no núcleo). No entanto, o primeiro apresenta número de massa igual a 23 (12 nêutrons no núcleo) e o segundo A = 22 (11 nêutrons no núcleo).

3.3.2. Íons

Os íons são átomos que ganharam ou perderam elétrons. Ao perder elétrons o íon é chamado de cátion e ao ganhar elétrons de ânion. A carga do íon é indicada de modo sobrescrita no lado direito da representação do símbolo do átomo. Veja as definições e exemplos:

Cátion: é um átomo que perdeu elétrons e conseqüentemente torna-se um íon positivo. Exemplos: Na^+ (um átomo de sódio que perdeu um elétron, e como consequência disso, tem um próton a mais – uma carga positiva a mais – do que elétrons); Zn^{2+} (um átomo de zinco que perdeu dois elétrons) e Al^{3+} (um átomo de alumínio que perdeu três elétrons).

Ânion: é um átomo que ganhou elétrons e conseqüentemente torna-se um íon negativo. Exemplos: Cl^- (um átomo de cloro que ganhou um elétron, e como consequência disso, tem um elétron a mais – uma carga negativa a mais – do que prótons); S^{2-} (um átomo de enxofre que ganhou dois elétrons) e Br^- (um átomo de bromo que ganhou um elétron).

A massa de um átomo se concentra no núcleo e seu tamanho é definido pelo volume da eletrosfera. Quando um átomo ganha elétrons, seu tamanho aumenta, pois sua eletrosfera

umenta de tamanho. Quando um átomo perde elétrons, diminui de tamanho, pois sua eletrosfera diminui. No entanto, em ambos os casos sua massa praticamente não se altera, pois a massa do elétron é desprezível.

3.3.2. Análise do número atômico, de nêutrons e de massa

Os átomos podem apresentar números atômicos, de nêutrons e de massa iguais aos de outros átomos. Nestes casos, esses átomos recebem designações especiais que serão descritas adiante.

Isótopos são átomos com o mesmo número de prótons (Z) e diferente número de massa (A). Como apresentam o mesmo valor de Z são átomos de um mesmo elemento químico, que apresentam número de nêutrons diferentes. Exemplos:

- Isótopos do hidrogênio, Z = 1: ${}^1_1\text{H}$ (hidrogênio); ${}^2_1\text{H}$ (deutério) e ${}^3_1\text{H}$ (trítio).
- Isótopos do oxigênio, Z = 8: ${}^{16}_8\text{O}$ (oxigênio-16); ${}^{17}_8\text{O}$ (oxigênio-17) e ${}^{18}_8\text{O}$ (oxigênio-18).

Apenas os isótopos do hidrogênio recebem nomes especiais. Em geral, para designar um isótopo de um elemento químico é escrito o nome do elemento e o número de massa unidos por um hífen, como o caso dos nomes dos isótopos do elemento oxigênio. Praticamente todos os elementos químicos naturais são formados por misturas de isótopos, como o caso do elemento cloro, com ocorrência de 75% de cloro-35 e 25% de cloro-37.

Isóbaros são átomos com diferentes números de prótons (átomos de elementos diferentes), mas que possuem o mesmo número de massa (A). Exemplos:

- A = 40: ${}^{40}_{19}\text{K}$ e ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.
- A = 42: ${}^{42}_{21}\text{Sc}$ e ${}^{42}_{22}\text{Ti}$.

Isótonos são átomos de diferentes números de prótons (elementos diferentes), diferentes números de massa, porém com o mesmo número de nêutrons (N). Exemplos: N = 20: ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ e ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.

As espécies que têm o mesmo número de elétrons são chamadas de **isoeletrônicas**. Por exemplo, o ânion cloreto (Cl^-) e o átomo argônio (Ar) têm 18 elétrons em suas respectivas eletrosferas.

3.4. MODELO ATÔMICO DE BOHR

O modelo de Rutherford não explicava por que os elétrons não perdiam energia e colidiam com o núcleo. Não explicava também o espectro de emissão de ondas eletromagnéticas pelos átomos. Para explicar esses fatos, Bohr estabeleceu alguns postulados sobre a estrutura eletrônica de um átomo.

3.4.1. Postulados de Bohr

1. Os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de orbitas bem definidas, que são denominadas órbitas estacionárias;
2. Movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
3. Ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia chamada de quantum de energia.

Um átomo no estado fundamental apresenta todos os elétrons alocados nos níveis menos energéticos (camadas internas). De acordo com o modelo atômico de Bohr, quando um elétron absorve energia ele passa pelo processo chamado de excitação e vai para um nível mais energético. Ao passar pelo processo chamado de relaxação e retornar ao estado fundamental, libera energia na forma de radiação (ondas eletromagnéticas). Isto é o que explica, por exemplo, os fogos de artifício. Após as explosões, os átomos passam pelo processo de relaxação emitindo luz colorida.

3.4.2. Configuração eletrônica por níveis e subníveis

De acordo com o modelo atômico de Bohr os elétrons ocupam órbitas estacionárias bem definidas na eletrosfera de um átomo. Essas órbitas encontram-se em uma das sete camadas eletrônicas, as quais estão associadas a um número que varia de 1 a 7, chamado de **número quântico principal (n)** e que correspondem a níveis energéticos, sendo que quanto menor o valor n, menor a energia associada. No Quadro 3.3 são apresentadas as camadas eletrônicas e o número máximo de elétrons que pode ser alocado em cada uma delas.

Quadro 3.3: As camadas eletrônicas e o correspondente número máximo de elétrons.

Camada	Número quântico principal (n)	Número máximo de elétrons
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	32
P	6	18
Q	7	8

Cada camada eletrônica apresenta ainda subníveis energéticos (subcamadas), que são designados pelas letras *s*, *p*, *d* e *f*. A quantidade máxima de elétrons por subnível é 2, 6, 10 e 14, respectivamente. Esses subníveis são caracterizados pelos **números quânticos secundários ou azimutal (l)** que assumem os valores 0, 1, 2 e 3

Um orbital é uma região do espaço ao redor do núcleo onde é máxima a probabilidade de encontrar um determinado elétron. Em cada orbital são alocados no máximo dois elétrons, um com **número quântico de spin** igual a $+1/2$ e outro igual a $-1/2$. Assim, os subníveis *s*, *p*, *d* e *f* apresentam um, três, cinco e sete orbitais. Cada um desses orbitais é caracterizado ainda por um **número quântico magnético (m)** que pode assumir os seguintes valores: -3, -2, -1, 0, 1, 2 e 3.

Muitas vezes os orbitais são representados por um quadrado. Na Figura 3.8 são esquematizados todos os orbitais possíveis para os níveis e subníveis energéticos presentes em um átomo.

n / l	s	p	d	f
1 (K)	0			
2 (L)	0	-1 0 +1		
3 (M)	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	
4 (N)	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
5 (O)	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
6 (P)	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	
7 (Q)	0	-1 0 +1		

Figura 3.8: Orbitais (representados por um quadrado) possíveis de serem ocupados por elétrons em um átomo considerando-se os níveis e subníveis energéticos. Os números dentro dos quadrados correspondem ao número quântico magnético (m) do orbital.

Desse modo, cada elétron da eletrosfera é identificado por seus quatro números quânticos:

- O número quântico principal: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6$ ou 7 ;
- O número quântico secundário: $l = 0, 1, 2$ ou 3 ;
- O número quântico magnético: $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2$ ou $+3$;
- O número quântico de spin: $s = -1/2$ ou $+1/2$.

3.4.3. Distribuição eletrônica – Diagrama de Pauling

Em um átomo, não existem dois elétrons com os quatro números quânticos iguais. Este fato é chamado de Princípio da Exclusão de Pauli. Os elétrons são alocados, em geral, nos orbitais das camadas mais internas (K) para as mais externas (Q), seguindo uma ordem de distribuição. O Diagrama de Pauling (Figura 3.9) esquematiza de modo simples a forma da distribuição dos elétrons pelos níveis e subníveis eletrônicos. Indica-se a quantidade de elétrons em um subnível por um número ao lado direito de modo sobrescrito à letra de sua representação. Por exemplo, uma distribuição eletrônica do tipo: $1s^2 2s^2 2p^5$, indica que há dois elétrons no subnível s da camada K, dois elétrons no subnível s e 5 elétrons no subnível p da camada L.

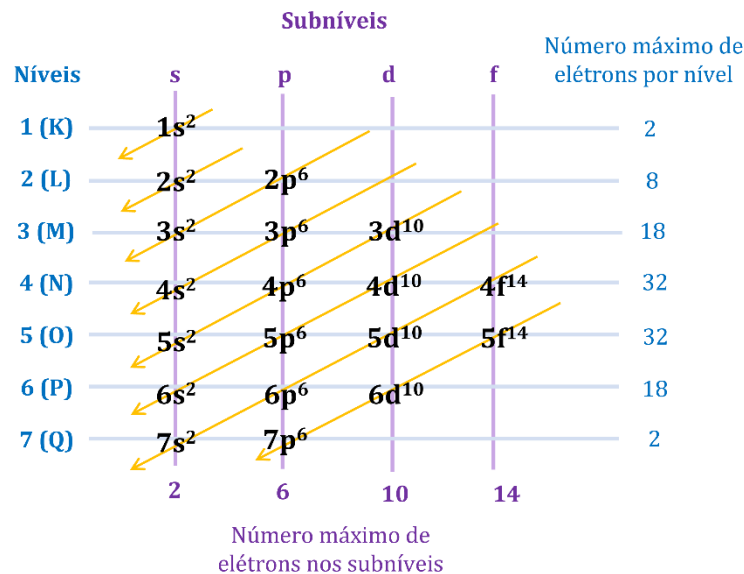
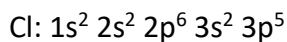
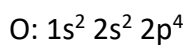
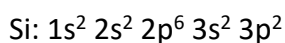
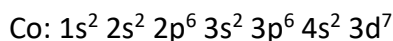
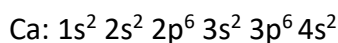
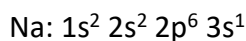
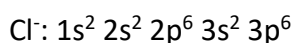
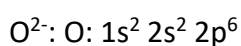
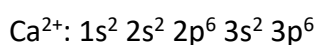
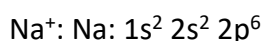


Figura 3.9: Diagrama de Pauling para a distribuição eletrônica pelos orbitais atômicos. Deve-se realizar a distribuição dos elétrons seguindo-se as setas na diagonal de cima para baixo. De modo que, a sequência a ser seguida é: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p. Segundo essa ordem, observe que não é necessário que uma camada esteja com a quantidade máxima de elétrons, para que os elétrons ocupem antes um subnível de outra camada eletrônica. Por exemplo, o subnível 4s é preenchido antes de 3d.

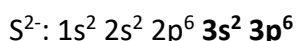
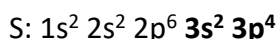
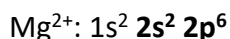
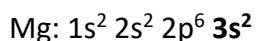
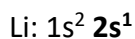
A distribuição dos elétrons nos níveis e subníveis de alguns átomos é ilustrada a seguir:



Os elétrons recebidos ou perdidos pelos átomos para a formação dos íons são recebidos ou retirados da última camada eletrônica. Compare as distribuições eletrônicas dos íons Na⁺, Ca²⁺, O²⁻ e Cl⁻ dadas abaixo com as distribuições dos átomos neutros dadas anteriormente.



A **camada de valência** de um átomo ou íon corresponde ao último nível preenchido por elétrons da espécie química, isto é, a camada com o maior número quântico principal. Abaixo são indicadas as camadas de valência (destacadas em negrito) de algumas espécies:



Mais adiante, nesta apostila, será discutido a importância da distribuição eletrônica para as propriedades químicas dos elementos e para se compreender como os átomos se combinam para formar as substâncias.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01. Com base nas Leis Ponderais (Leis de Lavoisier e de Proust), indique os valores das massas que substituiriam as letras de A a I no quadro a seguir, da transformação química do ácido acético e carbonato de sódio em água, dióxido de carbono e acetato de sódio.

Ácido acético	+	Carbonato de sódio	→	Água	+	Dióxido de carbono	+	Acetado de sódio
120 g		106 g		18 g		44 g		A
B		C		36 g		D		E
40 g		F		G		H		I

R. Pela Lei da Conservação das Massas (Lei de Lavoisier) a soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos. Desse modo, considerando-se a primeira linha de dados (Experimento 1) de massas dos componentes da transformação química:

$$120 \text{ g} + 106 \text{ g} = 18 \text{ g} + 44 \text{ g} + A$$

$$A = 164 \text{ g}$$

Considerando-se a segunda linha de dados (Experimento 2), observa-se que a massa de água dobrou em relação ao primeiro experimento $[(36 \text{ g})/(18 \text{ g}) = 2]$. Assim, segundo a Lei das Proporções Definidas (Lei de Proust), as massas dos demais componentes também devem dobrar. Desse modo:

$$B = 2 \cdot 120 \text{ g} = 240 \text{ g}$$

$$C = 2 \cdot 106 \text{ g} = 218 \text{ g}$$

$$D = 2 \cdot 44 \text{ g} = 88 \text{ g}$$

$$E = 2 \cdot 164 \text{ g} = 328 \text{ g}$$

Pode-se conferir estes dados, por meio da Lei de Lavoisier. Então:

$$B + C = 36 \text{ g} + D + E$$

$$240 \text{ g} + 218 \text{ g} = 36 \text{ g} + 88 \text{ g} + 328 \text{ g}$$

$$452 \text{ g} = 452 \text{ g}$$

Considerando-se a terceira linha de dados (Experimento 3), observa-se que a massa de ácido acético é um 1/3 (um terço) da do primeiro experimento $[(40 \text{ g})/(120 \text{ g}) = 1/3]$. Assim, as massas dos demais componentes do experimento da terceira linha também serão um terço das do primeiro experimento:

$$F = (1/3) \cdot 106 \text{ g} = 35,33 \text{ g}$$

$$G = (1/3) \cdot 18 \text{ g} = 6 \text{ g}$$

$$H = (1/3) \cdot 44 \text{ g} = 14,67 \text{ g}$$

$$I = (1/3) \cdot 164 \text{ g} = 54,66 \text{ g}$$

Para conferir os dados:

$$40 \text{ g} + F = G + H + I$$

$$40 \text{ g} + 35,33 \text{ g} = 6 \text{ g} + 14,67 \text{ g} + 54,66 \text{ g}$$

Os valores que substituem as letras de A a I no quadro de experimentos dado são: A = 164 g; B = 240 g; C = 218 g; D = 88 g; E = 328 g; F = 35,33 g; G = 6 g; H = 14,67 g e I = 54,66 g.

02. Dadas as fórmulas químicas das substâncias, indique se são simples ou compostas. Identifique também os átomos que as constituem e suas respectivas quantidades segundo a fórmula química das substâncias.

(a) Xe

(d) LiBr

(g) KOH

(b) HF

(e) Na₂O

(h) O₃

(c) CaCl₂

(f) Cu

(i) Al₂(SO₄)₃

R. Dica: Consulte uma tabela periódica (página 144 da apostila) para encontrar os nomes dos elementos, dados os seus símbolos.

(a) Xe: Substância simples, fórmula química com um átomo de xenônio.

(b) HF: Substância composta, fórmula química com um átomo de hidrogênio e um de flúor.

(c) CaCl₂: Substância composta, fórmula química com um átomo de cálcio e dois de cloro.

(d) LiBr: Substância composta, fórmula química com um átomo de lítio e um de bromo.

(e) Na₂O: Substância composta, fórmula química com dois átomos de sódio e um de oxigênio.

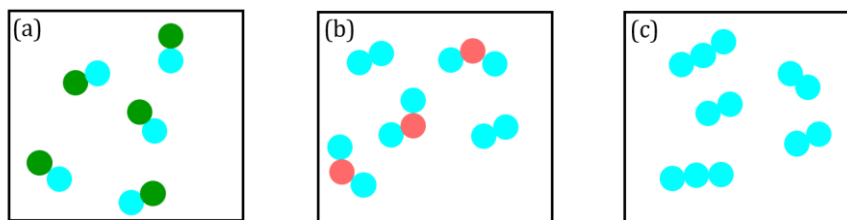
(f) Cu: Substância simples, fórmula química com um átomo de cobre.

(g) KOH: Substância composta, fórmula química com um átomo de potássio, um de oxigênio e um de hidrogênio.

(h) O₃: Substância simples, fórmula química com três átomos de oxigênio.

(i) Al₂(SO₄)₃: Substância composta, fórmula química com dois átomos de alumínio, três de enxofre (1 · 3) e doze de oxigênio (4 · 3).

03. Dados os sistemas (a) a (c) a seguir, identifique se são substâncias puras ou misturas. Indique também se as substâncias que constituem os sistemas são simples ou compostas.



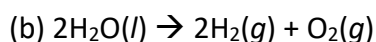
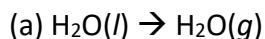
R. Cada tipo de átomo é representado por uma esfera com sua respectiva cor. Desse modo, todos os átomos da mesma cor são do mesmo elemento químico. As moléculas são constituídas por mais de um átomo conectado (juntos) e podem transladar (movimentar nos eixos x, y e z) e também rotacionar. As moléculas representadas por somente um tipo de átomo conectado, são substâncias simples. Enquanto aquelas que apresentam mais de um tipo de átomo conectado, são substâncias compostas. Em um sistema com apenas um tipo de molécula, tem-se uma substância pura. Aquele com mais de um tipo de substância é uma mistura. Dessa forma, avaliando-se cada caso:

(a) O sistema é constituído por um único tipo de molécula, portanto é uma substância pura. A molécula que constitui este sistema é do tipo composta, uma vez que são dois átomos de elementos diferentes conectados. Resumindo: trata-se de uma substância pura composta.

(b) O sistema é constituído por dois tipos de moléculas, uma diatômica (com dois átomos) e outra triatômica (com três átomos), portanto trata-se de uma mistura (contém dois componentes). A molécula diatômica é do tipo simples, uma vez que é constituída por dois átomos iguais. A molécula triatômica é do tipo composta, porque é constituída por dois átomos de um elemento e um átomo de outro elemento. Resumindo: trata-se de uma mistura de dois componentes, sendo um uma substância simples e a outra composta.

(c) O sistema é constituído por dois tipos de moléculas, uma diatômica e outra triatômica, portanto trata-se de uma mistura (contém dois componentes). Ambas as moléculas são do tipo simples, uma vez que são constituídas por átomos iguais, do mesmo elemento químico. Resumindo: trata-se de uma mistura de dois componentes, sendo ambas as substâncias simples.

04. Observe as representações a seguir. Identifique aquela que corresponde a uma transformação física e a que corresponde à uma transformação química.



R. A equação da letra (a) representa uma transformação física, que é a vaporização (transição de fase líquida para a gasosa). Observe que a fórmula química utilizada para representar a substância antes da seta é a mesma após a seta, desse modo a composição do sistema não é alterada, o que muda é o estado físico da substância. A equação química representada em (b) corresponde à uma transformação química, uma vez que as substâncias antes da seta são

diferentes depois da seta (as fórmulas químicas são diferentes). Desse modo, ocorre uma alteração de composição no sistema.

05. Identifique se os seguintes íons são cátions ou ânions e indique também a quantidade de elétrons perdidos ou recebidos.

- (a) Cu^{2+} (b) Rb^+ (c) Cl^- (d) Mn^{7+} (e) S^{2-}

R. Os íons são átomos que perderam ou ganharam elétrons, o número de prótons permanece inalterado.

(a) Cu^{2+} : é um cátion, o átomo de cobre perdeu dois elétrons. A espécie apresenta carga positiva porque possui dois prótons a mais do que elétrons em sua estrutura.

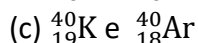
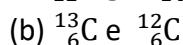
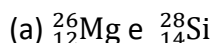
(b) Rb^+ : é um cátion, o átomo de rubídio perdeu um elétron. A espécie apresenta carga positiva porque possui um próton a mais do que elétrons em sua estrutura.

(c) Cl^- : é um ânion, o átomo de cloro ganhou um elétron. A espécie apresenta carga negativa porque possui um elétron a mais do que prótons em sua estrutura.

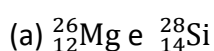
(d) Mn^{7+} : é um cátion, o átomo de manganês perdeu sete elétrons. A espécie apresenta carga positiva porque possui sete prótons a mais do que elétrons em sua estrutura.

(e) S^{2-} : é um ânion, o átomo de enxofre ganhou dois elétrons. A espécie apresenta carga negativa porque possui dois elétrons a mais do que prótons em sua estrutura.

06. Classifique os pares de átomos em isótopos, isótonos ou isóbaros.



R. A notação utilizada para especificar o número atômico (Z) e o número de massa (A) de um átomo qualquer X é: ${}_{Z}^AX$, em que X é o símbolo do elemento. O número de massa é calculado como a soma no número atômico e do número de nêutrons (N), de modo que: $A = Z + N$. Assim, dados os valores de Z e A pode-se determinar N, por meio da equação: $N = A - Z$. Para reconhecermos se um par de átomos são isótopos, isótonos ou isóbaros entre si, devemos determinar os valores de Z, N e A, respectivamente. Quando os átomos apresentam o mesmo valor de Z, são isótopos e são do mesmo elemento químico, portanto, representados pelo mesmo símbolo (X). Quando os átomos possuem o mesmo valor de N, são isótonos. Quando apresentam o mesmo valor de A, são isóbaros. É interessante notar ainda que, nestes dois últimos casos os átomos não são do mesmo elemento químico. Avaliando-se os casos dados:



Átomo	Z	A	N
${}_{12}^{26}\text{Mg}$	12	26	$26 - 12 = 14$
${}_{14}^{28}\text{Si}$	14	28	$28 - 14 = 14$

Os átomos ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ e ${}^{28}_{14}\text{Si}$ apresentam o mesmo número de nêutrons, portanto são isótonos.

(b) ${}^{13}_6\text{C}$ e ${}^{12}_6\text{C}$

Átomo	Z	A	N
${}^{13}_6\text{C}$	6	13	$13 - 6 = 7$
${}^{12}_6\text{C}$	6	12	$12 - 6 = 6$

Os átomos ${}^{13}_6\text{C}$ e ${}^{12}_6\text{C}$ apresentam o mesmo número de prótons, portanto são isótopos.

(c) ${}^{40}_{19}\text{K}$ e ${}^{40}_{18}\text{Ar}$

Átomo	Z	A	N
${}^{40}_{19}\text{K}$	19	40	$40 - 19 = 21$
${}^{40}_{18}\text{Ar}$	18	40	$40 - 18 = 22$

Os átomos ${}^{40}_{19}\text{K}$ e ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ apresentam o mesmo número de massa, portanto são isóbaros.

07. Identifique a qual elemento químico corresponde os seguintes átomos e íons. Indique para cada caso: número de prótons, nêutrons e elétrons.

(a) ${}^{31}_{15}\text{X}$

(b) ${}^{32}_{16}\text{X}^{2-}$

(c) ${}^{27}_{13}\text{X}^{3+}$

R. Para identificar a qual elemento químico pertence um átomo ou íon deve-se observar o número atômico. A determinação do número de nêutrons é feita por $N = A - Z$. A quantidade de elétrons será igual ao número atômico para um átomo neutro. Para um cátion, a quantidade de elétrons é igual ao número atômico (quantidade de elétrons do átomo neutro) menos a quantidade de elétrons perdidos dada pela carga do íon. Para um ânion, a quantidade de elétrons é igual ao número atômico mais a quantidade de elétrons recebidos, dada pela carga do íon. Para o átomo e íons do exercício, tem-se:

(a) ${}^{31}_{15}\text{X}$: $Z = 15$, portanto o elemento químico é o fósforo (símbolo: P). A quantidade de nêutrons é igual a $N = 31 - 15 = 16$. Por ser um átomo neutro, a quantidade de elétrons é igual ao número atômico, igual a 15.

(b) ${}^{32}_{16}\text{X}^{2-}$: $Z = 16$, portanto o elemento químico é o enxofre (símbolo: S). A quantidade de nêutrons é igual a $N = 32 - 16 = 16$. Trata-se de um ânion, neste caso o enxofre ganhou dois elétrons, portanto, a quantidade de elétrons será: $16 + 2 = 18$ elétrons.

(c) ${}_{13}^{27}\text{X}^{3+}$: $Z = 13$, portanto o elemento químico é o alumínio (símbolo: Al). A quantidade de nêutrons é igual a $N = 27 - 13 = 14$. Trata-se de um cátion, neste caso o alumínio perdeu três elétrons, portanto, a quantidade de elétrons será: $13 - 3 = 10$ elétrons.

08. Faça a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Pauling para as espécies químicas dadas abaixo.

- (a) Co
- (b) Mg^{2+}
- (c) F^-

R. A distribuição eletrônica, segundo o diagrama de Pauling, segue a seguinte seqüência de preenchimento dos subníveis $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 4p\ 5s\ 4d\ 5p\ 6s\ 4f\ 5d\ 6p\ 7s\ 5f\ 6d\ 7p$. É importante lembrar também que a quantidade máxima de elétrons nos subníveis s , p , d e f , são 2, 6, 10 e 14, respectivamente. Um cátion é um íon de carga positiva, e corresponde à um átomo que perdeu elétrons (em quantidade equivalente ao indicado por sua carga). Um ânion é um íon de carga negativa, e corresponde à um átomo que ganhou elétrons (também em quantidade equivalente ao indicado por sua carga). Um átomo neutro possui a mesma quantidade de prótons e elétrons. Assim, tem-se:

(a) Para o cobalto $Z = 27$. Como o átomo é neutro, possui também 27 elétrons. Então, Co: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$.

(b) O cátion de magnésio ($Z = 12$) corresponde à um átomo de magnésio que perdeu 2 elétrons. Portanto, possui $12 - 2 = 10$ elétrons. Assim, Mg^{2+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

(c) O ânion de flúor ($Z = 9$) corresponde ao átomo de flúor que ganhou um elétron. Assim, possui $9 + 1 = 10$ elétrons. Então: F^- : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

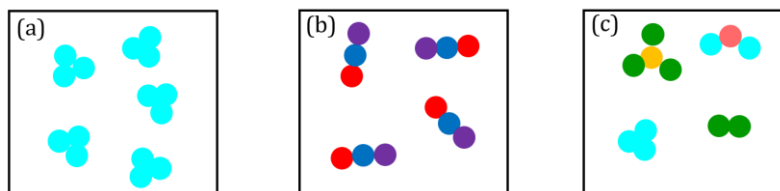
3.1. Com base nas Leis Ponderais (Leis de Lavoisier e de Proust), indique os valores das massas que substituiriam as letras de A a G no quadro a seguir, da oxidação do magnésio para formação do óxido de magnésio.

Magnésio	+	Oxigênio	→	Óxido de magnésio
24 g		A		40 g
48 g		B		C
D		4 g		E
360 g		F		G

3.2. Dadas as fórmulas químicas das substâncias, indique se são simples ou compostas. Identifique também os átomos que as constituem e suas respectivas quantidades segundo a fórmula química das substâncias.

- | | | | |
|----------|----------------------|-----------------------|---|
| (a) Ne | (c) K ₂ S | (e) SrBr ₂ | (g) Ca ₃ (PO ₄) ₂ |
| (b) NaOH | (d) MgO | (f) Zn | (h) S ₈ |

3.3. Dados os sistemas (a) a (c) a seguir, identifique se são substâncias puras ou misturas. Indique também se as substâncias que constituem os sistemas são simples ou compostas.



3.4. Relacione as características de forma e volume dos estados físicos sólido, líquido e gasoso com a movimentação de suas partículas.

3.5. Identifique se os seguintes íons são cátions ou ânions e indique também a quantidade de elétrons perdidos ou recebidos.

- | | | | | |
|---------------------|----------------------|----------------------|--------------------|--------------------|
| (a) O ²⁻ | (b) Al ³⁺ | (c) Mg ²⁺ | (d) P ³ | (e) F ⁻ |
|---------------------|----------------------|----------------------|--------------------|--------------------|

3.6. Classifique os pares de átomos em isótopos, isótonos ou isóbaros.

- (a) $^{123}_{53}\text{I}$ e $^{131}_{53}\text{I}$
 (b) $^{57}_{26}\text{Fe}$ e $^{57}_{27}\text{Co}$
 (c) $^{13}_6\text{C}$ e $^{14}_7\text{N}$

3.7. Identifique a qual elemento químico corresponde os seguintes átomos e íons. Indique para cada caso: número de prótons, nêutrons e elétrons.

- (a) $^{197}_{79}\text{X}$
 (b) $^{19}_9\text{X}^-$
 (c) $^{40}_{20}\text{X}^{2+}$

3.8. Faça a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Pauling para as espécies químicas dadas abaixo.

- (a) K
 (b) Cr⁶⁺
 (c) O²⁻

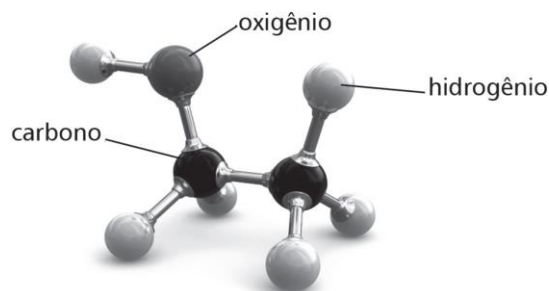
EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

3.9. (CEFET-MG 2015) Na tentativa de explicar a natureza da matéria, várias teorias surgiram ao longo do tempo, sendo uma delas criada por Empédocles, por volta do século V a.C. Segundo ele, tudo que existe no universo seria composto por quatro elementos principais. No entanto o conhecimento científico desenvolvido a partir do século XIX forneceu outra concepção sobre a natureza da matéria e a ideia de elemento químico.

De acordo com a concepção moderna de elemento químico, os cientistas propõem que a água é uma

- (a) mistura heterogênea de gases H_2 e O_2 .
- (b) substância simples formada por três átomos.
- (c) mistura homogênea de hidrogênio com oxigênio.
- (d) substância composta formada por dois elementos químicos.

3.10. (CEFET-MG 2015) O modelo tridimensional a seguir representa uma molécula de um álcool chamado etanol.



Disponível em: <<http://migre.me/i1eL5>> Acesso em: 16/08/14

De acordo com esta representação, a molécula do etanol é composta por

- (a) nove elementos químicos.
- (b) três substâncias simples distintas.
- (c) nove átomos de três elementos químicos.
- (d) três átomos de nove elementos químicos.

3.11. (CEFET-MG 2015) Os modelos atômicos são teorias elaboradas pelos cientistas numa tentativa de explicar o átomo baseadas na experimentação. Apesar de existirem hoje modelos abrangentes, a proposta de Rutherford apresenta uma particularidade que não foi alterada naqueles que o sucederam. Tal característica é a(o)

- (a) existência de orbitais atômicos.
- (b) presença do núcleo denso e positivo.
- (c) distribuição dos elétrons em níveis e subníveis.
- (d) confinamento dos elétrons em camadas quantizadas.

3.12. (CEFET-MG 2015) O chumbo é um componente de soldas, usado no revestimento de cabos. Interessado em suas características, um estudante de química montou a tabela seguinte.

Características do chumbo	
Número de níveis	5
Subnível de valência	p
Número de elétrons no subnível de valência	2
Número de elétrons no estado fundamental	207

O número de informações corretas dessa tabela é (são)

- (a) 1.
- (b) 2.
- (c) 3.
- (d) 4.

3.13. (CEFET-MG 2016) A glicose é um carboidrato muito importante para o funcionamento das células. Sua composição química pode ser representada pela fórmula $C_6H_{12}O_6$.

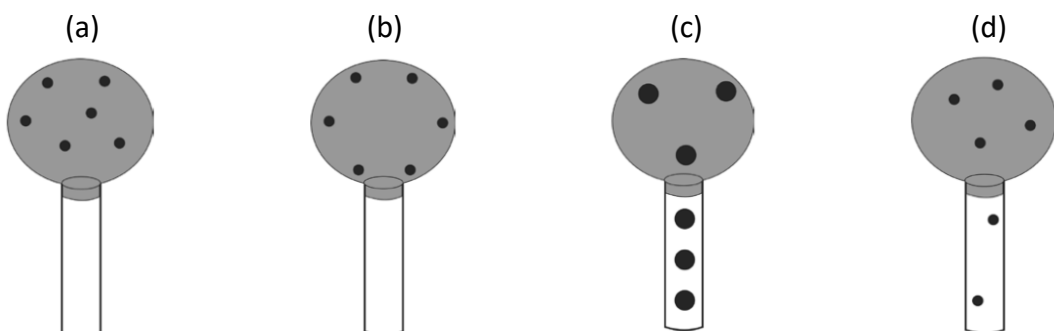
Em uma molécula desse carboidrato, a quantidade de prótons existente é

- (a) 3.
- (b) 24.
- (c) 96.
- (d) 180.

3.14. (CEFET-MG 2016) Imagine que um tubo de ensaio preenchido com um gás tenha uma de suas extremidades conectada a um balão de borracha vazio que se expande após o aquecimento do tubo. Além disso, considere que as moléculas do gás são representadas por esferas pretas, evidenciadas abaixo:



A figura que esquematiza o comportamento das moléculas do gás após o aquecimento é



3.15. (CEFET-MG 2016) Sobre as propriedades do íon sulfeto ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$, marque (V) para verdadeiro ou (F) para falso.

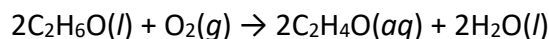
- () Contém 14 elétrons.
- () Contém 16 nêutrons.
- () Apresenta massa atômica igual a 30.
- () Apresenta número atômico igual a 18.

A sequência correta é:

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

3.16. (CEFET-MG 2018) “O que via meu pai – se é que via, se é que me via – Por trás daqueles olhos azuis cheios de álcool?” (RITER, Caio. Eu e o silêncio do meu pai. São Paulo: Biruta, 2011.)

O álcool citado no trecho acima refere-se à substância etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) que, em contato com o oxigênio do sangue, produz etanal ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$) e água. O etanal, substância muito tóxica, que é uma das responsáveis pelos efeitos da "ressaca", resulta da transformação representada pela equação seguinte:



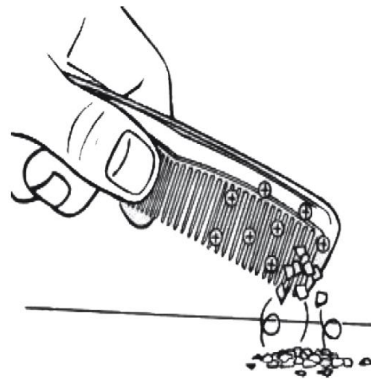
Sobre essa transformação, afirma-se que:

- I. Descreve um processo químico.
- II. São encontrados nove elementos na molécula de etanol.
- III. Estão presentes dois átomos de oxigênio na molécula de O_2 .
- IV. Estão representadas quatro substâncias compostas distintas.

Estão corretas apenas as afirmativas

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

3.17. (CEFET-MG 2018) A figura seguinte representa um fenômeno ocorrido ao atritar um pente em uma flanela e depois aproximá-lo de papel picado pelo fato de o pente ficar eletrizado por atrito.



(Disponível em: <<http://www.ebah.com.br/content/ABAAABKEgAH/eletrotcnica-i?part=3>>. Acesso em: 21 set. 2017.)

Tendo em vista a evolução dos modelos atômicos, de Dalton até Bohr, o primeiro modelo que explica o fenômeno da eletrização é o de

- (a) Bohr.
- (b) Dalton.
- (c) Thomson.
- (d) Rutherford.

3.18. (CEFET-MG 2018) Os fenômenos que ocorrem a nossa volta, como as explosões de fogos de artifício, podem ser entendidos a partir das teorias e dos modelos propostos para o átomo. De acordo com a teoria atômica apropriada, as diferentes cores produzidas no exemplo citado são decorrentes de transições de

- (a) elétrons de níveis mais internos para níveis mais externos.
- (b) elétrons de níveis mais externos para níveis mais internos.
- (c) prótons de níveis mais internos para níveis mais externos.
- (d) prótons de níveis mais externos para níveis mais internos.

3.19. (CEFET-MG 2020) Considere os seguintes fenômenos de interesse científico:

- I. Eletrização de uma régua por atrito.
- II. Fusão de uma barra de gelo exposta ao Sol.
- III. Conservação da massa em uma reação química.
- IV. Condução de eletricidade em um circuito simples.
- V. Emissão de luz colorida no estouro de fogos de artifício.

O modelo atômico de Dalton, proposto no início do século XIX, pode ser utilizado para explicar os fenômenos descritos em

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

GABARITO

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

3.1. A = 16 g; B = 32 g; C = 80 g; D = 6 g; E = 10 g; G = 240 g e F = 600 g.

3.2. (a) Ne: Substância simples, fórmula química com um átomo de neônio.

(b) NaOH: Substância composta, fórmula química com um átomo de sódio, um de oxigênio e um de hidrogênio.

(c) K₂S: Substância composta, fórmula química com dois átomos de potássio e um de enxofre.

(d) MgO: Substância composta, fórmula química com um átomo de magnésio e um de oxigênio.

(e) SrBr₂: Substância composta, fórmula química com um átomo de estrôncio e dois de bromo.

(f) Zn: Substância simples, fórmula química com um átomo de zinco.

(g) Ca₃(PO₄)₂: Substância composta, fórmula química com três átomos de cálcio, dois de fósforo (1 · 2) e oito de oxigênio (4 · 2).

(h) S₈: Substâncias simples, fórmula química com oito átomos de enxofre.

3.3. (a) Substância pura simples.

(b) Substância pura composta.

(c) Mistura de quatro componentes, duas das substâncias são compostas e duas são simples.

3.4. Os sólidos apresentam volume e forma fixos, em função de que as partículas permanecem em posições fixas, formando um retículo cristalino. Os líquidos apresentam volume fixo e forma variável, uma vez que suas partículas apresentam certa liberdade de movimentação. Os gases apresentam volume e forma variáveis, porque suas partículas são livres para se movimentarem em todas as direções, com alta velocidade e grande liberdade.

3.5. (a) O²⁻: é um ânion, o átomo de oxigênio ganhou dois elétrons.

(b) Al³⁺: é um cátion, o átomo de alumínio perdeu três elétrons.

(c) Mg²⁺: é um cátion, o átomo de magnésio perdeu dois elétrons.

(d) P³⁻: é um ânion, o átomo de fósforo ganhou três elétrons.

(e) F⁻: é um ânion, o átomo de flúor ganhou um elétron.

3.6. (a) Isótopos.

(b) Isóbaros.

(c) Isótonos.

3.7. (a) Elemento químico: Ouro (Au); N = 118; quantidade de elétrons = 79.

(b) Elemento químico: Flúor (F); N = 10; quantidade de elétrons = 9.

(c) Elemento químico: Cálcio (Ca); N = 20; quantidade de elétrons = 20.

3.8. (a) K: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹

(b) Cr⁶⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

(c) O²⁻: 1s² 2s² 2p⁶

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

3.9. (d)

3.12. (b)

3.15. (a)

3.18. (b)

3.10. (c)

3.13. (c)

3.16. (a)

3.19. (b)

3.11. (b)

3.14. (d)

3.17. (c)

Capítulo 4: OS ELEMENTOS QUÍMICOS E A ORGANIZAÇÃO PERIÓDICA

Durante os anos de 1800 a 1900, mais da metade dos elementos químicos conhecidos atualmente já haviam sido descobertos. Os químicos notaram que muitos desses elementos apresentavam propriedades semelhantes entre si. A observação da regularidade periódica das propriedades físicas e químicas dos elementos conhecidos, bem como a necessidade de organizar um grande volume de informações disponíveis das substâncias elementares (simples), levaram ao desenvolvimento da tabela periódica – um quadro no qual todos os elementos químicos conhecidos são agrupados em acordo com suas propriedades físicas e químicas semelhantes.

Mendeleiev foi o primeiro pesquisador a organizar os elementos químicos em ordem crescente de massa atômica, dispondo os elementos com propriedades semelhantes ao longo de linhas horizontais. Essa forma de organização permitiu a previsibilidade de propriedades de elementos que ainda não eram conhecidos, as quais foram bastante próximas das observadas quando da descoberta desses elementos. Isso indicou o sucesso dessa forma de organização dos elementos químicos e, por isso, Mendeleiev é considerado o pai da tabela periódica. Após a descoberta dos elétrons, foi verificado que as propriedades dos elementos dependem principalmente do número atômico e da configuração eletrônica do último nível. Por isso, Moseley sugeriu organizar os elementos químicos em função crescente do número atômico, de tal forma que os elementos com configuração eletrônica de valência e propriedades químicas e físicas semelhantes estivessem dispostos ao longo de linhas verticais (colunas).

4.1. TABELA PERIÓDICA ATUAL

4.1.1. Famílias ou grupos

A tabela periódica atual (Figura 4.1 – ao final da apostila é fornecida uma tabela periódica em uma escala maior) apresenta dezoito linhas verticais (**colunas**) que correspondem às **famílias ou grupos**: elementos com propriedades semelhantes e mesma configuração eletrônica no último nível de energia (nível de valência). As colunas de elementos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 contêm os elementos típicos ou representativos (elementos mais abundantes na crosta terrestres), os quais algumas vezes são chamados de elementos da família A e recebem as seguintes designações, respectivamente: 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A e 8A. As demais colunas constituem a família B. As colunas também recebem nomes especiais, como relacionado no Quadro 4.1. Embora o hidrogênio esteja localizado na coluna dos metais alcalinos, este elemento não pertence à nenhuma família, sendo disposto na coluna 1A em função apenas de sua configuração eletrônica de valência. As duas linhas mais abaixo da tabela periódica correspondem aos lantanídeos (penúltima linha) e aos actinídeos (última linha) que constituem os chamados metais de transição interna. Estes elementos são

dispostos dessa maneira apenas para diminuir a extensão horizontal da tabela periódica e facilitar sua representação em uma folha de papel.

Tabela Periódica

3	—	número atômico
Li	—	símbolo químico
lítio	—	nome
[6,938 - 6,997]	—	peso atômico (ou número de massa do isótopo mais estável)

1																	18		
1 H hidrogênio 1,008																	2 He hélio 4,0026		
3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122													5 B boro 10,81	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne neônio 20,180
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305													13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,948
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,887	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromo 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)		
37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio [98]	44 Ru rutênio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60(3)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29		
55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57 a 71	72 Hf háfnio 178,49(2)	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ósmio 190,23(3)	77 Ir irídio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl tálio 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio [209]	85 At astato [210]	86 Rn radônio [222]		
87 Fr frâncio [223]	88 Ra rádio [226]	89 a 103	104 Rf rutherfordio [261]	105 Db dúbnio [268]	106 Sg seabórgio [269]	107 Bh bohrio [270]	108 Hs hássio [280]	109 Mt meitnério [278]	110 Ds darmstádio [281]	111 Rg roentgênio [281]	112 Cn copernício [285]	113 Nh nihônio [286]	114 Fl fleróvio [289]	115 Mc moscóvio [288]	116 Lv livermório [293]	117 Ts tenessino [294]	118 Og oganessônio [294]		
			57 La lantânio 138,91	58 Ce cério 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio [145]	62 Sm samário 150,36(2)	63 Eu europio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25(3)	65 Tb térbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hólmio 164,93	68 Er érbio 167,26	69 Tm tulio 168,93	70 Yb itêrbio 173,05	71 Lu lutécio 174,97		
			89 Ac actínio [227]	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio [237]	94 Pu plutônio [244]	95 Am américio [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquélio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es einsteinio [252]	100 Fm fêrmio [257]	101 Md mendelévio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr laurêncio [262]		

Figura 4.1: Tabela Periódica atual. Antes de utilizar uma tabela periódica é importante compreender sua legenda, a qual para a tabela dada está localizada na região superior e ilustrada para o elemento lítio.

Quadro 4.1: Designação das colunas de elementos químicos da Tabela periódica.

Coluna	Designação
1A (1)	Metais alcalinos
2A (3)	Metais alcalinos-terrosos
3A (13)	Metais terrosos ou família do boro
4A (14)	Família do carbono
5A (15)	Família do nitrogênio
6A (16)	Calcogênios
7A (17)	Halogênios
8A (18)	Gases nobres
Família B (3 a 12)	Metais de transição

4.1.2. Períodos

As sete linhas horizontais, chamadas de **períodos**, e que de cima para baixo recebem os números de 1 a 7, correspondem aos conjuntos de elementos que apresentam elétrons

dispostos no mesmo número de níveis de energia, isto é, apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas. Por exemplo, os elementos localizados na linha 4 (potássio ao criptônio) apresentam 4 camadas eletrônicas (K, L, M e N), sendo que a última camada (último nível de energia) é a de número quântico principal igual a 4 (camada N). É importante observar também que os lantanídeos e os actinídeos se encontram nos períodos 6 e 7, respectivamente, embora estejam deslocados e encontrem-se na região inferior da tabela periódica.

4.1.3. Outras classificações dos elementos químicos

A maior parte dos elementos da tabela periódica (86 elementos) são considerados metais, isto é, bons condutores de calor e eletricidade. Onze elementos são classificados como não metais (ou ametais), apresentando má condução de eletricidade e calor. Os semimetais são os sete elementos que separam os metais dos ametais (boro, silício, germânio, arsênio, antimônio, telúrio e polônio), além de apresentarem propriedades de condução intermediárias entre os dois primeiros grupos. A União Internacional de Química Pura e Aplicada (do inglês: *International Union of Pure and Applied Chemistry* – IUPAC), desde 1986, não reconhece o grupo de semimetais, considerando estes elementos como parte dos ametais.

Os elementos classificados como naturais são encontrados na natureza, enquanto os artificiais são produzidos em laboratórios especiais. Estes últimos, por sua vez, podem ser classificados em função de seu número atômico em relação ao elemento urânio, em que os elementos cisurânicos possuem número atômico menor do que 92 (urânio) e os transurânicos maior do que este valor.

4.1.4. Localização dos elementos na tabela periódica e configuração eletrônica

A localização de um elemento químico na tabela periódica pode ser feita por meio de seu número atômico, seu símbolo ou nome. Outra forma de localização é por meio do fornecimento dos dados de período e família. Alguns exemplos:

- o elemento do quarto período da família dos calcogênios é o selênio;
- o metal alcalino do terceiro período é o sódio;
- o elemento do terceiro período da família do nitrogênio é o fósforo;
- o elemento do sexto período da família dos metais terrosos é o tálio;
- o metal alcalino-terroso do quarto período é o cálcio;
- o metal de transição do quinto período da coluna 11 é a prata;
- o gás nobre do segundo período é o neônio.

A posição que o elemento se encontra na tabela periódica também fornece informações sobre sua configuração eletrônica de valência. Por exemplo, o elemento ferro se encontra no quarto período, portanto, apresenta 4 camadas eletrônicas sendo a última com número quântico principal igual ao número do período, isto é, $n = 4$. O elemento magnésio, por sua vez, encontra-se no terceiro período, logo, este elemento possui 3 camadas eletrônicas, sendo que o nível de valência apresenta número quântico principal igual a 3. Além

disso, para os elementos representativos (Família A), o número de elétrons no último nível (camada de valência) é igual ao número da família. Dessa forma, por meio da localização do elemento na tabela periódica pode-se inferir sobre a configuração de valência do elemento químico (Quadro 4.2).

Quadro 4.2: Configuração eletrônica de valência dos elementos representativos, em que n corresponde ao nível de valência (período).

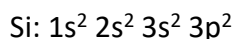
Coluna	Configuração eletrônica de valência
1A (1)	ns^1
2A (2)	ns^2
3A (13)	$ns^2 np^1$
4A (14)	$ns^2 np^2$
5A (15)	$ns^2 np^3$
6A (16)	$ns^2 np^4$
7A (17)	$ns^2 np^5$
8A (18)	$ns^2 np^6$

Desse modo, a configuração eletrônica de valência do elemento potássio, localizado na coluna 1A e quarto período, é $4s^2$. A do elemento fósforo, localizado na coluna 5A e terceiro período, é $3s^2 3p^3$.

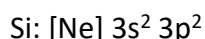
Há uma maneira de representar a distribuição eletrônica dos elementos químicos de modo abreviado, a qual é feita do seguinte modo:

X: [GN] camada de valência

Em que X é o símbolo do elemento químico para o qual a distribuição eletrônica está sendo dada; GN, representado entre colchetes, é o símbolo do gás nobre com número atômico menor e mais próximo ao elemento X; e finalmente a configuração eletrônica dos elétrons a mais que X tem em relação ao GN. Veja o seguinte exemplo. A configuração eletrônica completa de um átomo do elemento silício (14 elétrons) é escrita como:



O gás nobre com número atômico menor e mais próximo do elemento silício é o neônio, o qual apresenta 10 elétrons, de modo que o átomo de Si tem 4 elétrons a mais do que o átomo de Ne. Desse modo, a configuração eletrônica de modo abreviada do elemento silício é escrita como:



Para os casos dos átomos de cálcio e flúor ter-se-ia a configuração abreviada como Ca: [Ar] $4s^2$ e F: [He] $2s^2 2p^5$, respectivamente.

4.2. PROPRIEDADE PERIÓDICAS

Propriedades periódicas dos elementos químicos são aquelas que aumentam e diminuem em determinados intervalos de número atômico. As tendências de aumento e diminuição ao longo das colunas e períodos de algumas propriedades é importante de serem compreendidas para auxiliar a previsão de reatividade dos átomos.

4.2.1. Raio atômico

Os átomos não são uma esfera rígida, o que impossibilita a determinação com exatidão do limite externo de sua eletrosfera. Por isso, o raio atômico (r) é definido como a metade da distância (d) entre dois núcleos de átomos iguais (Figura 4.2).

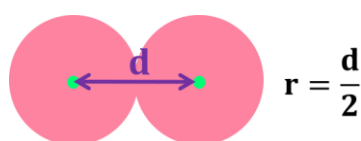


Figura 4.2: O raio atômico (r) de um átomo é medido como a metade da distância (d) entre dois núcleos de átomos iguais.

O número de camadas eletrônicas dos átomos aumenta de cima para baixo ao longo das colunas da tabela periódica. Como consequência de um maior número de camadas eletrônicas, maior é o raio atômico (Figura 4.3). Desse modo, o raio dos átomos aumenta de cima para baixo ao longo das colunas.

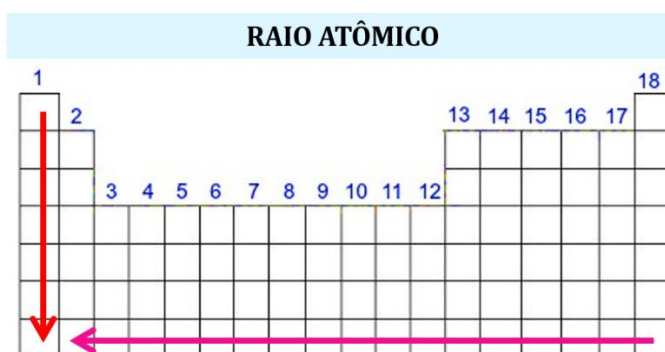


Figura 4.3: Representação da tendência periódica do raio atômico, o qual aumenta de cima para baixo nos grupos (seta vermelha) e da direita para a esquerda (seta rosa) nos períodos da tabela periódica.

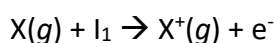
O número atômico aumenta da esquerda para a direita nos períodos da tabela periódica. Neste sentido, portanto, aumenta também o número de prótons no núcleo dos átomos que apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas. Como consequência da maior carga positiva concentrada no núcleo, mais forte é a interação eletrostática com os elétrons e, assim sendo, menor o raio atômico dos elementos. Como o raio atômico diminui da esquerda para a direita, esta propriedade aumenta no sentido inverso, ou seja, da direita para a esquerda (Figura 4.3).

Pode-se inferir sobre o tamanho dos átomos por meio da tendência periódica observada para o raio atômico. Por exemplo, entre os elementos Li, K e Cs, localizados na mesma coluna, o átomo de Cs é aquele que apresenta maior raio, por estar mais abaixo na coluna e, portanto, apresentar um maior número de camadas eletrônicas. Comparando-se os elementos Ca, As e Br, localizados no mesmo período, o átomo de Ca apresenta o maior raio, por estar mais à esquerda no período e, portanto, o núcleo atrair menos intensamente os elétrons.

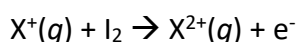
4.2.2. Energia de ionização

A energia de ionização (ou potencial de ionização) é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo no estado gasoso e no seu estado fundamental. Quanto maior a energia de ionização, mais difícil é remover o elétron. Os processos que envolvem a retirada de elétron(s) de um átomo são do tipo endotérmicos, isto é, ocorrem com absorção de energia e levam à formação de cátions.

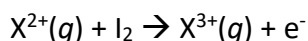
A primeira energia de ionização (I_1) é a energia necessária para remover um elétron de um átomo qualquer X:



A segunda energia de ionização (I_2) é a energia necessária para remover o segundo elétron:



A terceira energia de ionização (I_3) é a energia necessária para remover o terceiro elétron:



E assim sucessivamente, sendo que: $I_1 < I_2 < I_3 < \dots$. Desse modo, à medida que os elétrons são removidos do átomo, o processo se torna cada vez mais difícil.

Conforme o número de camadas eletrônicas dos átomos aumenta de cima para baixo ao longo das colunas da tabela periódica, o tamanho dos átomos aumenta e os elétrons mais externos ficam cada vez mais distantes do núcleo. Como resultado, a interação entre o núcleo atômico e os elétrons mais externos torna-se cada vez menor e, conseqüentemente, menor é a energia de ionização, isto é, mais fácil remover um elétron do átomo. Assim, a energia de ionização diminui de cima para baixo ao longo das colunas. Portanto, esta propriedade aumenta no sentido inverso, isto é, de baixo para cima (Figura 4.4).

À medida que o número atômico aumenta ao longo dos períodos, da esquerda para a direita, maior é o número de prótons no núcleo dos átomos com o mesmo número de camadas eletrônicas. Conseqüentemente, maior a interação entre o núcleo e os elétrons mais externos, o que resulta em uma maior energia de ionização, isto é, torna-se mais difícil remover um elétron do átomo. Assim, a energia de ionização aumenta da esquerda para a direita (Figura 4.4).

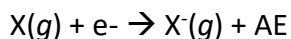


Figura 4.4: Representação da tendência periódica da energia de ionização, a qual aumenta de baixo para cima nos grupos (seta vermelha) e da esquerda para a direita (seta rosa) nos períodos da tabela periódica.

Observando-se a tendência periódica da energia de ionização, conclui-se que os elementos no canto inferior esquerdo são aqueles que apresentam menores energias de ionização, ou seja, perdem elétrons mais facilmente. Por outro lado, aqueles localizados no canto superior direito apresentam as maiores energias de ionização, sendo, portanto, difícil remover elétrons. Comparando-se os elementos Mg, Al e Cl, localizados no mesmo período, aquele que apresenta maior energia de ionização é o Cl, por apresentar um maior número de prótons no núcleo e atrair mais fortemente o elétron mais externo. Em relação aos elementos O, S e Se, localizados na mesma coluna, aquele que apresenta maior energia de ionização é o O, uma vez que apresenta menor número de camadas eletrônica, de modo que os elétrons mais externos são mais fortemente atraídos pelo núcleo.

4.2.3. Eletroafinidade ou afinidade eletrônica

A eletroafinidade ou afinidade eletrônica (AE) é a energia liberada quando um átomo, no estado gasoso e no seu estado fundamental, recebe um elétron. Desse modo, essa propriedade mede quão favorável é para um átomo receber um elétron, com consequente formação de seu ânion:



Com o aumento do número de camadas ao longo das colunas, a interação do núcleo com elétrons extras mais externos torna-se mais fraca, resultando em menores valores de eletroafinidade. Desse modo, esta propriedade diminui de cima para baixo ao longo das colunas. Portanto, esta propriedade aumenta no sentido inverso, isto é, de baixo para cima (Figura 4.5).

Ao longo dos períodos, com o aumento do número atômico, a interação do núcleo com elétrons extras mais externos torna-se mais forte, o que leva a maiores valores de eletroafinidade. Assim, esta propriedade aumenta da esquerda para a direita (Figura 4.5).

Observe que aqueles átomos que apresentam dificuldade em perder elétrons (apresentam energia de ionização elevada) são os mesmos que apresentam alta eletroafinidade, isto é, tendência em receber elétrons.



Figura 4.5: Representação da tendência periódica da eletroafinidade, a qual aumenta de baixo para cima nos grupos (seta vermelha) e da esquerda para a direita (seta rosa) nos períodos da tabela periódica.

Por exemplo, comparando-se os elementos F, Br e I, localizados na mesma coluna, o F é o que apresenta maior eletroafinidade, portanto, maior facilidade em formar um ânion. Em relação aos elementos Na, Si e Cl, localizados no mesmo período, aquele que apresenta menor eletroafinidade é o Na, ou seja, este elemento apresenta menor tendência em formar um ânion do conjunto avaliado.

4.2.4. Eletroafinidade

A eletronegatividade é uma propriedade qualitativa dos elementos químicos e é definida como a capacidade de atrair elétrons para si, em especial quando um átomo se encontra combinado com outro. A principal escala de eletronegatividade é a de Pauling e os valores atribuídos a cada elemento pode ser consultado em tabelas periódicas que trazem esses dados. A eletronegatividade dos átomos de Li, B, N e F são iguais a 1,0; 2,0; 3,0 e 4,0 respectivamente, e quanto maior o valor desta propriedade, mais eletronegativo é o elemento. Desse modo, para o conjunto de átomos dado, o mais eletronegativo é o flúor. Esta propriedade aumenta de baixo para cima ao longo das colunas e da esquerda para a direita ao longo dos períodos na tabela periódica (Figura 4.6).

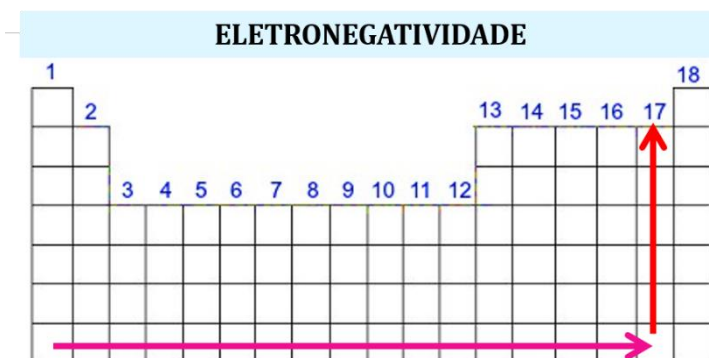


Figura 4.6: Representação da tendência periódica da eletronegatividade, a qual aumenta de baixo para cima nos grupos (seta vermelha) e da esquerda para a direita (seta rosa) nos períodos da tabela periódica. Para os gases nobres a eletronegatividade não é avaliada.

4.2.5. Caráter metálico

Os metais são bons condutores de eletricidade e calor. Além disso, tendem a ter energias de ionização baixas, formando cátions de maneira relativamente fácil. Por isso, um dos melhores indicadores de que um elemento se comporta como um metal ou um não metal é a primeira energia de ionização. De modo que quanto menor o valor desta propriedade, maior o caráter metálico do elemento químico. Por isso, o caráter metálico dos elementos aumenta no sentido contrário ao aumento da energia de ionização, isto é, de cima para baixo ao longo das colunas e da direita para a esquerda ao longo dos períodos da tabela periódica (Figura 4.7).

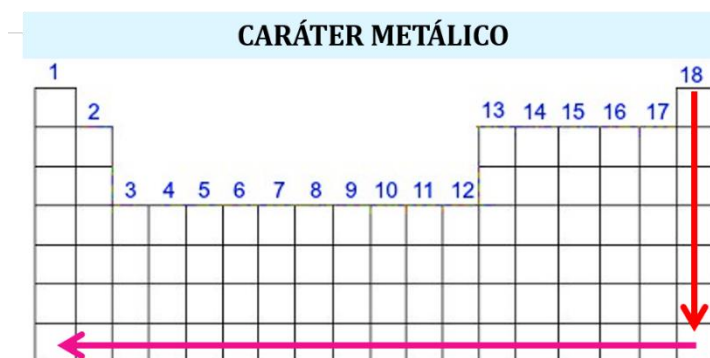


Figura 4.7: Representação da tendência periódica do caráter metálico, a qual aumenta de cima para baixo nos grupos (seta vermelha) e da direita para a esquerda (seta rosa) nos períodos da tabela periódica.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01. Identifique os seguintes elementos químicos fornecidos os dados de suas localizações:

- (a) Metal alcalino do sexto período.
- (b) Halogênio do terceiro período.
- (c) Quinto período da família do carbono.
- (d) Segundo período dos metais alcalinos-terrosos.
- (e) Metal de transição da coluna 8 e quarto período.

R. Para a localização dos elementos na tabela periódica basta identificar a família e o período.

- (a) Metal alcalino do sexto período: cézio.
- (b) Halogênio do terceiro período: cloro.
- (c) Quinto período da família do carbono: estanho.
- (d) Segundo período dos metais alcalinos-terrosos: berílio.
- (e) Metal de transição da coluna 8 e quarto período: ferro.

02. Indique a configuração eletrônica abreviada para os seguintes elementos químicos:

- (a) Mg
- (b) C

- (c) Al
- (d) Cl
- (e) P

R. A configuração eletrônica abreviada dos elementos químicos é dada no formato:

X: [GN] camada de valência

Em que a configuração da camada de valência pode ser obtida pela posição do elemento na tabela periódica. Desse modo, tem-se:

- (a) Mg: [Ne] 3s²
- (b) C: [He] 2s² 2p²
- (c) Al: [Ne] 3s² 3p¹
- (d) Cl: [Ne] 3s² 3p⁵
- (e) P: [Ne] 3s² 3p³

03. Ordene cada um dos dois conjuntos de átomos abaixo em ordem crescente de raio atômico.

- (a) Sn, Sr e Te.
- (b) Tl, Ga e B.

R. Para ordenar os conjuntos de elementos em ordem crescente (do menor para o maior) de raio atômico, basta observar como essa propriedade aumenta ao longo dos períodos e colunas. Como ilustrado na Figura 4.3 o raio atômico aumenta de cima para baixo ao longo das colunas e da direita para a esquerda ao longo dos períodos. Assim:

- (a) Sn, Sr e Te: Te < Sn < Sr (Estão no mesmo período).
- (b) Tl, Ga e B: B < Ga < Tl (Estão na mesma coluna).

04. Dados os átomos Na, Si, P e Cl, indique aquele que apresenta menor energia de ionização. Indique também qual dos átomos apresenta maior caráter metálico.

R. Deve-se localizar os elementos na tabela periódica e verificar a tendência periódica da energia de ionização ao longo das colunas e períodos (Figura 4.4). Aquele elemento que apresentar menor energia de ionização apresentará também maior caráter metálico. Os elementos Na, Si, P e Cl estão no mesmo período e a energia de ionização é menor mais à esquerda, desse modo, o sódio é aquele que apresenta menor energia de ionização entre os elementos avaliados e é também o que apresenta maior caráter metálico.

05. Deseja-se obter um ânion de algum dos seguintes átomos: F, Cl, Br ou I. De acordo com a tendência periódica, será mais fácil produzir um ânion a partir de qual desses átomos?

R. O átomo que apresenta maior tendência em formar ânion (ganhar elétrons) é aquele que apresenta maior eletroafinidade. Esta propriedade aumenta de baixo para cima ao longo das

colunas da tabela periódica. Os átomos avaliados (F, Cl, Br e I) encontram-se na mesma família (halogênios), sendo que o átomo de flúor se encontra mais acima na coluna. Assim, será mais fácil produzir um ânion a partir deste átomo, o qual apresenta maior eletroafinidade.

06. Entre os átomos de N e Sb, qual deles apresenta a maior eletronegatividade?

R. A eletronegatividade é a capacidade que os átomo tem de atrair elétrons para si. Essa propriedade aumenta de baixo para cima ao longo das colunas da tabela periódica. Assim, o átomo de N é aquele que apresenta maior eletronegatividade quando comparado ao átomo de Sb.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

4.1. Indique quantas colunas e períodos existem na tabela periódica. Forneça também o nome da família de cada grupo.

4.2. O elemento tecnécio é artificial. Indique como ele pode ser classificado dentre as alternativas abaixo:

- (a) Transurânico
- (b) Elemento natural
- (c) Cisurânico
- (d) Ametal

4.3. Forneça o nome e o símbolo dos seguintes elementos químicos:

- (a) Calcogênio do terceiro período.
- (b) Quinto período dos metais terrosos.
- (c) Metal de transição da coluna 6 e quarto período.
- (d) Gás nobre do primeiro período.
- (e) Terceiro período dos metais alcalinos.

4.4. Forneça a configuração eletrônica abreviada dos seguintes elementos químicos:

- (a) K
- (b) B
- (c) Ar
- (d) O
- (e) Ba

4.5. A energia de ionização dos átomos de K e F é igual a 418 e 1.680 kJ/mol, respectivamente. Indique qual desses elementos apresenta maior caráter metálico.

4.6. Indique a opção abaixo na qual os átomos estão ordenados corretamente do modo crescente em relação ao raio atômico.

- (a) $\text{Cu} < \text{Ti} < \text{K}$
- (b) $\text{Se} < \text{S} < \text{O}$
- (c) $\text{Na} < \text{Fr} < \text{Li}$
- (d) $\text{B} < \text{F} < \text{N}$

4.7. Para cada um dos pares de elementos dados abaixo, indique qual elemento do par apresenta maior eletroafinidade.

- (a) O ou Se
- (b) Li ou F
- (c) Au ou Ba

4.8. A eletronegatividade é a tendência de um átomo atrair elétrons para si. No composto HCl (ácido clorídrico) os elétrons são atraídos mais fortemente em direção a qual átomo?

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

4.9. (CEFET-MG 2015) Considerando-se as propriedades periódicas dos elementos bromo, cloro, sódio e potássio, é INCORRETO afirmar que

- (a) o raio atômico do cloro é maior que o do sódio.
- (b) o número de níveis do cloro é menor que os do bromo.
- (c) a eletronegatividade do potássio é menor que a do bromo.
- (d) a energia de ionização do sódio é maior que a do potássio.

4.10. (CEFET-MG 2019) O cádmio é um metal tóxico que, na sua forma iônica (Cd^{2+}), apresenta uma similaridade química (tamanhos aproximados) com os íons dos metais cálcio e zinco, importantes para o nosso organismo. Esse fato permite que, em casos de intoxicação com o íon cádmio, esse substitua

- 1- o cátion zinco (Zn^{2+}) em certas enzimas do organismo humano, o que provoca a falência dos rins
- 2- o cátion cálcio (Ca^{2+}) no tecido ósseo, o que causa a doença de itai-itai, caracterizada por ossos quebradiços.

Com base nessas informações, é INCORRETO afirmar que

- (a) o subnível mais energético do Cd^{2+} é $4d^{10}$.
- (b) o cálcio possui eletronegatividade menor que o zinco.
- (c) os dois metais de maior Z são elementos de transição.
- (d) o cátion zinco apresenta dois elétrons na camada de valência.

4.11. (CEFET-MG 2020) O ano de 2019 foi instituído pela Assembleia Geral das Nações Unidas e a UNESCO como o “Ano Internacional da Tabela Periódica dos Elementos Químicos”. Para comemorar esse evento, o CEFETMG – Campus Belo Horizonte, apresenta em suas janelas uma exposição dos elementos que, juntos, formam a Tabela Periódica.



- A respeito da organização periódica, é correto afirmar que os elementos
- (a) do mesmo período, têm as propriedades químicas e físicas semelhantes.
 - (b) da tabela atual são dispostos em ordem crescente de massa atômica.
 - (c) da família dos halogênios podem ser representados por ns^2np^5 na camada de valência.
 - (d) de massa atômica fracionária têm elétrons considerados no cálculo da massa do átomo.

GABARITO

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

4.1. A tabela periódica apresenta 18 colunas e sete períodos. Nas colunas estão organizados os grupos (ou famílias) de elementos que apresentam propriedades semelhantes, os quais recebem nomes específicos, como especificados no quadro abaixo. É interessante observar também que o átomo de hidrogênio, embora esteja localizado na coluna 1A, não faz parte de nenhuma família.

Coluna	Designação da família
1A (1)	Metais alcalinos
2A (3)	Metais alcalinos-terrosos
3A (13)	Metais terrosos ou família do boro
4A (14)	Família do carbono
5A (15)	Família do nitrogênio
6A (16)	Calcogênios
7A (17)	Halogênios
8A (18)	Gases nobres
Família B (3 a 12)	Metais de transição

4.2. Alternativa (c).

4.3. (a) Calcogênio do terceiro período: Selênio (Se).

(b) Quinto período dos metais terrosos: Índio (In).

- (c) Metal de transição da coluna 6 e quarto período: Cromo (Cr).
- (d) Gás nobre do primeiro período: Hélio (He).
- (e) Terceiro período dos metais alcalinos: Sódio (Na).

- 4.4. (a) K: $[\text{Ar}] 4s^1$
(b) B: $[\text{He}] 2s^2 2p^1$
(c) Ar: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
(d) O: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$
(e) Ba: $[\text{Xe}] 6s^2$

4.5. O caráter metálico de um elemento químico pode ser inferido por meio do valor de sua energia de ionização, sendo que quanto menor o valor desta propriedade maior o caráter metálico do elemento. Entre os átomos de K e F aquele que apresenta menor energia de ionização é o K, portanto este é o elemento que apresenta maior caráter metálico.

4.6. Alternativa (a).

4.7. A eletroafinidade é a energia liberada quando um átomo, no estado gasoso e no seu estado fundamental, recebe um elétron. Esta propriedade aumenta de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos da tabela periódica. Assim, entre os pares de átomos dados, tem-se:

- (a) O ou Se: o átomo de O é aquele com maior eletronegatividade (está mais acima na coluna).
- (b) Li ou F: o átomo de F é aquele com maior eletronegatividade (está mais à direita no período).
- (c) Au ou Ba: o átomo de Au é aquele com maior eletronegatividade (está mais à direita no período).

4.8. Avaliando-se a tendência periódica da eletronegatividade, o átomo de Cl é mais eletronegativo do que o de H. Desse modo, no composto HCl os elétrons são atraídos mais fortemente em direção ao átomo de cloro.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

- 4.9. (a)
- 4.10. (d)
- 4.11. (c)

Capítulo 5: LIGAÇÕES QUÍMICAS

Os gases nobres são os únicos átomos encontrados isolados na natureza, os outros átomos, dos demais elementos químicos, geralmente são encontrados combinados, formando inúmeras substâncias químicas. A ocorrência dessas substâncias indica uma tendência natural dos átomos se combinarem uns com os outros. As forças que mantêm os átomos unidos são fundamentalmente de natureza elétrica e denominadas de **ligações químicas**.

Uma questão que surge da observação do modo como os gases nobres ocorrem na natureza é: por que esses átomos se apresentam como átomos isolados e estáveis (pouco reativos) em condições ambientes? Ao se observar a configuração eletrônica desses átomos percebe-se que apresentam oito elétrons no último nível eletrônico (ou 2 no caso do hélio). Isso dá origem à primeira teoria que veremos e que tenta explicar a combinação dos átomos para a formação das substâncias químicas, a chamada teoria do octeto.

5.1. TEORIA DO OCTETO

De acordo com a teoria do octeto um átomo adquire estabilidade quando possui oito elétrons na camada mais externa (ou dois elétrons, quando possui apenas a camada K). Por isso, os átomos tendem a ganhar, perder ou compartilhar elétrons até que estejam circundados por oito elétrons de valência. Observe no Quadro 5.1 as tendências de alguns átomos para a formação de espécies estáveis.

Quadro 5.1: Configuração eletrônica de alguns átomos e as tendências observadas em dar, receber ou compartilhar elétrons para a formação de espécies estáveis.

Átomos	Espécie estável
H: $1s^1$	Doa, recebe ou compartilha um elétron.
C: $[\text{He}] 2s^2 2p^2$	Doa, recebe ou compartilha quatro elétrons.
Na: $[\text{Ne}] 3s^1$	Doa um elétron.
Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	Recebe ou compartilha um elétron.
O: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$	Recebe ou compartilha dois elétrons.

Ao ganhar, perder ou compartilhar elétrons com seus átomos vizinhos, os átomos adquirem uma configuração eletrônica de um gás nobre, tornando-se estáveis. A teoria do octeto descreve bem a formação da maioria das substâncias dos elementos representativos. Embora não seja uma lei natural, é uma ótima ferramenta para uma primeira compreensão sobre as ligações químicas.

A interação entre os átomos para a formação das substâncias se dá por meio de suas regiões mais externas, as quais entram em contato para a formação das ligações químicas. Por isso, ao se estudar sobre ligações químicas concentra-se nos elétrons de valências dos

elementos. Os átomos realizam essas interações de três formas distintas, por meio de ligações iônica, covalente ou metálica, as quais serão descritas adiante.

5.2. LIGAÇÃO IÔNICA

A ligação iônica é a união entre os átomos depois que um átomo transfere definitivamente um, dois ou mais elétrons a outro átomo. Desse modo, ocorre na substância interações entre cátions (átomos que perderam elétrons) e ânions (átomos que ganharam elétrons). Esse tipo de interação é bastante forte, mantendo os íons firmemente presos no reticulado. Os compostos iônicos (também chamados de aglomerados iônicos), em geral:

- São sólidos nas condições ambientes;
- São quebradiços;
- Tem pontos de fusão e ebulição elevados;
- São condutores elétricos quando fundidos e em solução aquosa.

Na Figura 5.1 é ilustrada a formação do cloreto de sódio (NaCl), um composto iônico. Observe que quando o sódio cede um elétron para o cloro, tanto o cátion sódio (Na^+) quanto o ânion cloreto (Cl^-) adquirem uma configuração eletrônica estável de gás nobre.

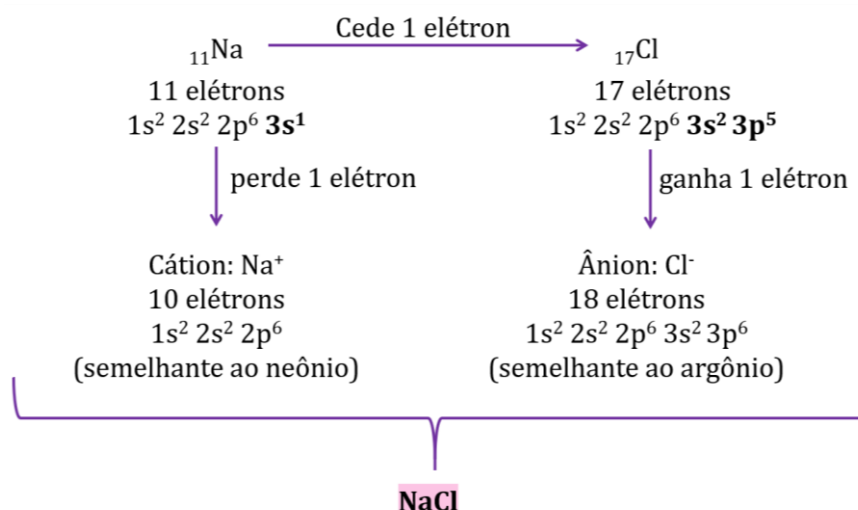


Figura 5.1: Formação da ligação iônica entre os átomos de sódio e cloro.

A ligação iônica geralmente ocorre entre metais – elementos que apresentam baixa energia de ionização e, portanto, apresentam tendência em perder elétrons – e não metais (ametais) – elementos que apresentam alta afinidade eletrônica e, portanto, apresentam tendência em ganhar elétrons.

A montagem das fórmulas químicas dos compostos iônicos deve ser feita de tal forma que o cátion fique à esquerda e o ânion à direita. Além disso, a fórmula das substâncias deve ser eletricamente neutra, isto é, o total de cargas positivas deve ser igual ao total de cargas negativas. Para que isso seja verdadeiro basta fazer com que o número da carga do cátion seja o índice de quantidade do ânion na fórmula química, e vice-versa. Por exemplo, para os íons Al^{3+} e O^{2-} , a fórmula do composto é: Al_2O_3 . Observe a Figura 5.2 que ilustra sobre a montagem de fórmulas dos compostos iônicos.

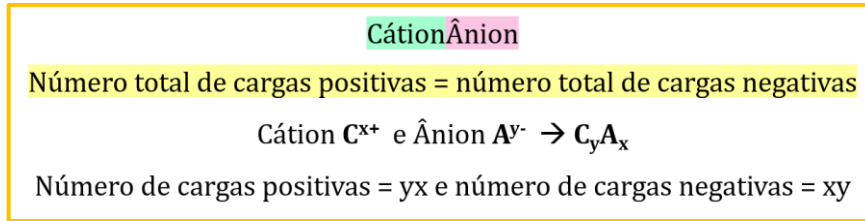


Figura 5.2: Montagem de fórmulas de compostos iônicos. O símbolo do cátion deve ser disposto à esquerda e o do ânion à direita da fórmula. Para garantir a neutralidade de cargas dos compostos formados por cátions C^{x+} e ânions A^{y-} basta tornar o número da carga positiva do cátion como o índice de quantidade de ânion e o número de carga negativa do ânion como índice de quantidade de cátions na fórmula do composto, de modo que ao final obtém-se: C_yA_x .

5.3. LIGAÇÃO COVALENTE

Uma outra forma dos átomos realizarem interações para a obtenção de estabilidade química é por meio da ligação covalente. Esta união entre os átomos é estabelecida por meio do compartilhamento de pares de elétrons entre os átomos. Os compostos covalentes (também chamados de **moléculas**), em geral:

- Podem ser sólidos, líquidos ou gasosos;
- Apresentam baixos pontos de fusão e ebulição;
- Não são condutores nem mesmo quando fundidos ou em solução.

Na Figura 5.3 é ilustrada a formação de alguns compostos covalentes por meio das chamadas **Fórmulas de Lewis**. Observe que os átomos compartilham seus elétrons de valência com átomos vizinhos de modo a adquirirem uma configuração eletrônica estável (semelhante à de um gás nobre). O par de elétrons compartilhado (dentro da elipse azul), em geral, é formado por um elétron de cada um dos átomos envolvidos na ligação covalente, a qual geralmente ocorre entre átomos com eletronegatividades iguais ou semelhantes (envolve principalmente os ametais e o átomo de hidrogênio). Para simplificar, o par de elétrons compartilhados é muitas vezes representado por uma única linha (traço). Assim, caso os átomos compartilhem um único par de elétrons, pode-se representar a ligação por um traço (ligação simples). Caso a união ocorra pelo compartilhamento de dois ou três pares de elétrons, a representação é feita por meio de dois (ligação dupla) ou três traços (ligação tripla), respectivamente. Os pares de elétrons de valência que não estão envolvidos na formação de ligações covalentes são chamados de pares isolados.

Substância	Fórmula química	Distribuição eletrônica dos elementos	Fórmula de Lewis	Fórmula Estrutural plana
Ácido fluorídrico	HF	H: $1s^1$ F: [He] $2s^2 2p^5$	$\text{H} \cdot \ddot{\text{F}} \cdot$	H-F
Metano	CH ₄	H: $1s^1$ C: [He] $2s^2 2p^2$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Amônia	NH ₃	H: $1s^1$ N: [He] $2s^2 2p^3$	$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Oxigênio	O ₂	O: [He] $2s^2 2p^4$	$\cdot \ddot{\text{O}} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$	O = O
Gás carbônico	CO ₂	C: [He] $2s^2 2p^2$ O: [He] $2s^2 2p^4$	$\cdot \ddot{\text{O}} \cdot \ddot{\text{C}} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$	O = C = O
Nitrogênio	N ₂	N: [He] $2s^2 2p^3$	$\cdot \text{N} \cdot \text{N} \cdot$	N \equiv N
Ácido cianídrico	HCN	H: $1s^1$ C: [He] $2s^2 2p^2$ N: [He] $2s^2 2p^3$	$\text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{N} \cdot$	H - C \equiv N

Figura 5.3: Exemplos de compostos formados por ligações covalentes.

Uma substância ou composto químico é considerado molecular quando apresenta somente ligações covalentes. Desde que apresente uma única ligação iônica, o composto já é considerado iônico. Por exemplo (Figura 5.4), o cloreto de amônio (NH₄Cl) e o nitrato de sódio (NaNO₃).

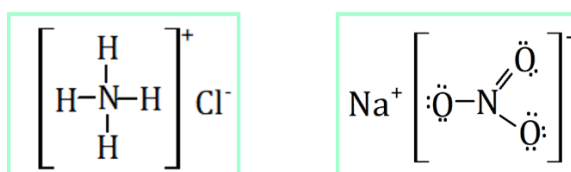


Figura 5.4: Estruturas planas do cloreto de amônio (esquerda) e do nitrato de sódio (direita).

5.3.1. Estruturas de Lewis

As estruturas (ou fórmulas) de Lewis consistem em uma forma de representar a formação das ligações covalentes entre os átomos. Neste tipo de descrição são representados os elétrons de valência dos átomos, os pares de elétrons compartilhados e os pares isolados (Figura 5.3). Ao se substituir os pares de elétrons compartilhados pelos traços tem-se as estruturas (ou fórmulas) estruturais planas dos compostos. Para fazer a representação das estruturas de Lewis das moléculas pode-se seguir os seguintes passos:

1. Represente os símbolos dos elementos e disponha em volta os pontos que representam os elétrons de valência;

2. Ligue os átomos, por meio do compartilhamento de pares de elétrons, até que todos completem o octeto. Se preciso, utilize também das ligações duplas e triplas.

5.3.2. Hidrogênio: um caso especial

O átomo de hidrogênio pode formar compostos iônicos e moleculares. No primeiro caso, o átomo de hidrogênio interage com elementos metálicos muito menos eletronegativos e, por isso, recebe um elétron desses elementos (para ficar com uma configuração eletrônica estável, como a do gás nobre hélio). Assim, nos compostos iônicos o átomo de hidrogênio se encontra na forma do ânion hidreto (H^-), como nos hidretos de sódio (NaH) e magnésio (MgH_2). No segundo caso, o átomo de hidrogênio interage com os ametais, os quais são um pouco mais eletronegativos do que o hidrogênio, de modo que compartilham elétrons para adquirirem uma configuração eletrônica estável, tal como o que ocorre na amônia (NH_3) e no metano (CH_4).

5.3.3. Caso particular de ligação covalente

A ligação covalente ocorre por meio do compartilhamento de pares de elétrons entre dois átomos. Cada um dos elétrons do par, em geral, é proveniente de um dos átomos da ligação. No entanto, algumas vezes o par de elétrons compartilhado entre os átomos pode ser cedido por apenas um dos envolvidos na ligação. Por meio deste compartilhamento, ambos os átomos ficam com o octeto completo. Isso pode ser observado nas representações do gás sulfuroso (SO_2), do íon amônio (NH_4) e do monóxido de carbono (CO) na Figura 5.5.

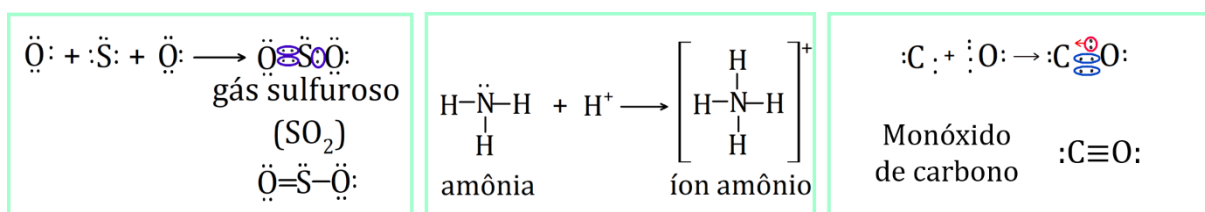


Figura 5.5: Estruturas do gás sulfuroso, íon amônio e monóxido de carbono.

5.3.4. Exceções à regra do octeto

Alguns compostos estáveis são formados sem que os seus átomos constituintes obedeçam à regra do octeto. Isso ocorre em três situações descritas no Quadro 5.1 a seguir.

Quadro 5.1: Exceções à regra do octeto.

Exceção à regra do octeto	Exemplo
Moléculas que contêm número ímpar de elétrons	Monóxido de nitrogênio (NO) $\ddot{N}=\ddot{O}$ (Observe que o nitrogênio apresenta sete elétrons de valência no composto e não oito)

<p>Moléculas em que um átomo tem menos de um octeto</p>	<p>Compostos de berílio (com quatro elétrons) e de boro (com seis elétrons)</p> <p style="text-align: center;"> $\text{BeH}_2: \text{H} \circ \text{Be} \circ \text{H}$ $\text{BF}_3: \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \circ \text{B} \circ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$ </p>
<p>Moléculas em que um átomo tem mais do que oito elétrons de valência</p>	<p>Compostos de fósforo e enxofre</p> <p style="text-align: center;"> $\text{PCl}_5: \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \circ \text{P} \circ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$ $\text{SF}_6: \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \circ \text{S} \circ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{F} \end{array}$ </p> <p>(Ocorre quando o átomo central é muito grande, para que possa acomodar muitos elétrons ao seu redor. Por isso, essa chamada camada de valência expandida só aparece em elementos a partir do 3º período da tabela periódica)</p>

5.4. LIGAÇÃO METÁLICA

A ligação metálica é a união entre os átomos metálicos por meio do mar de elétrons. Segundo a **Teoria do Mar de Elétrons** (ou Teoria da Nuvem Eletrônica) os elétrons de valência dos elementos metálicos circulam livremente entre os cátions fixos (Figura 5.6).

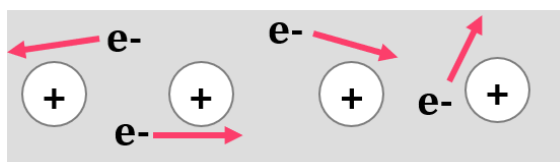


Figura 5.6: Mar de elétrons em movimento em torno dos cátions fixos.

A forma com que a ligação metálica é estabelecida explica as propriedades dos metais:

- Boa condutividade de calor e de eletricidade;
- Brilho característico (brilho metálico);
- Alto ponto de fusão;
- Resistência à tração;
- Maleabilidade (facilidade para fazer lâminas);
- Ductibilidade (facilidade para fazer fios).

5.5. ENERGIA ENVOLVIDA NA FORMAÇÃO E ROMPIMENTO DE LIGAÇÕES QUÍMICA

A ligação química ocorre a partir da aproximação de dois átomos. Em termos energéticos esse processo é frequentemente ilustrado para a formação da molécula de hidrogênio (H_2) por ser o sistema molecular mais simples (Figura 5.7).

Os dois átomos de hidrogênio a uma distância infinita são considerados com a energia potencial nula do sistema, uma vez que não interagem entre si. À medida que os átomos se

aproximam, o elétron de um átomo começa a ser atraído pela carga positiva do núcleo do outro átomo. Devido à essa atração, as nuvens eletrônicas dos átomos são distorcidas e a energia potencial do sistema diminui. A energia potencial atinge um valor mínimo quando a distância entre os átomos de hidrogênio atinge o valor de 74 pm, o comprimento da ligação. Este é o ponto no qual a molécula H_2 é mais estável. Este valor mínimo de energia potencial corresponde à energia da ligação. A maior probabilidade de encontrar os elétrons compartilhados é no espaço entre os dois núcleos. Em uma distância entre os núcleos dos átomos de hidrogênio menor do que 74 pm há uma significativa repulsão entre os núcleos e elétrons dos átomos de hidrogênio e como consequência disso a energia potencial do sistema aumenta rapidamente.

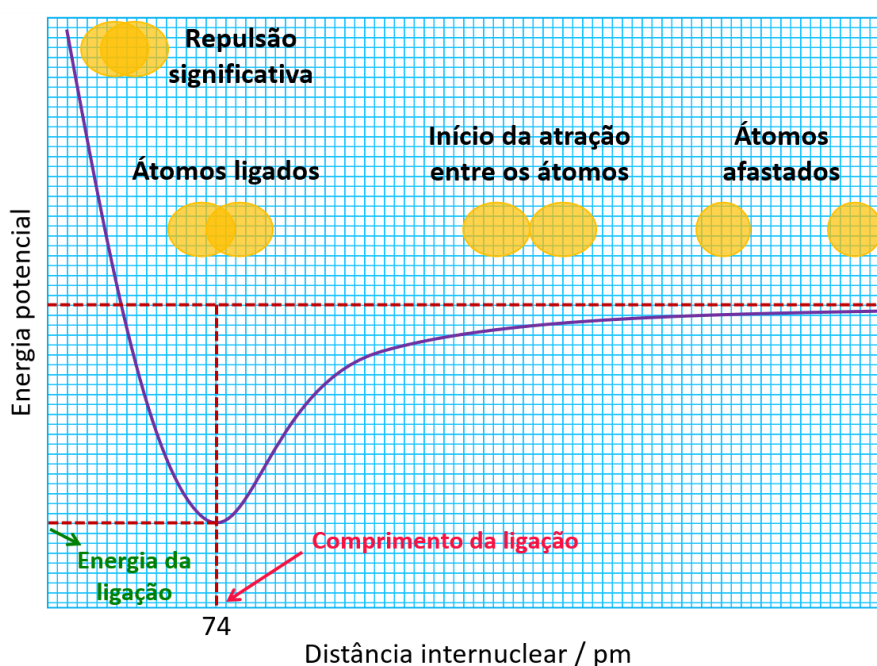


Figura 5.7: Curva de energia potencial de dois átomos de hidrogênio, os quais se encontram afastados infinitamente e então se aproximam levando à formação da molécula de hidrogênio.

A energia da ligação corresponde à energia liberada pelo sistema para a formação da ligação química. Para romper a ligação entre os átomos de hidrogênio é necessário fornecer a energia suficiente para esta separação, à qual corresponde, em módulo, ao valor da energia de ligação.

5.6. REPRESENTAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS POR FÓRMULAS

As fórmulas químicas consistem em uma maneira simplificada e informativa para a identificação e caracterização das substâncias. As fórmulas das substâncias são importantes por fornecerem ideias claras sobre sua composição química. Para a determinação da fórmula de uma substância qualquer deve-se realizar uma análise química. Primeiramente, deve-se realizar a purificação da substância (também chamada de análise imediata). Então, realizar a

análise elementar, em que será feita uma determinação dos elementos presentes (análise qualitativa) e de suas proporções (análise quantitativa). Desse modo, determina-se a fórmula química das substâncias. Os principais tipos de fórmulas químicas são descritos adiante.

Fórmulas moleculares: indicam os elementos formadores da substância e o número exato de átomos de cada elemento na molécula dessa substância.

Fórmulas mínimas (ou empíricas ou estequiométricas): indicam a proporção em menores números inteiros entre os átomos dos elementos que formam a substância.

No Quadro 5.2 são dadas as fórmulas moleculares e mínimas de algumas substâncias.

Quadro 5.2: Fórmulas moleculares e mínimas de algumas substâncias.

Substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima
Água	H ₂ O	H ₂ O
Água oxigenada	H ₂ O ₂	HO
Etileno	C ₂ H ₄	CH ₂
Ciclopropano	C ₃ H ₆	CH ₂
Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	CH ₂ O
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄
Sacarose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Ácido acético	C ₂ H ₄ O ₂	CH ₂ O
Formaldeído	CH ₂ O	CH ₂ O

A fórmula molecular é resultado da fórmula mínima vezes um número inteiro (n):

$$\text{Fórmula molecular} = \text{fórmula mínima} \times n$$

É interessante observar que conhecendo-se a fórmula molecular de um composto, pode-se determinar sua fórmula empírica. Entretanto, o contrário não é verdadeiro. Além disso, a fórmula mínima não é suficiente para identificar uma substância, pelos seguintes motivos:

- Existem casos em que a fórmula mínima de uma substância corresponde à fórmula molecular de outra – compare o formaldeído com o ácido acético e a glicose no Quadro 5.2;
- Existem substâncias que podem ter a mesma fórmula mínima - além do formaldeído, ácido acético e glicose, compare também o etileno e o ciclopropano (Quadro 5.2).

Fórmulas estruturais de Lewis: indicam os elementos, o número de átomos envolvidos, os elétrons da camada de valência de cada átomo e as ligações químicas.

Fórmulas estruturais: são todas as fórmulas química que indicam quais átomos estão ligados entre si.

Algumas vezes as moléculas e aglomerados iônicos são representados por modelos de bola e varela ou de preenchimento espacial. Exemplos destes tipos de representações e outras fórmulas são ilustradas na Figura 5.8 para o metano.

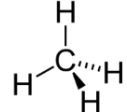
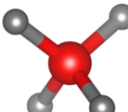
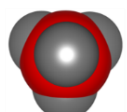
Fórmula molecular	Fórmula estrutural	Fórmula estrutural em perspectiva	Modelo de bola e bastão	Modelo de preenchimento espacial
CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			

Figura 5.8: Fórmulas e representações para a molécula de metano. Legenda de átomos nos modelos de bola e bastão, bem como de preenchimento espacial: carbono (vermelho) e hidrogênio (cinza).

5.7. ALOTROPIA

Alguns elementos químicos formam substâncias simples distintas, isto é, substâncias que apresentam propriedades físicas e químicas diferentes. Este fenômeno é chamado de **alotropia**. Nestes casos, as substâncias diferem em sua atomicidade (número de átomos em sua fórmula química) ou quanto ao arranjo cristalino dos átomos no espaço. As substâncias simples distintas de um mesmo elemento químico são chamadas de **alótropos (ou formas alotrópicas)**.

A alotropia ocorre, por exemplo, com os elementos oxigênio, carbono, fósforo e enxofre. As formas alotrópicas do oxigênio são o gás oxigênio (O₂) e o ozônio (O₃). Enquanto o O₂ é um gás inodoro e indispensável à respiração celular, o O₃ apresenta cheiro desagradável e é tóxico na superfície terrestre. Para o elemento carbono existem o grafite, o diamante, o fulereno, o grafeno e os nanotubos de carbono. Em todos os cinco casos os átomos são dispostos de forma espacialmente diferente na estrutura dos sólidos. Para o elemento fósforo tem-se o fósforo branco (P₄), o fósforo vermelho ((P₄)_n) e o fósforo negro (P_n) – n é a atomicidade, correspondendo à um número inteiro – que apresentam fórmulas químicas e cores distintas. Em relação ao elemento enxofre, seus alótropos diferem-se na disposição espacial dos átomos na estrutura cristalina do sólido, como no enxofre α e β.

5.8. GEOMETRIAS MOLECULARES

A geometria molecular de uma molécula consiste no arranjo tridimensional de seus átomos. A disposição dos átomos influencia muitas das propriedades físicas e químicas das substâncias, tais como pontos de fusão e ebulição, densidade e reatividade.

A geometria molecular é definida em termos dos comprimentos e ângulos das ligações, os quais podem ser determinados experimentalmente com métodos tais como a difração de raios-X e a microscopia eletrônica. Exemplos de geometrias de algumas substâncias são indicados na Figura 5.9.

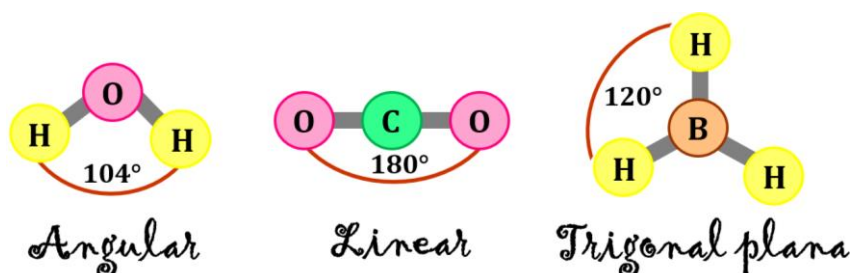


Figura 5.9: Geometria molecular da água (angular), do dióxido de carbono (linear) e do hidreto de boro (trigonal plana), da esquerda para a direita, com indicação do ângulo entre as ligações.

As estruturas de Lewis não indicam a forma (geometria) da molécula, estas fórmulas apenas descrevem o número e o tipo de ligações, bem como a existência de pares isolados. A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (do inglês: *Valence Shell Electron Pair Repulsion* – VSEPR) permite que seja feita uma previsão com considerável sucesso da geometria global de uma molécula ou íon. Este método tenta prever o arranjo geométrico dos pares eletrônicos em torno de um átomo central em termos das interações de repulsão eletrostática entre pares de elétrons. Essa teoria baseia-se nos seguintes pontos:

- Os pares de elétrons se orientam ao redor do átomo de modo a minimizarem a repulsão eletrostática;
- Os pares de elétrons não compartilhados são mais volumosos do que os pares ligantes;
- Apenas os elétrons da camada de valência são considerados, uma vez que são aqueles normalmente envolvidos na formação de ligações químicas;
- Comportam-se como se fossem um único par de elétrons: um par de elétrons não compartilhados, além das ligações covalentes, sejam elas simples, duplas ou triplas;
- As interações de repulsão eletrônica entre os tipos de pares de elétrons aumentam no seguinte sentido: (par ligante × par ligante) < (par não ligante × par ligante) < (par não ligante × par não ligante);
- Em relação ao ângulo entre os pares de elétrons a repulsão eletrônica aumenta no seguinte sentido: $180^\circ < 120^\circ < 90^\circ$.

A previsão da geometria de uma molécula pelo método VSEPR pode ser feita seguindo-se os seguintes passos:

1. Determine a geometria de Lewis;
2. Verifique o número de pares eletrônicos ao redor do átomo central;
3. Oriente os pares de elétrons de tal modo que a repulsão eletrônica seja minimizada;
4. Coloque os demais átomos da molécula;
5. Finalmente: a geometria da molécula será aquela observada pela posição dos átomos.

Na Figura 5.10 são ilustradas as geometrias de algumas substâncias previstas pelo método VSEPR.



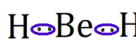
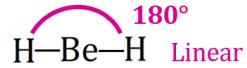
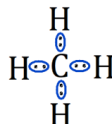
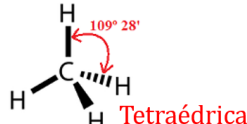
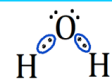

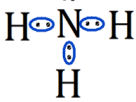
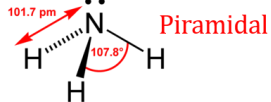
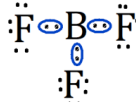
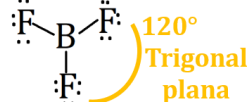
Composto	Estruturas	
	Lewis	Espacial
H ₂		
BeH ₂		
CH ₄		
H ₂ O		
NH ₃		
BF ₃		

Figura 5.10: Geometrias de algumas moléculas previstas pelo método VSEPR.

As geometrias possíveis para substâncias moleculares com até cinco átomos do tipo AB_n – em que A e B são símbolos de átomos, com A sendo o central, e n um número inteiro entre 1 e 4 – são descritas na Figura 5.11.


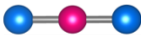



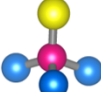
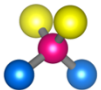
Pares de elétrons do átomo central	n	Fórmula molecular	Geometria	Exemplo	Modelo
1	1	AB	Linear	HCl	
2	2	AB ₂	Linear	CO ₂	
3	3	AB ₃	Trigonal plana	BF ₃	
3	2	AB ₂	Angular	SO ₂	
4	4	AB ₄	Tetraédrica	CH ₄	
4	3	AB ₃	Piramidal	NH ₃	
4	2	AB ₂	Angular	H ₂ O	

Figura 5.11: Geometrias de substâncias moleculares do tipo AB_n com até cinco átomos por molécula. A e B são símbolos de elementos químicos, com A sendo o átomo central, e n um número inteiro entre 1 e 4. Os átomos de A estão representados na cor rosa, os de B na cor azul e os pares isolados (ou pares de elétrons não ligantes) como uma esfera amarela.

5.9. INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

As interações entre os átomos de uma mesma molécula, aglomerado iônico ou metal são interações interatômicas (ou intramoleculares). Essas são as interações que mantêm os átomos unidos em uma substância e podem ocorrer via ligação iônica, covalente ou metálica, sendo relacionadas às propriedades químicas das moléculas.

As moléculas e íons podem também interagirem entre si e essas interações são chamadas de interações intermoleculares, de natureza eletrostática e relacionadas às propriedades físicas das substâncias.

Linus Pauling, em 1930, propôs que a nuvem eletrônica do par de elétrons da ligação covalente não estaria uniformemente distribuída pelos dois núcleos, mas sim concentrada (ou deslocada) em direção ao núcleo do átomo mais eletronegativo. Isso significa que o par de elétrons não é compartilhado igualmente entre os átomos envolvidos na ligação química. A disposição distorcida da nuvem eletrônica em torno dos átomos influencia as forças das interações intermoleculares.

5.9.1. Polaridade das ligações

A medida de quão igual ou desigual é o compartilhamento dos elétrons em qualquer ligação covalente é dada pela **polaridade da ligação**. Quando os elétrons são compartilhados igualmente tem-se uma ligação covalente **apolar**, tal como aquelas que ocorrem em substâncias simples, como em: H–H; O=O; N≡N e Cl–Cl.

Quando um dos átomos exerce maior atração sobre os elétrons compartilhados do que o outro da ligação, tem-se uma ligação covalente **polar**, como nas seguintes substâncias: H–Cl; H–F; C≡O e I–F. Nestes casos, os elétrons são atraídos mais fortemente pelo átomo mais eletronegativo, ocorrendo a formação de dipolos (dois polos) elétricos nas ligações, em que o átomo mais eletronegativo fica com uma carga parcial negativa (simbolizada por δ^-) enquanto o menos eletronegativo fica com uma carga parcial positiva (simbolizada por δ^+). A polaridade de uma ligação pode ainda ser indicada por meio do **momento dipolar** ($\vec{\mu}$) – também chamado de momento de dipolo – o qual é uma grandeza que indica a intensidade de um dipolo elétrico, ou seja, que indica a intensidade das cargas parciais, sendo calculada como: $\vec{\mu} = Q \cdot \vec{r}$, em que Q é carga e \vec{r} a distância entre os dois polos. Esse vetor aponta no sentido do átomo mais eletronegativo, o qual se encontra com carga parcial negativa. Na Figura 5.12 são ilustradas as duas formas de indicar a polaridade de uma ligação química para a molécula de ácido fluorídrico, por meio da representação das cargas parciais e do momento de dipolo.

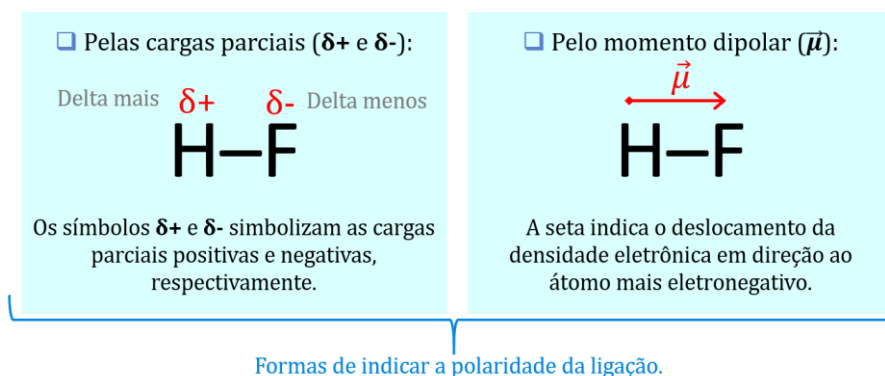


Figura 5.12: Representação da polaridade da ligação da molécula de ácido fluorídrico por meio das cargas parciais (esquerda) e do momento de dipolo (direita).

5.9.2. Polaridade das moléculas

Na seção 5.9.1 foi discutido a polaridade das ligações químicas. Um questionamento que surge é quanto à polaridade das moléculas que apresentam mais de dois átomos, ou seja, que apresentam mais de uma ligação química. Nestes casos, se todas as ligações forem polares, a molécula seria também obrigatoriamente polar? Frequentemente a resposta a essa pergunta é negativa, uma vez que o momento de dipolo depende tanto das polaridades das ligações individuais quanto da geometria da molécula. Nos casos das moléculas com mais de uma ligação química, deve-se avaliar o **momento dipolar resultante** ($\vec{\mu}_r$), o qual é a soma vetorial dos momentos de dipolo de todas as ligações da molécula avaliada. Como a soma é do tipo vetorial, a geometria da molécula deve ser considerada para o cálculo de $\vec{\mu}_r$. Ao se realizar esse somatório, se for verificado que $\vec{\mu}_r = \mathbf{0}$ a molécula é **apolar**. Se $\vec{\mu}_r \neq \mathbf{0}$ a

molécula é polar. Na Figura 5.13 são representados os momentos de dipolo resultante para algumas moléculas e sua respectiva indicação de polaridade.





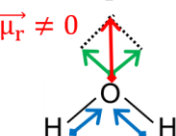
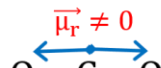
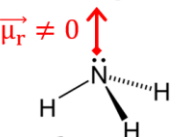
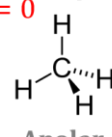
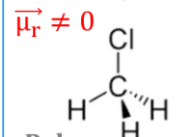
$\vec{\mu}_r \neq 0$  $\text{H} - \text{Cl}$ Polar	$\vec{\mu}_r \neq 0$  $\text{C} \equiv \text{O}$ Polar	$\vec{\mu}_r = 0$  $\text{I} - \text{I}$ Apolar
$\vec{\mu}_r = 0$  $\text{O} = \text{O}$ Apolar	$\vec{\mu}_r \neq 0$  H_2O Polar	$\vec{\mu}_r \neq 0$  $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ Apolar
$\vec{\mu}_r \neq 0$  NH_3 Polar	$\vec{\mu}_r = 0$  CH_4 Apolar	$\vec{\mu}_r \neq 0$  CH_3Cl Polar

Figura 5.13: Representação do momento dipolar resultante de algumas moléculas e sua respectiva indicação de polaridade.

5.9.3. Tipos de interações intermoleculares

As forças das interações entre as espécies químicas são determinadas pelos tipos de cargas presentes nas estruturas dessas espécies, ou seja, dependem se são cargas totais, parciais ou momentâneas. Por isso, a polaridade das moléculas é um fator muito importante a ser considerado nas previsões de forças de interações intermoleculares, as quais determinam muitas das propriedades físicas das substâncias, tais como as temperaturas de transição de fases. Adiante são descritos os principais tipos de interações intermoleculares.

As **Interações entre dipolos permanentes** (também chamadas de interações entre dipolo-permanente-dipolo-permanente) são as interações que ocorrem entre moléculas que apresentam dipolos permanentes, ou seja, entre moléculas polares. Quanto maior o momento de dipolo dessas moléculas, mais intensa é a interação. Neste caso, os átomos com carga parcial positiva interagem com os átomos de outra molécula que apresentam carga parcial negativa, como ilustrado para o ácido clorídrico e o dióxido de enxofre (Figura 5.14).

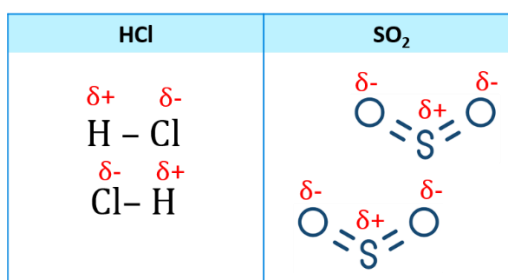


Figura 5.14: Interação intermolecular entre as moléculas de ácido clorídrico (à esquerda) e o dióxido de enxofre (à direita).

As **interações entre dipolos momentaneamente induzidos** (também chamadas de interações de Dispersão de London ou de interações entre dipolo-induzido-dipolo-induzido) são o único tipo de interação intermolecular presente entre todas as moléculas e a única que ocorre entre moléculas apolares. Neste tipo de interação, dipolos instantâneos ocorrem nas moléculas ou átomos devido à deformação momentânea em suas nuvens de elétrons que induzem a distorção da nuvem eletrônica da espécie vizinha. Desse modo, ocorre uma pequena interação eletrostática entre as espécies envolvidas. A facilidade de deformação da nuvem de elétrons de uma espécie química é chamada de **polarizabilidade**, a qual é maior quanto maior é o átomo ou a molécula. Assim, quanto maior a molécula, mais fortes são os dipolos induzidos e, conseqüentemente, mais fortes são as interações de dispersão. Exemplos de moléculas que interagem somente via dipolos momentaneamente induzidos são o hidrogênio, o dióxido de carbono e o metano (todas três são moléculas apolares).

As **ligações de hidrogênio** são um tipo especial de interação entre dipolos permanentes, envolvendo um átomo de hidrogênio em uma ligação fortemente polar (como das ligações N-H, O-H e F-H) e um átomo muito eletronegativo (N, O ou F) da outra molécula (Figura 5.15).



Figura 5.15: Ligação de hidrogênio entre duas moléculas representada pelos três pontos. Os átomos A e B podem ser os átomos de nitrogênio, oxigênio e flúor.

Alguns exemplos de moléculas que apresentam ligações de hidrogênio, são ilustradas na Figura 5.16. Esse tipo de interação é a mais forte envolvendo moléculas.

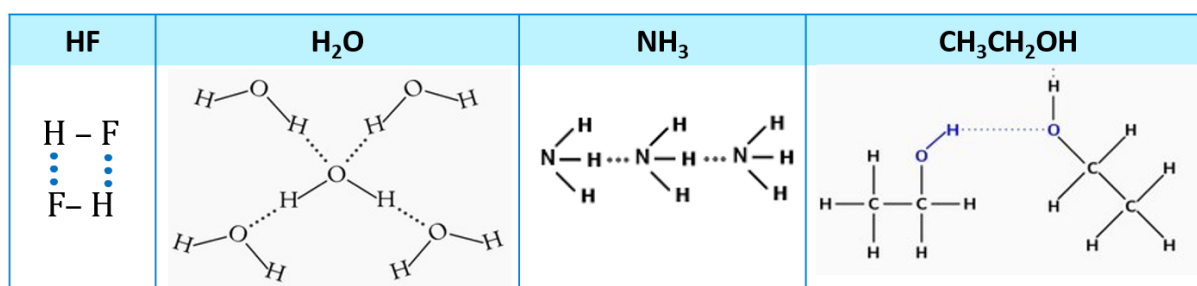


Figura 5.16: ligações de hidrogênio representadas por linhas pontilhadas que ocorrem nas substâncias: ácido fluorídrico (HF), água (H₂O), amônia (NH₃) e etanol (CH₃CH₂OH).

As **interações íon-dipolo** ocorrem entre espécies iônicas e dipolos de moléculas, sendo mais forte quanto maior o dipolo. Esse tipo de interação está presente, por exemplo, na hidratação dos cátions e ânions (Figura 5.17 para o caso do cloreto de sódio em solução aquosa).

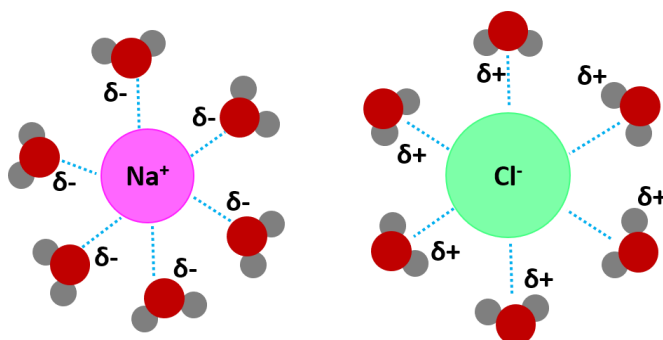


Figura 5.17: Interação do tipo íon-dipolo representada pelas linhas pontilhadas envolvendo os íons do cloreto de sódio e a água. Legenda de átomos: oxigênio (vermelho), hidrogênio (cinza), cloro (verde) e sódio (rosa).

As **interações entre dipolo-permanente e dipolo-induzido** ocorrem entre uma molécula com dipolo permanente que induz um dipolo instantâneo em uma molécula apolar quando de sua aproximação (Figura 5.18). Esse tipo de interação ocorre entre o oxigênio e a água, por exemplo.

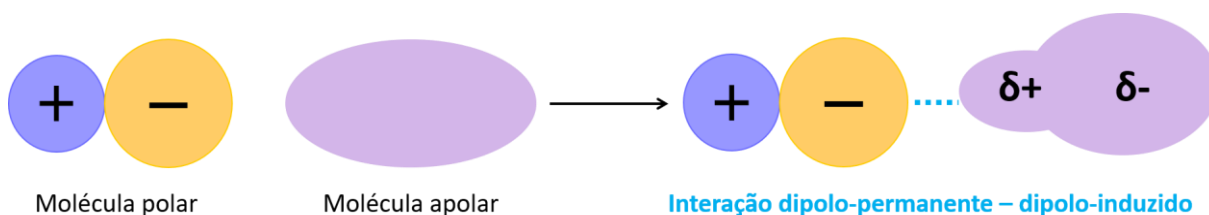


Figura 5.18: Interação entre dipolo-permanente e dipolo-induzido.

Frequentemente as interações entre dipolos permanentes, entre dipolos induzido, e também entre dipolo-permanente e dipolo-induzido são chamadas de **interações de Van der Waals** (ou forças de Van der Waals), uma vez que este pesquisador, estudando o comportamento de gases, em 1873, sugeriu que poderiam existir atrações e repulsões entre as moléculas.

As forças relativas dos cinco tipos de interações discutidos aqui variam na seguinte ordem decrescente quando se avalia sistemas semelhantes: íon-dipolo > ligação de hidrogênio > entre dipolos permanentes > dipolo permanente e dipolo induzido > entre dipolos induzidos.

5.9.4. Propriedades das substâncias e as interações intermoleculares

A propriedades físicas das substâncias podem ser explicadas em função do tipo de interação que realizam. Pode-se identificar as forças intermoleculares atuantes em uma substância considerando-se sua estrutura e composição. Quanto mais intensas forem essas forças maior é a temperatura de ebulição de uma substância molecular, por exemplo. Na Tabela 5.1 são relacionadas as temperaturas de ebulição com a interação intermolecular predominante de algumas substâncias. Observe que a água, a qual apresenta maior temperatura de ebulição entre as substâncias dadas, é aquele que apresenta também o tipo de interação intermolecular mais forte (ligação de hidrogênio).

Tabela 5.1: Temperatura de ebulição e interação intermolecular predominante do metano (CH₄), do ácido clorídrico (HCl) e da água (H₂O)

Substância	Temperatura de ebulição / °C	Interação intermolecular predominante
CH ₄	-162	Dispersão de London
HCl	-85	Entre dipolos permanentes
H ₂ O	100	Ligações de hidrogênio

A possibilidade de uma molécula interagir via ligação de hidrogênio é bastante importante para uma melhor compreensão das propriedades da substância. Por exemplo, embora as moléculas NH₃, HF e H₂O sejam as menores dos respectivos grupos e, portanto, deveriam apresentar menores interações de dispersão (tipo de interação que existe em todas as substâncias), são essas as substâncias que apresentam os maiores pontos de ebulição do grupo (Tabela 5.2). Isso ocorre devido a possibilidade de formação de ligações de hidrogênio entre suas moléculas.

Tabela 5.2: Temperatura de ebulição (em °C) de hidretos dos grupos 4A a 7A da tabela periódica.

Família 4A		Família 5A		Família 6A		Família 7A	
CH ₄	-164	NH ₃	-33	H ₂ O	+100	HF	+19
SiH ₄	-112	PH ₃	-88	H ₂ S	-60	HCl	-85
GeH ₄	-90	AsH ₃	-63	H ₂ Se	-42	HBr	-67
SnH ₄	-52	SbH ₃	-18	H ₂ Te	-2	HI	-35

A existência de ligações de hidrogênio na água, faz com que a estrutura tridimensional do gelo seja altamente ordenada, o que impede que as moléculas se aproximem muito umas das outras, levando à ocorrência de cavidades em sua estrutura, as quais são responsáveis pela baixa densidade do gelo. Ao se iniciar o processo de fusão ocorre o aprisionamento das moléculas de água livres em cavidades levando à uma diminuição de volume, mesmo que a expansão térmica aja em sentido oposto. Entre as temperaturas de 0 e 4 °C, o aprisionamento prevalece e a água torna-se progressivamente mais densa. Acima de 4 °C, contudo, a expansão térmica predomina e a densidade da água diminui à medida que a temperatura aumenta.

A solubilidade de uma substância em outra é uma propriedade que também depende das interações intermoleculares. Essa propriedade é definida como a quantidade máxima que uma substância se dissolve (formando uma mistura homogênea) em outra. A possibilidade de dissolução aumenta quando a intensidade das forças entre as moléculas de soluto (substância em menor quantidade) e solvente (substância em maior quantidade) é igual ou superior à intensidade das forças atrativas das partículas do soluto entre si e das moléculas do solvente entre si. Há uma regra geral de que substâncias que apresentam interações intermoleculares semelhantes se misturam formando um sistema homogêneo, ou seja, semelhante dissolve semelhante. Assim, uma substância polar dissolve outra polar, mas não dissolve uma apolar, e vice-versa. Por exemplo, a água (uma substância polar) se mistura com o etanol (uma

substância também polar) formando um sistema homogêneo (apenas uma fase). No entanto, o óleo (uma substância apolar) não se mistura com a água e, então, não há formação de um sistema homogêneo, mas sim bifásico.

A viscosidade é uma propriedade das substâncias que também está relacionada às interações intermoleculares. Essa propriedade é uma medida da resistência que um fluido oferece ao escoamento. Os líquidos de substâncias que apresentam interações intermoleculares mais intensas tendem a apresentar maiores viscosidades do que aqueles que apresentam forças intermoleculares mais fracas.

A tensão superficial de um líquido também depende da intensidade das interações intermoleculares. Essa propriedade é definida como a quantidade de energia necessária para esticar ou aumentar em uma unidade a área da superfície de um líquido. Essa tensão superficial ocorre nos líquidos devido às interações intermoleculares ocorrerem de modo diferenciado na superfície do líquido e em seu interior. É devido à tensão superficial que alguns insetos caminham sobre a água.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01. Discuta sobre a tendência dos seguintes elementos em receber, doar ou compartilhar elétrons:

- (a) Ca
- (b) S
- (c) Si

R. Os átomos tendem a doar, receber e compartilhar elétrons de tal modo que adquiram uma configuração eletrônica estável, semelhante à de um gás nobre, com oito elétrons na camada de valência (ou dois no caso das espécies que apresentam apenas a camada K), segundo a Teoria do Octeto. Assim, para se inferir a respeito da quantidade de elétrons que serão recebidos, doados ou compartilhados por um átomo é necessário avaliar a sua camada de valência. Para os átomos dados tem-se:

(a) Ca: $[\text{Ar}] 4s^2 \rightarrow$ Levando-se em consideração a configuração eletrônica, no caso do átomo de cálcio, perder dois elétrons é mais fácil do que ganhar seis. Além disso, este elemento é um metal e, portanto, apresenta baixa energia de ionização. Assim, a tendência deste átomo é a de perder dois elétrons para formação do cátion Ca^{2+} .

(b) S: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4 \rightarrow$ Levando-se em consideração a configuração eletrônica do átomo de enxofre, ganhar dois elétrons é mais fácil do que perder seis. Além disso, este elemento é um ametal e apresenta elevada eletroafinidade. Por isso, a tendência deste átomo é a de ganhar dois elétrons. Há também a possibilidade de compartilhamento de dois elétrons, de modo que ao final totalize oito elétrons no nível de valência da espécie.

(c) Si: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2 \rightarrow$ Levando-se em consideração a configuração eletrônica do átomo de silício e considerando-se sua baixa eletronegatividade, este átomo apresenta uma pequena

tendência em perder os quatro elétrons. Há também a possibilidade de compartilhamento de quatro elétrons, por meio de ligações covalentes, o que também resultaria em uma configuração eletrônica estável ao nível de valência.

02. Indique como é formado o composto iônico Al_2O_3 .

R. Os átomos de Al (um metal) e O (um ametal) apresentam as seguintes configurações eletrônicas:

Al: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

O: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$

Assim, o átomo de Al apresenta uma tendência em perder três elétrons e o de O de ganhar dois elétrons. Isso é o que ocorre como inferido pela fórmula química do composto. Desse modo, esta substância é formada pela combinação dos íons Al^{3+} e O^{2-} , cujas configurações eletrônicas são semelhantes à do gás nobre neônio. Para que a eletroneutralidade ocorra no composto são necessários dois cátions (quantidade de carga positiva = $+3 \cdot 2 = +6$) e de três ânions (quantidade de carga negativa = $-2 \cdot 3 = -6$), de tal modo que as quantidades de cargas positivas e negativas sejam as mesmas.

03. Realize a montagem das fórmulas dos compostos formados pelos cátions e ânions indicados em cada letra.

(a) K^+ e Br^-

(b) S^{2-} e Fe^{3+}

(c) Mg^{2+} e O^{2-}

R. A montagem das fórmulas dos compostos iônicos deve ser feita de tal modo que o cátion fique à esquerda e o ânion à direita. Deve-se garantir também que a quantidade de cargas positivas seja igual a de negativas. Assim, para os casos dados, tem-se:

(a) KBr

(b) Fe_2S_3

(c) MgO

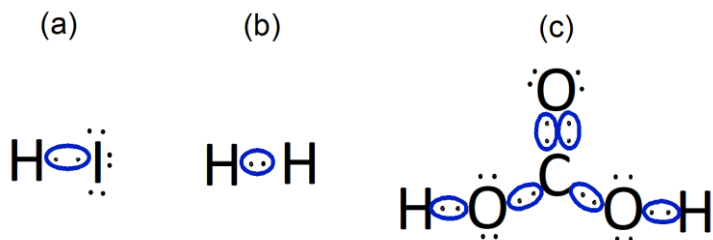
04. Forneça a fórmula de Lewis para os seguintes compostos:

(a) HI

(b) H_2

(c) H_2CO_3

R. Para esboçar a fórmula de Lewis de uma molécula pode-se seguir os seguintes passos: identifique a quantidade de elétrons de valência dos átomos do composto, represente os símbolos dos átomos e seus elétrons de valência por meio de pontos em sua volta. Então, compartilhe os elétrons até que todos os átomos tenham adquirido uma configuração de gás nobre. Para os compostos dados, as fórmulas de Lewis são representadas abaixo.



05. Determine a fórmula mínima das seguintes substâncias.

- (a) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- (b) Na_2CO_3
- (c) HCN
- (d) $\text{C}_2\text{H}_8\text{O}_2$
- (e) K_3PO_4

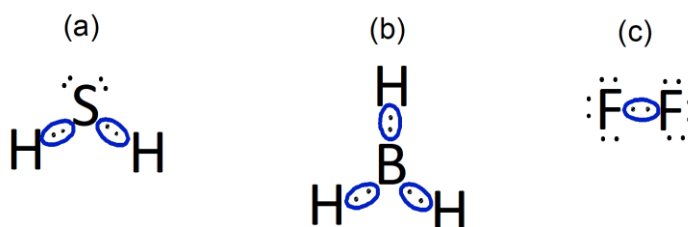
R. As fórmulas mínimas indicam a proporção em menores números inteiros entre os átomos dos elementos que formam a substância. Assim, para os casos dados tem-se:

- (a) HCO_2 (fórmula mínima = $\frac{1}{2}$ fórmula molecular)
- (b) Na_2CO_2 (fórmula mínima = fórmula molecular)
- (c) HCN (fórmula mínima = fórmula molecular)
- (d) CH_4O (fórmula mínima = $\frac{1}{2}$ fórmula molecular)
- (e) K_3PO_4 (fórmula mínima = fórmula molecular)

06. Indique a geometria das seguintes moléculas:

- (a) H_2S
- (b) BH_3
- (c) F_2

R. Para prever a geometria de uma molécula, deve-se inicialmente esboçar sua fórmula de Lewis. Então, identificar a disposição dos elétrons ligantes e não ligantes que levam à menor repulsão eletrônica. Para as moléculas dadas, tem-se as seguintes estruturas de Lewis:



No caso da estrutura de (a), tem-se 4 pares de elétrons em torno do átomo de enxofre (átomo central), sendo dois deles ligantes. Desse modo, a geometria do H_2S é angular.

No caso da estrutura de (b), tem-se 3 pares de elétrons em torno do átomo de boro, sendo todos três ligantes. Assim, a geometria do BH_3 é trigonal plana.

Finalmente, no caso da estrutura de (c), tem-se dois átomos ligados, e a única geometria possível para F_2 é a linear.

07. Sabendo-se que as eletronegatividades dos átomos de fósforo e hidrogênio são praticamente iguais, como podemos justificar teoricamente a polaridade da molécula PH_3 ?

R. A molécula de PH_3 apresenta geometria piramidal. Neste tipo de geometria, o átomo central apresenta um par de elétrons não ligantes e os momentos de dipolo das três ligações não são cancelados ao se realizar a soma vetorial para a obtenção do momento de dipolo resultante da molécula. De fato, os três pequenos vetores de momentos de dipolo das ligações são somados, levando à um momento de dipolo resultante expressivo para a molécula, o que justifica sua polaridade.

08. Faça a associação adequada entre a coluna da esquerda e a da direita. A seguir, marque a associação correta.

I. O NaCl é um sólido em temperatura ambiente, apresentando altas temperaturas de fusão e de ebulição.	(a) Geometria linear, molécula apolar e forças intermoleculares do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
II. A água é uma substância líquida à temperatura ambiente, apresentando temperatura de ebulição relativamente alta.	(b) Composto apolar, geometria tetraédrica, forças intermoleculares do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
III. O tetracloreto de carbono, CCl_4 , é uma substância líquida à temperatura ambiente, insolúvel em água.	(c) Composto formado por ligação iônica.
IV. O CO_2 é um gás em temperatura ambiente.	(d) Ligações de hidrogênio e geometria angular.

- (a) cI – dII – bIII – aIV.
- (b) cII – dIII – bI – aIV.
- (c) cII – dI – bIV – aIII.
- (d) cI – dII – bIV – aIII.
- (e) cII – dI – bIII – aIV.

R. A associação correta está indicada na alternativa (a).

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

5.1. O que diz a teoria do octeto?

5.2. Como é formado o composto iônico $CaCl_2$?

5.3. Monte a fórmula química dos compostos formados pelos cátions e ânions indicados abaixo.

- (a) I^- e Ba^{2+}
- (b) Na^+ e O^{2-}
- (c) Pt^{4+} e Cl^-

5.4. Forneça a fórmula de Lewis para os seguintes compostos:

- (a) H_2S
- (b) SO_3
- (c) H_3PO_4
- (d) BH_3

5.5. Explique como ocorre a ligação metálica.

5.6. INDIQUE Verdadeiro (V) ou Falso (F) e MARQUE a alternativa correta que indica a sequência obtida.

- () As forças que mantêm os átomos unidos são de natureza elétrica e são denominadas ligações químicas.
- () A ligação iônica ocorre quando um átomo transfere definitivamente um, dois ou mais elétrons a outro átomo.
- () A ligação covalente geralmente ocorre entre átomos com eletronegatividades iguais ou semelhantes.
- () A ligação covalente é a união entre átomos estabelecida por meio do compartilhamento de pares de elétrons.
- () A ligação metálica é a união entre os átomos metálicos por meio do “mar de elétrons”.

- (a) VVVVV
- (b) FFFFF
- (c) VFVFF
- (d) VVVFF

5.7. A ligação iônica é, em geral, bastante forte. Isso mantém os íons fortemente presos no reticulado. ASSINALE a alternativa que NÃO é uma propriedade verdadeira para compostos iônicos nas condições ambientes.

- (a) São condutores elétricos quando fundidos e em solução aquosa.
- (b) São quebradiços.
- (c) Apresentam elevados pontos de fusão e ebulição.
- (d) São gasosos.

5.8. Determine a fórmula mínima das seguintes substâncias:

- (a) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
- (b) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_4$
- (c) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- (d) $\text{C}_2\text{Cl}_2\text{H}_4$

5.9. Indique a geometria das seguintes moléculas:

- (a) CCl_4
- (b) I_2
- (c) SO_3

5.10. (Fuvest-SP) Considere as moléculas de HF, HCl, H_2O , H_2 , O_2 e CH_4 .

- (a) Classifique essas moléculas em dois grupos: polares e apolares.
- (b) Qual a propriedade referente ao átomo e qual a referente à molécula em que se baseou para classificá-las.

5.11. (UFRGS-RS) Analise os dados da tabela seguinte em relação às forças de interação entre as unidades constituintes dos sólidos.

	Sólido	Ponto de fusão / (°C)	Tipo de interação
1	CaF_2	1.423	Ligações iônicas
2	CH_4	-183	Forças dipolo-dipolo
3	SiO_2	1610	Ligações covalentes
4	Ag	962	Ligação metálica

A ordem crescente das forças de interação, nesses sólidos é:

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

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

5.12. (CEFET-MG 2016) Ao reagir um metal alcalino-terroso do terceiro período da Tabela Periódica dos Elementos com um halogênio do segundo período forma-se um composto _____ de fórmula _____.

Os termos que completam corretamente as lacunas são, respectivamente,

- (a) iônico e MgF_2 .
- (b) iônico e Na_2O .
- (c) molecular e Na_2S .
- (d) molecular e MgCl_2 .

- 5.13.** (CEFET-MG 2016) Sobre as características do dióxido de enxofre (SO₂), afirma-se que:
- I- apresenta geometria angular.
 - II- apresenta ligações covalentes.
 - III- corresponde a um óxido básico.
 - IV- corresponde a uma molécula apolar.

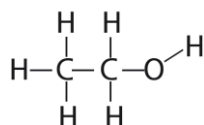
São corretas apenas as afirmações

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

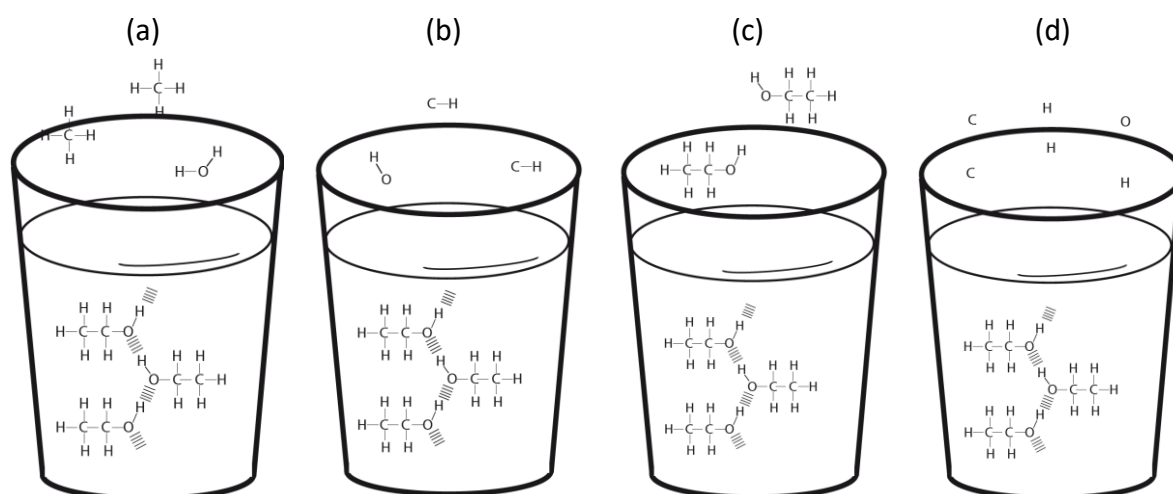
- 5.14.** (CEFET-MG 2018) O consumo excessivo de bebidas alcoólicas tornou-se um problema de saúde pública no Brasil, pois é responsável por mais de 200 doenças, conforme resultados de pesquisas da Organização Mundial de Saúde (OMS).

Disponível em: <<http://brasil.estadao.com.br/noticias/geral,consumo-de-alcool-aumenta-43-5-no-brasil-em-dez-anos-afirma-oms,70001797913>> Acesso em: 11 set. 2017 (adaptado).

O álcool presente nessas bebidas é o etanol (CH₃CH₂OH), substância bastante volátil, ou seja, que evapora com facilidade. Sua fórmula estrutural está representada a seguir.



Considerando-se as ligações química e interações intermoleculares, o modelo que representa a volatilização do etanol é:

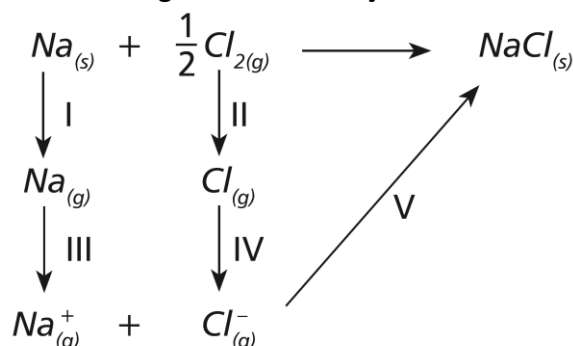


5.15. (CEFET-MG 2018) Para o preparo do soro caseiro, é necessário dissolver o cloreto de sódio em água. A dissolução do NaCl em H₂O consiste em um processo _____, durante o qual, as interações responsáveis por manter os íons separados em meio aquoso são chamadas de _____.

Os termos que completam, respectivamente, as lacunas são

- (a) químico e dipolo-dipolo.
- (b) físico e dipolo-dipolo.
- (c) químico e íon-dipolo.
- (d) físico e íon-dipolo.

5.16. (CEFET-MG 2018) Analise o diagrama de formação do cloreto de sódio:



As etapas endotérmicas, ou seja, que absorvem calor, são apenas

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

5.17. (CEFET-MG 2019) A Agência Nacional do Petróleo (ANP) permite uma adição à gasolina de, no máximo, 27% de álcool etílico (CH₃CH₂OH). Recomenda-se que o consumidor solicite ao frentista realizar um teste para verificar a quantidade de álcool na gasolina, caso haja alguma suspeita quanto à qualidade do combustível a ser comprado. Para tanto, basta misturar quantidades iguais de água e gasolina e aguardar para que o álcool, presente na gasolina, passe para a água. Considere um teste no qual o frentista tenha misturado 25 mL de água e 25 mL de gasolina e, após agitação, tenha observado um volume final de gasolina igual a 17 mL. Conforme essa descrição, afirma-se corretamente que

- (a) a gasolina avaliada atende às especificações, pois apresenta um teor de álcool inferior a 27%.
- (b) o álcool e a água são miscíveis pois são moléculas apolares e formam uma mistura homogênea.

- (c) a mistura obtida é heterogênea, pois contém uma fase formada por álcool e água e outra, por gasolina.
- (d) os opostos se atraem, pois o álcool é apolar e a água, polar, possibilitando a transferência do álcool para a água.

5.18. (CEFET-MG 2019) A figura seguinte ilustra a molécula de água e o compartilhamento de elétrons entre os seus átomos para formar as ligações.



Larry Gonick, Craig Criddle – Química Geral em quadrinhos, 2013 – 1ª Edição. Editora Blucher.

A polaridade da ligação covalente indica a distribuição de cargas sobre os átomos de uma molécula. Nessa representação, nota-se a formação de polos positivos e negativos sobre os átomos, o que torna a molécula polar.

A propriedade capaz de explicar a formação de polos na molécula representada é a

- (a) eletroafinidade.
- (b) eletronegatividade.
- (c) energia de ionização.
- (d) condutividade elétrica.

5.19. (CEFET-MG 2019) Durante a greve dos caminhoneiros no Brasil, o Procon recebeu inúmeras reclamações sobre adulteração de combustíveis: ações protagonizadas por empresários fraudulentos que se aproveitaram da escassez do produto para obterem alguma vantagem econômica. Devido à alta demanda, os combustíveis não ficavam muito tempo nos postos de abastecimento, o que dificultou a fiscalização e facilitou as fraudes.

Considere para análise a charge abaixo que aborda esse tema e o quadro a seguir referente aos dados sobre a miscibilidade de dois diferentes combustíveis com água.

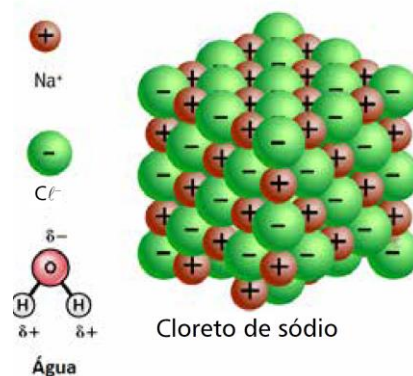


Disponível em: <<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=19498>> Acesso em: set. 2018.

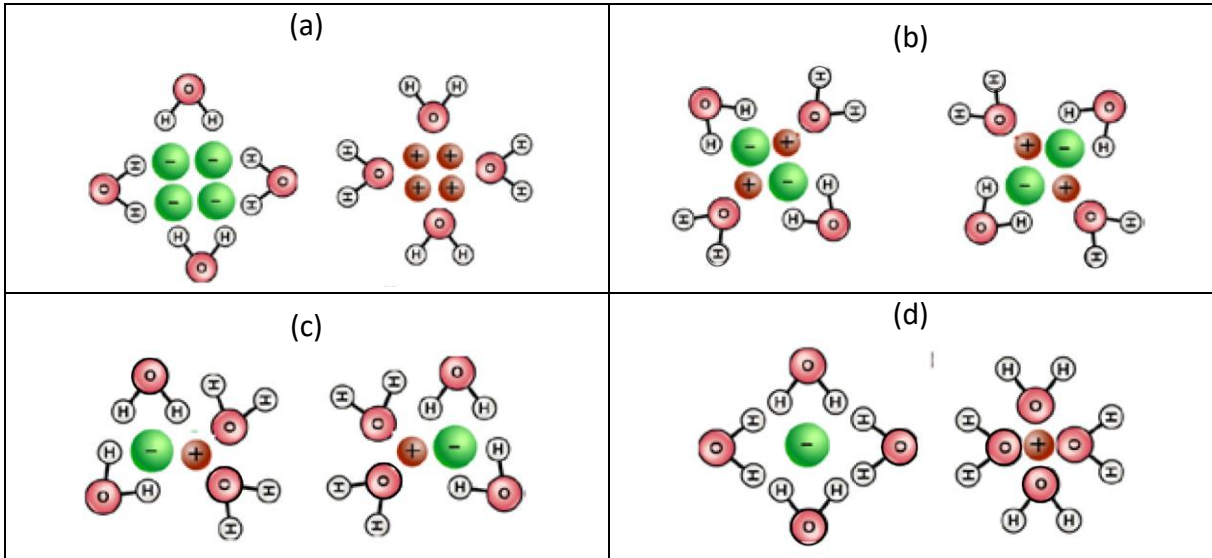
Combustível	Miscibilidade em água
Álcool (etanol)	Miscível
Gasolina	Imiscível

- A charge descreve corretamente a temática da adulteração de combustíveis ao
- sugerir que o álcool foi adulterado com adição de água, fraude possível de ser realizada, pois esses formam uma mistura homogênea.
 - tratar esse tema de forma geral, pois tanto a gasolina quanto o álcool resultam em misturas homogêneas quando combinados com água.
 - fazer alusão à expressão popular “a gasolina virou água”, indicando que a gasolina está velha e pode formar uma mistura homogênea.
 - mostrar que a gasolina desse posto foi adulterada com adição de água, resultando em uma mistura homogênea, sem possibilidade de identificação da fraude.

5.20. (CEFET-MG 2020) Compostos iônicos são formados por interações eletrostáticas entre cátions e ânions, dando origem a retículos cristalinos que possuem formas geométricas bem definidas. Uma das propriedades específicas desses compostos é a condução de corrente elétrica em solução aquosa, formada pelo processo de solvatação. As figuras seguintes representam as espécies envolvidas no processo de dissolução do NaCl em água.



Considerando o processo de dissolução ou solvatação do NaCl, o esquema que simplifica a formação da solução aquosa é



5.21. (CEFET-MG 2020) A figura a seguir apresenta um modelo tradicional de ligação química formada a partir das espécies ilustradas.



Fonte: Adaptado de Larry Gonick, Craig Criddle – Química Geral em quadrinhos, 2013 – 1ª Edição. Editora Blucher.

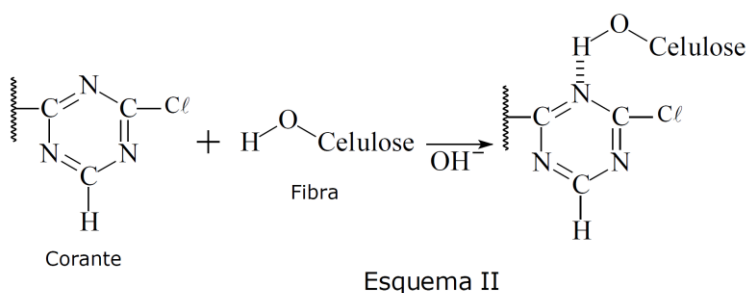
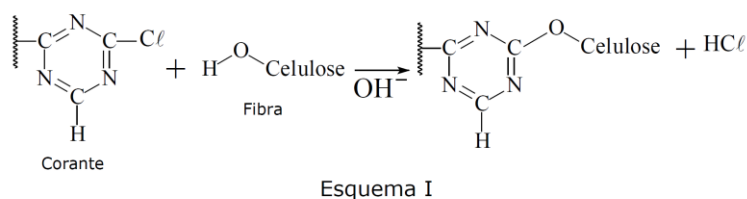
Sobre as espécies apresentadas e a ligação química formada entre elas, pode-se afirmar, corretamente, que o

- (a) produto formado é o sal MgO.
- (b) composto obtido é o mesmo produzido na combustão do metal.
- (c) metal irá compartilhar elétrons com o não metal para que a ligação ocorra.
- (d) raio atômico do metal é menor do que o do não metal quando estão no estado fundamental.

5.22. (CEFET-MG 2020) Estudos realizados nos últimos anos mostraram que a celulose é um ótimo composto para remoção de poluentes em ambientes aquosos. Corantes têxteis, quando descartados em sistemas aquáticos, podem causar grande malefício para a saúde humana, além de conferir à água características visuais e organolépticas diferentes, inviabilizando seu consumo.

Observe duas formas distintas de interação entre um fragmento de celulose e um fragmento de corante durante o processo de remoção desse poluente:

A partir dos esquemas I e II, é possível afirmar que a remoção do corante ocorre através da formação de uma ligação _____ em I e de uma interação do tipo _____ em II.



Os termos que completam corretamente as lacunas são

- (a) iônica e dipolo-dipolo.
- (b) covalente e dipolo-dipolo.
- (c) metálica e dipolo induzido.
- (d) covalente e ligação de hidrogênio.

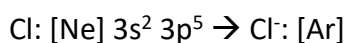
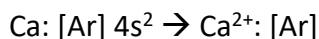
GABARITO

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

5.1. De acordo com a teoria do octeto um átomo adquire estabilidade quando possui oito elétrons na camada mais externa (ou dois elétrons, quando possui apenas a camada K). Assim, os átomos tendem a doar, receber ou compartilhar elétron de modo a obter esta estabilidade química, ou seja, uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre.

5.2. O composto CaCl_2 é formado por meio da combinação do cátion Ca^{2+} e do ânion Cl^- . Para a formação dessa substância o átomo de cálcio doa dois de seus elétrons. Cada um desses elétrons é recebido por um átomo de cloro. Desse modo, ambos os átomos adquirem estabilidade química com uma configuração eletrônica semelhante à do gás nobre argônio.

Observe as distribuições eletrônicas antes (esquerda) e após (direita) a combinação dos átomos:

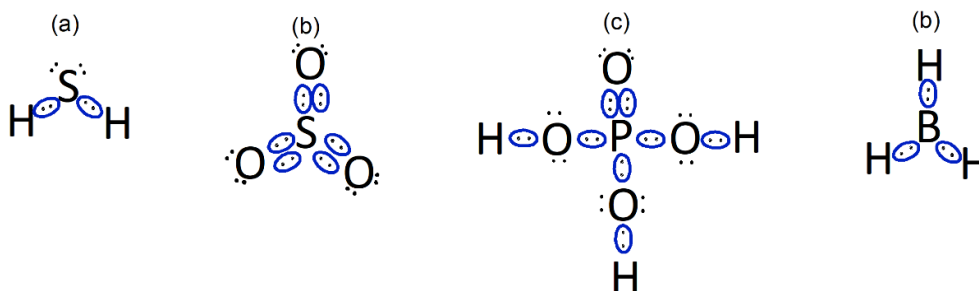


5.3.(a) BaI_2

(b) Na_2O

(c) PtCl_4

5.4.



5.5. A ligação metálica ocorre por meio do mar de elétrons, ou seja, os átomos são mantidos unidos devido à movimentação livre de seus elétrons de valência entre todos os átomos que constituem o metal.

5.6. (a)

5.7. (d)

5.8. (a) $\text{Cr}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$

(b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2$

(c) CH_2O

(d) CClH_2

5.9. (a) Tetraédrica

(b) Linear

(c) Trigonal plana

5.10. (a) Moléculas apolares: H_2 , O_2 e CH_4 ; Moléculas polares: HF , HCl e H_2O .

(b) A propriedade referente ao átomo foi a eletronegatividade, para verificar a polaridade da ligação química. E a propriedade referente à molécula, foi a sua geometria, para verificar se o momento de dipolo resultante era nulo (molécula apolar) ou não (molécula polar).

5.11. (c)

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

5.12. (a)	5.15. (d)	5.18. (b)	5.21. (b)
5.13. (a)	5.16. (a)	5.19. (a)	5.22. (d)
5.14. (c)	5.17. (c)	5.20. (d)	

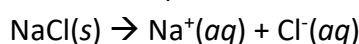
Capítulo 6: FUNÇÕES INORGÂNICAS

As substâncias compostas podem ser categorizadas em grupos que apresentam propriedades químicas semelhantes. Estes grupos são chamados de funções químicas e suas propriedades químicas semelhantes de propriedades funcionais. Essa categorização facilita o entendimento e a previsão dos fenômenos químicos.

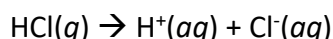
Os compostos químicos são divididos em dois grandes grupos. Um deles é o das substâncias orgânicas, as quais são compostos químicos que apresentam átomos de carbono em sua composição e podem ser originários de seres vivos. O outro é o das substâncias inorgânicas, que são todos os demais compostos constituídos pelos demais elementos químicos e, em geral, podem não estar relacionados aos seres vivos.

Os compostos inorgânicos podem ser categorizados em: ácidos, bases, sais, óxidos, peróxidos e hidretos, as quais são as principais funções inorgânicas dessa classe de substâncias.

Para melhor compreender as funções inorgânicas é interessante entender sobre os processos de **dissociação iônica** e **ionização**. A **dissociação iônica** ocorre quando os íons que já existem nas substâncias se separam em solução aquosa nos seus respectivos cátions e ânions. Este processo é característico de compostos iônicos, como o caso do cloreto de sódio:



A **ionização** ocorre quando a molécula é quebrada em solução aquosa, produzindo íons de acordo com as diferenças de eletronegatividade, em que o elemento menos eletronegativo forma um cátion e o mais eletronegativo um ânion. Este processo ocorre com compostos covalentes como, por exemplo, o ácido clorídrico:

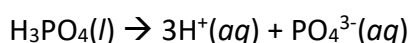
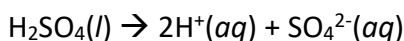
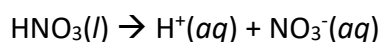
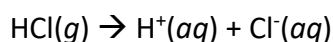


A extensão da ionização é indicada pelo **grau de ionização** (α – equação 6.1). Quanto mais próximo de um ($\alpha \approx 1$), maior é a formação de íons proveniente do composto e então é considerado como um **eletrólito forte**. Quanto mais próximo de zero ($\alpha \approx 0$) menos íons são formados e o composto é considerado um **eletrólito fraco**.

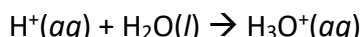
$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}} \quad \text{equação 6.1}$$

6.1. ÁCIDOS

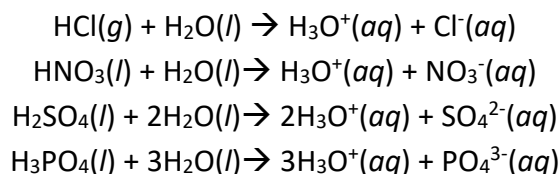
Os ácidos são um grupo de substâncias que apresentam sabor azedo, formam soluções aquosas condutoras de eletricidade e reagem com carbonatos e bicarbonatos produzindo gás carbônico. Segundo a definição de **Arrhenius**, os ácidos são substâncias que quando em solução aquosa sofrem ionização e liberam íons H^+ . Veja alguns exemplos de ácidos a seguir:



O íon H^+ não ocorre de forma isolada quando em solução aquosa. Este cátion combina-se com uma molécula de água formando o íon H_3O^+ designado de hidrônio ou hidroxônio:



Assim, uma outra maneira de representar os ácidos em solução aquosa é considerando a formação do íon hidrônio. Para os exemplos anteriores as representações ficam da seguinte forma:



6.1.1. Classificação dos ácidos

Os ácidos podem ser classificados de acordo com algumas de suas características, como descrito a seguir.

(a) De acordo com o número de hidrogênios ionizáveis: monoácidos (um único hidrogênio), diácidos (dois hidrogênios), triácidos (três hidrogênios) e tetrácidos (quatro hidrogênios). Exemplos de cada um deles são: HCl , H_2SO_4 , H_3BO_3 e $H_4P_2O_4$, respectivamente.

(b) De acordo com a presença ou não de oxigênio na molécula: hidrácidos, aqueles que não possuem oxigênio (exemplos: HCl , HBr , H_2S e etc); oxiácidos, aqueles que possuem oxigênio (exemplos: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 e etc).

(c) De acordo com o grau de ionização: ácidos fortes apresentam $\alpha > 50\%$ (exemplos: $\alpha_{HCl} = 92\%$ e $\alpha_{H_2SO_4} = 61\%$); ácidos moderados ou semifortes com $5 < \alpha < 50\%$ (exemplo: $\alpha_{HF} = 8\%$) e ácidos fracos com $\alpha < 5\%$ (exemplos: $\alpha_{HCN} = 0,008\%$ e $\alpha_{H_3CO_3} = 0,18\%$). Quanto maior o valor do grau de ionização, mais forte é o ácido.

6.1.2. Nomenclatura dos ácidos

Os nomes dos ácidos são dados em função de sua composição, considerando-se se são hidrácidos ou oxiácidos. A **nomenclatura dos hidrácidos** é feita de acordo com o esquema a seguir:

ácido _____ídrico
(nome do elemento)

Dessa maneira os hidrácidos apresentam duas palavras em sua designação. A primeira é a palavra ácido e a segunda é uma composição entre um prefixo relacionado ao nome do elemento ou ânion e o sufixo -ídrico. Exemplos de hidrácidos com seus respectivos nomes são dados no Quadro 6.1.

Quadro 6.1: Alguns hidrácidos e seus nomes.

Fórmula química	Nome
HCl	Ácido clorídrico
HI	Ácido iodídrico
H ₂ S	Ácido sulfídrico
HCN	Ácido cianídrico

A **nomenclatura dos oxiácidos** é dependente da quantidade de átomos de oxigênio na fórmula química em relação à um ácido padrão. A designação desta classe de ácidos é realizada de acordo com o esquema a seguir:

Ácido per_____ico → + 1 átomo de O
 Ácido _____ico → ácido padrão
 Ácido _____oso → - 1 átomo de O
 Ácido hipo_____oso → - 2 átomos de O
 (nome do elemento)

Observe que o ácido padrão é designado pela palavra ácido seguida de uma outra cujo prefixo está relacionado ao nome do elemento diferente de H e O com o sufixo -ico. Os demais ácidos da série diferem pela quantidade de oxigênio. O ácido que apresenta um átomo de oxigênio a mais do que o padrão recebe ainda o prefixo per- (acima de) na segunda palavra, a qual mantém o sufixo. Aquele que apresenta um átomo de oxigênio a menos do que o padrão apresenta o sufixo -oso, e o que apresenta dois átomos de oxigênio a menos do que o ácido padrão recebe o prefixo hipo- na segunda palavra, a qual apresenta o sufixo -oso. Exemplos de duas séries de oxiácidos são indicadas no Quadro 6.2.

Quadro 6.2: Alguns oxiácidos e seus nomes. O óxido ácido padrão das respectivas séries estão em negrito.

Oxiácidos do cloro		Oxiácidos do enxofre	
Fórmula química	Nome	Fórmula química	Nome
HClO ₄	Ácido perclórico		
HClO₃	Ácido clórico	H₂SO₄	Ácido sulfúrico
HClO ₂	Ácido cloroso	H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
HClO	Ácido hipocloroso		

Alguns ácidos de um mesmo elemento têm os prefixos de seus nomes atribuídos em função de seu grau de hidratação, conforme o esquema abaixo. O ácido padrão facultativamente pode receber o prefixo orto- em seu nome.

Orto (ácido padrão)	→ duas moléculas de orto menos uma de água	= Piro
	→ uma molécula de orto menos uma de água	= Meta

Um exemplo desse tipo de nomenclatura é dado no Quadro 6.3 considerando-se o ácido fosfórico (H_3PO_4) padrão.

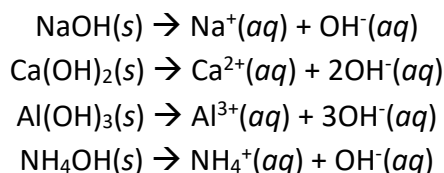
Quadro 6.3: Exemplos de oxiácidos com diferentes hidratações.

H_3PO_4 Ácido ortofosfórico	→ $2\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Ácido pirofosfórico
	→ $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3$	Ácido metafosfórico

É interessante observar a importância dessa classe de substâncias no cotidiano da sociedade. O ácido clorídrico é também designado comumente como ácido muriático e está presente em produtos de limpeza muito utilizados. O ácido nítrico é utilizado para a produção de explosivos. Enquanto que a produção de ácido sulfúrico pode ser utilizada para se inferir sobre o desenvolvimento econômico de um país em função de sua grande utilização na indústria.

6.2. BASES

As bases constituem um grupo de substâncias que apresentam sabor adstringente ou amargo e que podem formar soluções aquosas condutoras de eletricidade. Pela definição de **Arrhenius**, as bases são substâncias que quando dissolvidas em água geram o ânion hidróxido (OH^-) e um cátion qualquer. Veja alguns exemplos de bases a seguir:



6.2.1. Classificação das bases

Assim como os ácidos, as bases podem ser classificadas de acordo com algumas de suas características, descritas a seguir.

(a) De acordo com o número de hidróxidos: monobases (um único hidróxido), dibases (dois hidróxidos), tribases (três hidróxidos) e tetrabases (quatro hidróxidos). Exemplos de cada um deles são: NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ e $\text{Sn}(\text{OH})_4$, respectivamente.

(b) De acordo com o grau de ionização: bases fortes apresentam $\alpha \approx 100\%$ (bases de metais alcalinos e alcalino-terrosos: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Ba}(\text{OH})_2$); bases fracas apresentam $\alpha < 5\%$ (os demais hidróxidos, tais como: NH_4OH e outros).

6.2.2. Nomenclatura das bases

As bases são nomeadas como ilustrado no esquema a seguir. Se um mesmo metal formar mais de um cátion, é necessário indicar sua carga elétrica, em numerais romanos, ao lado do nome do elemento e sem espaço.

Hidróxido de _____
(nome do cátion)

Também é possível diferenciar os cátions de diferentes cargas de um mesmo elemento metálico por meio dos sufixos -ico (utilizado para o cátion de maior carga) e -oso (para o cátion de menor carga, embora não seja recomendado atualmente pela IUPAC é uma nomenclatura bastante usual. Exemplos de bases com seus respectivos nomes são ilustradas no Quadro 6.4.

Quadro 6.4: Algumas bases e seus nomes.

Fórmula química	Nome
NaOH	Hidróxido de sódio
Al(OH) ₃	Hidróxido de alumínio
Fe(OH) ₂	Hidróxido de ferro(II) ou hidróxido ferroso
Fe(OH) ₃	Hidróxido de ferro(III) ou hidróxido férrico
CuOH	Hidróxido de cobre(I)
Cu(OH) ₂	Hidróxido de cobre(II)
Mg(OH) ₂	Hidróxido de magnésio
NH ₄ OH	Hidróxido de amônio

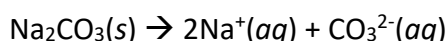
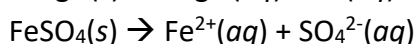
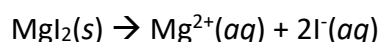
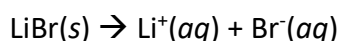
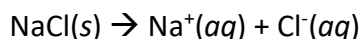
As bases apresentam muitos usos no cotidiano das pessoas, tal como o hidróxido de sódio, comumente designado de soda cáustica, empregado para fazer sabão. A cal hidratada corresponde ao hidróxido de cálcio, a qual é utilizada na produção de argamassas e tintas, além de poder ser utilizada para correção da acidez de solos. O hidróxido de magnésio constitui o leite de magnésia, um medicamento empregado para redução da acidez estomacal.

6.2.3. Indicadores ácido-base

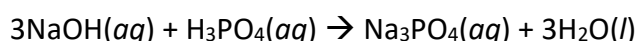
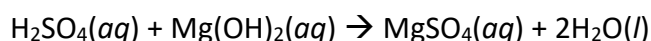
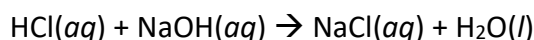
Os indicadores ácido-base são substâncias que apresentam colorações diferentes a depender da presença de ácidos ou bases no meio ao qual se encontram. O indicador fenolftaleína é muito utilizado em laboratórios de química. Essa substância apresenta uma coloração rósea (ou violeta) em meios que contém bases e permanece incolor em meios que contém ácidos. Um outro indicador interessante é o alaranjado de metila, o qual apresenta coloração vermelha em meio ácido, enquanto em meios básicos apresenta uma coloração alaranjada à amarelada.

6.3. SAIS

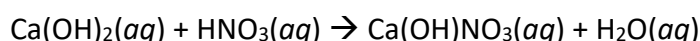
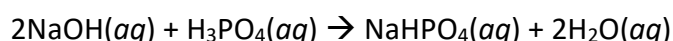
Os sais são substâncias sólidas, que quando dissociadas em água formam soluções aquosas condutoras de eletricidade, sendo predominantemente compostos iônicos. Segundo a classificação de **Arrhenius**, os sais são substâncias que se dissociam em solução aquosa originando pelo menos um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- . Alguns exemplos de sais e suas respectivas dissociações iônicas em água são apresentados a seguir:



A reação entre um ácido e uma base de Arrhenius é chamada de **reação de neutralização ou de salificação**. Esse processo leva a formação de um sal, além de água. Exemplos de reações de neutralização são dados a seguir:



Nos exemplos dados acima, todos os íons H^+ provenientes de ácidos reagem com íons OH^- provenientes das bases para formação de moléculas de água, de modo que se pode dizer que a reação de neutralização é total. Observe que a quantidade de íons H^+ é igual à de íons OH^- . Há casos, no entanto, em que nem todos os hidrogênios ionizáveis dos ácidos e nem todos os hidróxidos das bases são neutralizados, isto é, reagem para formar moléculas de água. Isso ocorre quando a quantidade de íons H^+ é diferente da de íons OH^- e, então, são formadas moléculas de águas em função da menor quantidade de um desses dois íons. O restante, que não reage, permanece na fórmula química do sal. Nestes casos, diz-se que ocorreu uma **reação de neutralização parcial**. Veja alguns exemplos:



6.3.1. Classificação dos sais

De acordo com a composição dos sais, o que pode ser feito avaliando-se as fórmulas químicas desses compostos, pode-se classificá-los em alguns grupos, como descrito a seguir.

(a) Sais normais: são sais que apresentam um único tipo de cátion e um único tipo de ânion. Exemplos: Na_2SO_4 , KCl , $CaCO_3$ e NH_4NO_3 .

(b) Hidrogenossais (ou sais ácidos): são sais que apresentam um ou mais átomos de hidrogênio ionizáveis. Exemplos: $NaHSO_4$ e KH_2PO_4 .

(c) Hidroxissais (ou sais básicos): são sais que apresentam um ou mais íons hidróxidos. Exemplos: $Ca(OH)Cl$, $Fe(OH)_2NO_3$ e $Al(OH)_2Cl$.

(d) Sais duplos ou mistos: são sais que apresentam dois tipos de cátions ou dois tipos de ânions. Exemplos: KNaSO_4 e $\text{Ca}(\text{NO}_3)\text{Br}$.

(e) Sais hidratados: são sais que apresentam água em sua estrutura cristalina. Exemplos: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

6.3.2. Nomenclatura dos sais normais

Os nomes dos sais normais são dados em função de seus cátions e ânions constituintes, como no esquema a seguir. O nome do cátion é dado como é feito no caso da nomenclatura das bases, em que se deve considerar se o metal do cátion forma cátions com cargas elétricas distintas, de modo que essa carga elétrica deve ser indicada em numerais romanos, ao lado do nome do elemento e sem espaço.

_____ de _____
(nome do ânion) (nome do cátion)

O nome do ânion é baseado no nome do ácido de origem, trocando-se apenas o sufixo, como indicado no Quadro 6.5.

Quadro 6.5: Relação entre os sufixos de ânions e seus ácidos de origem.

Sufixo do ácido	ídrico	ico	oso
Sufixo do ânion	eto	ato	ito

Assim, o ânion Cl^- proveniente do ácido clorídrico é chamado de **cloreto**; o PO_4^{3-} proveniente do ácido fosfórico é designado de **fosfato**; enquanto o SO_3^{2-} originado do ácido sulfuroso recebe o nome de **sulfito**. Alguns exemplos de sais e seus respectivos nomes são ilustrados no Quadro 6.6.

Quadro 6.6: Alguns sais e seus nomes.

Fórmula química	Nome
NaCl	Cloreto de sódio
AgNO_3	Nitrato de prata
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato de ferro(III)
KMnO_4	Permanganato de potássio
Li_2SO_3	Sulfito de lítio
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Dicromato de potássio
$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$	Fosfato de cobre(II)
CuI	Iodeto de cobre(I)

Alguns nomes de íons importantes e comuns são dados no Quadro 6.7. É interessante notar a utilização de sais na sociedade. O cloreto de sódio (NaCl) é o sal de cozinha utilizado para temperar alimentos. O sulfato de cálcio (CaSO₄) é utilizado na fabricação de giz e gesso. A conservação de carnes enlatadas ou defumadas é muitas vezes feita por meio da utilização de nitrato de sódio (NaNO₃). Nas Estações de Tratamento de Água é utilizado o sulfato de alumínio (Al₂(SO₄)₃). O carbonato de sódio (Na₂CO₃) é muito utilizado para a produção de sabão. E o bicarbonato de sódio (NaHCO₃) é empregado como fermento químico.

Quadro 6.7: Nome de alguns íons comuns.

Fórmula	Nome	Fórmula	Nome	Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
NH ₄ ⁺	amônio	NO ₃ ⁻	nitrato	CN ⁻	Cianeto	CO ₃ ²⁻	carbonato
Cl ⁻	cloreto	NO ₂ ⁻	nitrito	MnO ₄ ⁻	permanganato	Cr ₂ O ₇ ²⁻	dicromato
F ⁻	fluoreto	S ²⁻	sulfeto	MnO ₄ ²⁻	manganato	CrO ₄ ²⁻	cromato
I ⁻	iodeto	SO ₄ ²⁻	sulfato	PO ₄ ³⁻	fosfato	BO ₃ ³⁻	borato
Br ⁻	brometo	SO ₃ ²⁻	sulfito	SiO ₃ ⁻	metassilicato	BrO ₃ ⁻	bromato

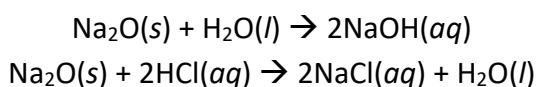
6.4. ÓXIDOS

Os óxidos são compostos binários, isto é, formados por dois elementos, sendo que o mais eletronegativo é o oxigênio. Exemplos de óxidos: H₂O, CO₂, Fe₂O₃, SO₂ e P₂O₅.

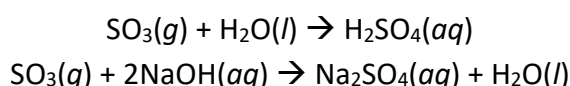
6.4.1. Classificação dos óxidos

Os óxidos são classificados considerando-se a reatividade. As classes dos óxidos são descritas a seguir.

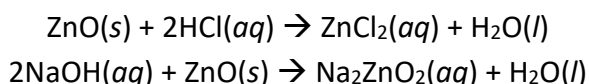
(a) Óxidos básicos: reagem com a água, produzindo uma base, ou reagem com um ácido, produzindo um sal e água. Em geral, são formados por cátions metálicos com cargas +1, +2 ou +3, sendo compostos iônicos com elevadas temperaturas de fusão e ebulição. Exemplos das reações características do óxido básico Na₂O:



(b) Óxidos ácidos: reagem com a água, produzindo um ácido, ou reagem com uma base, produzindo sal e água. Em geral, são compostos moleculares formados por ametais ou metais com elevada carga. Exemplos das reações características do óxido ácido SO₃:



(c) Óxidos anfóteros: comportam-se ora como óxido básico, ora como óxido ácido. Em geral, são compostos moleculares formados pelos elementos Zn, Al, Sn, Pb, As e Sb. Exemplo das reações características do óxido anfótero ZnO:



(d) Óxidos indiferentes ou neutros: não reagem com a água, ácidos ou bases. Exemplos: CO, NO e N₂O.

(e) Óxidos duplos: comportam-se como se fossem formados por dois outros óxidos do mesmo elemento químico. Exemplos:



6.4.2. Nomenclatura dos óxidos

A nomenclatura dos óxidos depende se são iônicos ou moleculares. Os **óxidos iônicos** são designados como o esquema abaixo. Exemplos de óxidos iônicos são o óxido de sódio (Na₂O), o óxido de cálcio (CaO) e o óxido de ferro(III) (Fe₂O₃).

Óxido de _____
(nome do cátion)

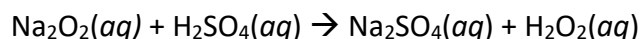
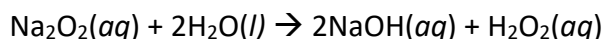
Os **óxidos moleculares** são nomeados com a utilização de prefixos indicadores das quantidades de oxigênio e do outro elemento de sua constituição, como no esquema abaixo. Exemplos de óxidos moleculares são o monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂), monóxido de mononitrogênio (NO), o dióxido de silício (SiO₂) e o dióxido de chumbo (PbO₂).

_____ óxido de _____	_____
mono, di, tri, tetra	mono, di, tri, tetra
(indica a quantidade de átomos de oxigênio)	(indica a quantidade de átomos do outro elemento) seguido do nome do elemento ligado ao oxigênio

Muitos óxidos têm aplicações no cotidiano. O óxido de cálcio (CaO) constitui a cal virgem utilizada na construção civil. O dióxido de silício constitui a sílica, o óxido mais abundante na crosta terrestre e principal componente da areia, além de ser empregado para produção de vidro.

6.5. PERÓXIDOS

Os peróxidos são todas as substâncias que apresentam o grupo O₂²⁻. Essas substâncias reagem com água ou ácidos diluídos, produzindo água oxigenada (H₂O₂), também designada de peróxido de hidrogênio. Exemplos dessas reações para o peróxido de sódio (Na₂O₂) são ilustradas a seguir:



A nomenclatura dos peróxidos é feita segundo o esquema abaixo. Exemplos de peróxidos são: peróxido de magnésio (MgO_2) e peróxido de lítio (Li_2O_2).

Peróxido de _____
(nome do elemento ligado ao O_2^{2-})

6.6. HIDRETOS

Os hidretos são compostos de hidrogênio ligado a metais, nos quais o átomo de hidrogênio é o mais eletronegativo. A nomenclatura dos hidretos é feita segundo o esquema abaixo. Exemplos desses compostos são o hidreto de sódio (NaH) e o hidreto de magnésio (MgH_2).

Hidreto de _____
(nome do cátion)

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

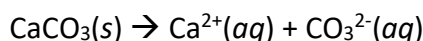
01. Indique se os seguintes compostos, quando misturados com água, passam pelo processo de dissociação iônica ou ionização. Represente também o respectivo processo para cada caso.

(a) CaCO_3

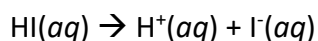
(b) HI

R. Os compostos iônicos passam pelo processo de dissociação iônica, no qual os íons já existentes no composto são separados em água. Já os compostos covalentes (moleculares) passam pelo processo de ionização, uma vez que há a formação de cátions e ânions não existentes na molécula em solução aquosa de acordo com a eletronegatividade dos átomos envolvidos (o mais eletronegativo forma um ânion e o menos um cátion).

(a) CaCO_3 é um composto iônico, formado pelo cátion Ca^{2+} e pelo ânion CO_3^{2-} . Quando dissolvido em água passa pelo processo de dissociação iônica, como representado abaixo:



(b) HI é um composto covalente, formado pelo compartilhamento de um par de elétrons entre os átomos de hidrogênio e iodo. Quando dissolvido em água passa pelo processo de ionização, como representado abaixo:



02. Separe os seguintes ácidos em hidrácidos e oxiácidos: H_2CO_3 , H_3BO_3 , HF , H_2CrO_4 , H_2S e HBr . Forneça também seus respectivos nomes.

R. Os hidrácidos são ácidos que não apresentam átomos de oxigênio em suas fórmulas químicas, enquanto os oxiácidos apresentam. Entre os ácidos dados, os hidrácidos são HF, H₂S e HBr, cujos nomes são ácido fluorídrico, ácido sulfídrico e ácido bromídrico, respectivamente. Os oxiácidos são H₂CO₃, H₃BO₃ e H₂CrO₄, cujos nomes são ácido carbônico, ácido bórico e ácido crômico, respectivamente.

03. Forneça a fórmula química das seguintes bases e classifique-as quanto à quantidade de hidróxidos em sua composição.

- (a) Hidróxido de estanho(II)
- (b) Hidróxido de estanho(IV)
- (c) Hidróxido de cromo(III)
- (d) Hidróxido de lítio

R. Os nomes das bases são dados utilizando-se a palavra hidróxido seguido do nome do cátion, com indicação de sua carga quando houver a possibilidade de mais de uma carga para o elemento metálico. O número de hidróxidos na fórmula química da base é dependente da carga deste cátion, bem como sua classificação em termos desta quantidade em monobase, dibase, tribase e tetrabase. Assim, tem-se:

- (a) Hidróxido de estanho(II) apresenta fórmula química Sn(OH)₂ e é uma dibase.
- (b) Hidróxido de estanho(IV) apresenta fórmula química Sn(OH)₄ e é uma tetrabase.
- (c) Hidróxido de cromo(III) apresenta fórmula química Cr(OH)₃ e é uma tribase.
- (d) Hidróxido de lítio apresenta fórmula química LiOH e é uma monobase.

04. Identifique entre as equações químicas dadas aquela em que ocorre uma reação de neutralização total.

- (a) $\text{HCN} + \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)(CN)} + \text{H}_2\text{O}$
- (b) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- (c) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
- (d) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

R. A reação de neutralização total ocorre com formação de um sal normal e água. Neste processo, todos os íons H⁺ provenientes do ácido combinam-se com os íons OH⁻ provenientes da base para formação de água. Entre as alternativas dadas, aquela em que esse tipo de reação ocorre é dada na opção (c).

05. Identifique a opção na qual estão presentes apenas hidretos.

- (a) NaH, HCl, HI.
- (b) LiH, MgH₂, NaH.
- (c) H₂O, MgO₂, NaH.
- (d) H₂O, HCl, HI.

R. Hidretos são compostos que apresentam átomos de hidrogênio ligados à metais, sendo estes últimos menos eletronegativos. Dentre as opções fornecidas, a letra (b) é a única que apresenta apenas hidretos.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

6.1. Quando misturados em água, alguns compostos são separados em íons. Os compostos iônicos passam pelo processo de dissociação iônica, enquanto os covalentes passam pela ionização. Identifique e represente o tipo de processo de formação de íons que ocorre com cada uma das substâncias dadas abaixo:

- (a) H_2SO_3
- (b) CuNO_3
- (c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- (d) HBr

6.2. Forneça a fórmula química dos ácidos a seguir. Classifique-os também quanto à presença de oxigênio e ao número de hidrogênios ionizáveis.

- (a) Ácido pirofosfórico
- (b) Ácido cianídrico
- (c) Ácido sulfuroso
- (d) Ácido nítrico
- (e) Ácido brômico

6.3. Forneça os nomes das seguintes bases: CuOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, NaOH , KOH e $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

6.4. Forneça os produtos das seguintes reações e nomeie o sal formado.

- (a) $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- (b) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
- (c) $\text{HBr} + \text{LiOH} \rightarrow$
- (d) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$

6.5. Indique qual das opções apresenta um óxido, um ácido, uma base, um hidreto e um peróxido, nesta ordem.

- (a) Na_2O_2 , LiH , CuOH , H_2SO_4 e CaO .
- (b) H_2O , Na_2SO_4 , CO_2 , NH_3 , MgO .
- (c) MgO_2 , HCl , NaOH , MgH_2 , Li_2O .
- (d) CaO , H_2SO_4 , CuOH , LiH e Na_2O_2 .

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

6.6. (CEFET-MG 2015) Associe as substâncias químicas às suas respectivas características.

SUBSTÂNCIAS	CARACTERÍSTICAS
I. HCl	() óxido de perfil ácido
II. SO ₂	() base usada na fabricação de sabão
III. KOH	() ácido componente do suco gástrico
IV. CaO	() ácido presente nas baterias de automóveis
V. NaCl	() óxido usado na correção da acidez do solo
VI. H ₂ SO ₄	

A sequência correta encontrada é

- (a) II, III, I, VI, IV.
- (b) II, IV, I, III, V.
- (c) III, IV, II, V, VI.
- (d) IV, II, VI, I, III.

6.7. (CEFET-MG 2016) Utilizando-se a Tabela Periódica dos Elementos, é possível identificar determinadas substâncias encontradas na natureza.

Considere uma substância com as seguintes características:

- I- Simples
- II- Diatômica
- III- Presente na atmosfera
- IV- Constituída por átomos da coluna ou família VI A (calcogênios)

Essa substância corresponde ao gás

- (a) CO₂.
- (b) N₂.
- (c) O₃.
- (d) O₂.

6.8. (CEFET-MG 2016) O permanganato de potássio é uma substância sólida a temperatura ambiente e muito solúvel em água. Em sua composição, há três elementos químicos: o potássio (K), o manganês (Mn) e o oxigênio (O) na proporção de 1:1:4, respectivamente.

Sua dissolução em água gera uma mistura homogênea de cor violeta bem característica.

Durante o fenômeno de dissolução dessa substância em água ocorre

- (a) dispersão molecular.
- (b) dissociação dos seus íons.
- (c) fusão dos cátions e ânions.
- (d) separação de ligações covalentes.

6.9. (CEFET-MG 2018)

“Andar, apenas andar, ao lado do pai, que pisa firme as pedras, vale uma vida.”

RITER, Caio. Eu e o silêncio do meu pai. São Paulo: Biruta, 2011.

As “pedras” citadas no texto referem-se a pedaços ou fragmentos de rochas formados por um ou mais minerais. Um exemplo de mineral é a lazulita cuja fórmula é $Mg_xAl_y(PO_4)_2(OH)_2$, sendo que x e y são números inteiros e diferentes de zero.

O valor da soma de x e y que completam a fórmula da lazulita é

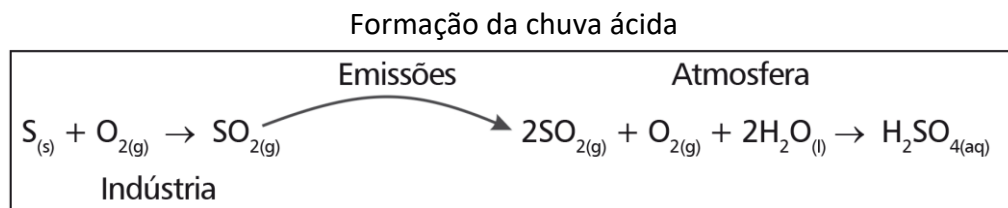
- (a) 8.
- (b) 5.
- (c) 4.
- (d) 3.

6.10. (CEFET-MG 2018) Em 2011 uma carreta que transportava 19 mil litros de soda cáustica (NaOH) tombou na BR-101 próximo ao Rio Pium em Natal/RN. Com a finalidade de minimizar os efeitos nocivos deste produto, a empresa responsável pelo veículo providenciou um caminhão com cerca de 20 mil litros de um líquido capaz de neutralizar a soda cáustica presente na área afetada. Disponível em <<http://www.tribunadonorte.com.br/noticia/soda-caustica-vazou-para-orio-pium/181781>>. Acesso em: 10 set. 2017 (adaptado).

O líquido que poderia ser utilizado nesse procedimento é o(a)

- (a) vinagre.
- (b) água destilada.
- (c) leite de magnésia.
- (d) solução de bicarbonato de sódio.

6.11. (CEFET-MG 2018) O esquema abaixo explica a formação da chuva ácida a partir de emissões gasosas poluentes geradas nos grandes centros urbanos industrializados. A combinação desses poluentes com o vapor de água da atmosfera acumula-se nas nuvens, ocorrendo, assim, sua condensação.



Em relação ao fenômeno representado, é correto afirmar que

- (a) na indústria, há formação de óxido constituído por três elementos.
- (b) na atmosfera, a chuva gerada colore de rosa uma solução de fenolftaleína.
- (c) na atmosfera, há consumo de duas substâncias compostas e uma substância pura.
- (d) na atmosfera, o produto final da reação é uma substância utilizada nas baterias de automóveis.

6.12. (CEFET-MG 2018) Muitas substâncias químicas são utilizadas com a finalidade de prevenir e tratar doenças, um exemplo é o do óxido presente nos cremes contra assaduras, dermatites que afetam bebês nos seus primeiros meses de vida. Geralmente essas dermatites acometem a região da pele coberta pela fralda.

(CISCATO, C.A.M, PEREIRA, L.F., CHEMELLO, E., PROTI, P.B. Química, Vol. 1, 1ª ed., São Paulo: Editora Moderna, 2016.)

A substância que pode corresponder àquela citada como exemplo no texto, é o

- (a) ZnO.
- (b) NaCl.
- (c) HNO₃.
- (d) Ca(OH)₂.

6.13. (CEFET-MG 2019) Em novembro de 2015, ocorreu um dos desastres ambientais mais graves do Brasil: o rompimento da Barragem do Fundão, na cidade mineira de Mariana. Nesse acidente, o solo do local e a água do Rio Doce foram contaminados por uma série de resíduos de mineração, inclusive metais pesados, como: ferro, chumbo, zinco e cádmio.

Pesquisa desenvolvida por estudantes do Curso de Engenharia Ambiental do CEFET-MG utilizou, para remediação do solo contaminado, o plantio de diferentes vegetais, de forma a reduzir as concentrações dos metais pesados.

Alguns dados da pesquisa estão apresentados abaixo.

Metal analisado	Concentração média (mg/kg)			
	Solo não plantado	Solo plantado		
		Feijão	Gramma	Milho
Ferro (Fe)	50185,19	49078,73	50185,01	49427,38
Zinco (Zn)	286,03	234,15	156,13	255,21

Essa pesquisa permite concluir que

- (a) a grama apresentou o melhor resultado para remediação do zinco.
- (b) o milho apresentou melhores resultados para solos contaminados pelo ferro.
- (c) as concentrações de ferro reduziram mais que 1000 mg/kg, com os três vegetais.
- (d) um dos vegetais conseguiu reduzir em mais de 50% as concentrações de zinco do solo.

6.14. (CEFET-MG 2019) A poluição das águas superficiais por meio da eutrofização artificial, é um problema recorrente em lagos e reservatórios. Esse processo ocorre devido ao aporte excessivo de nutrientes tais como fósforo e nitrogênio, oriundos principalmente do fosfato (PO_4^{3-}) e nitrato (NO_3^-), que provoca o crescimento descontrolado de algas. Gera-se então uma biomassa maior do que aquela que o sistema poderia naturalmente controlar. O aumento excessivo da população e sua posterior degradação no corpo aquático gera uma demanda de oxigênio grande, a qual pode provocar a morte de animais aquáticos (peixes) e a proliferação de organismos anaeróbios. Em seu estágio final, esses lagos e reservatórios produzem compostos malcheirosos e altamente tóxicos para a biota.

Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola – Águas no Planeta Terra - Edição especial – Maio 2001 – Acessado em 17 de set. 2018. (Adaptado).

Em relação aos ânions responsáveis por fornecer os nutrientes que promovem a eutrofização artificial, é correto afirmar que o

- (a) fosfato, ao se ligar a um metal alcalino M, poderá formar um composto iônico de fórmula unitária $\text{M}_3(\text{PO}_4)$.
- (b) elemento químico comum desses ânions possui oito prótons e duas camadas eletrônicas totalmente preenchidas.
- (c) nitrato e o fosfato são espécies químicas formadas por elementos representativos do quinto e sexto períodos.
- (d) nitrato, ao ligar-se ao elemento do terceiro período, cuja espécie mais estável é um cátion bivalente, forma o Mg_2NO_3 .

6.15. (CEFET-MG 2020) Eu, quando via uma árvore daquelas gigantescas, que fazem de um homem uma coisinha ridícula, me desmanchava em admiração. Respirava com mais largueza, abrindo os braços, e sentia os raios do sol no meu rosto, como se eu também fosse uma criatura privilegiada pela natureza. É sério. Sempre fui assim, piegas profissional. A Mayumi, diante da mesma árvore, tecia considerações sobre a evolução genética da espécie.

LACERDA, Rodrigo. O Fazedor de Velhos. 1ª ed. São Paulo: Companhia das Letras, 2017.p. 86.

No fragmento acima, o ser admirado, além de inspirar os personagens do livro, capta da atmosfera uma substância cuja diminuição tem o potencial de minimizar o efeito estufa.

A fórmula química dessa substância é

- (a) O₂.
- (b) CO₂.
- (c) N₂.
- (d) CO.

6.16. (CEFET-MG 2020) Em 19 de agosto de 2019, os moradores de São Paulo se assustaram com a forte nebulosidade que encobriu a cidade. Por volta das 15h30, o céu escureceu e uma chuva cinza caiu. Testes realizados pela Universidade Municipal de São Caetano do Sul (USCS), a partir da água da chuva coletada por moradores, revelaram alta concentração de fuligem, cerca de sete vezes maior do que a registrada na água de uma chuva normal.

Portal Gazetaweb com G1, em 21 ago. 2019 (adaptado).

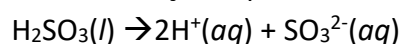
Os resultados dos testes realizados pela universidade evidenciaram

- (a) o forte caráter ácido da chuva.
- (b) o elevado nível de poluição nas águas da cidade.
- (c) a retenção de gases de efeito estufa em São Paulo.
- (d) o impacto das queimadas na qualidade do ar atmosférico.

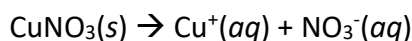
GABARITO

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

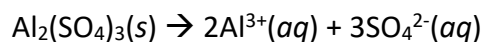
6.1. (a) H₂SO₃ passa pelo processo de ionização representado a seguir:



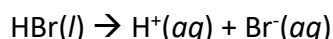
(b) CuNO₃ passa pelo processo de dissociação iônica representado a seguir:



(c) Al₂(SO₄)₃ passa pelo processo de dissociação iônica representado a seguir:



(d) HBr passa pelo processo de ionização representado a seguir:



6.2. (a) Ácido pirofosfórico é um oxiácido tetrácido de fórmula química H₄P₂O₇.

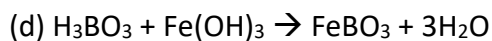
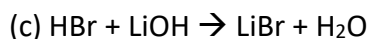
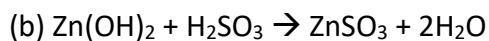
(b) Ácido cianídrico é um hidrácido monoácido de fórmula química HCN.

(c) Ácido sulfuroso é um oxiácido diácido de fórmula química H₂SO₃.

(d) Ácido nítrico é um oxiácido monoácido de fórmula química HNO₃.

(e) Ácido brômico é um oxiácido monoácido de fórmula química HBrO_3 .

6.3. Os nomes das bases são, respectivamente, hidróxido de cobre(I), hidróxido de ferro(III), hidróxido de sódio, hidróxido de potássio e hidróxido de magnésio.



6.5. (d)

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

6.6. (a)

6.9. (d)

6.12. (a)

6.15. (b)

6.7. (d)

6.10. (a)

6.13. (a)

6.16. (d)

6.8. (b)

6.11. (d)

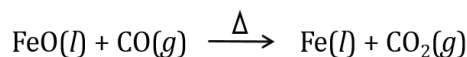
6.14. (d)

Capítulo 7: AS REAÇÕES QUÍMICAS

As transformações químicas (chamadas também de reações químicas ou simplesmente reações) ocorrem por meio da reorganização dos átomos das substâncias iniciais (reagentes) para a formação de novas substâncias (produtos). Esse tipo de processo está presente por toda parte, como na respiração dos seres vivos, no preparo dos alimentos, além da produção de diversos materiais como plásticos e os próprios metais.

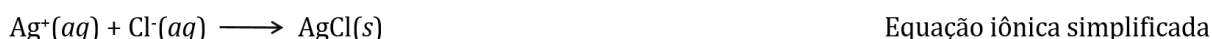
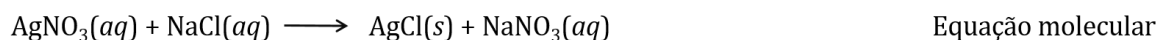
7.1. REPRESENTAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS

As reações químicas são representadas por meio de **equações químicas**. Nessas equações as substâncias são representadas por suas fórmulas químicas, os reagentes são escritos antes de uma seta e os produtos são escritos depois da seta. Os números que são colocados antes das fórmulas químicas das substâncias são chamados de **coeficientes estequiométricos** e indicam a quantidade da substância que reage. As condições nas quais o processo ocorreu também podem ser representadas, em que são utilizados símbolos e/ou siglas acima da seta. Considerando esta representação, o símbolo Δ (Delta, letra do alfabeto grego na forma maiúscula) é empregado para indicar o aquecimento do sistema. Os estados físicos das substâncias também podem ser indicados, em que são utilizadas as representações **(g)**, **(l)**, **(s)** e **(aq)** após a fórmula química da substância para indicar os estados gasoso, líquido, sólido e aquoso (em solução aquosa), respectivamente. Uma equação química é ilustrada abaixo.



Observe que na equação química acima é representado a reação entre o óxido de ferro, o qual se encontra no estado físico líquido, com o gás monóxido de carbono. O sistema foi aquecido, como representado pelo símbolo Δ sobre a seta. Os produtos obtidos foram o ferro líquido e o gás dióxido de carbono. Este é um exemplo de reação que ocorre nos altos-fornos para a produção de ferro nas siderúrgicas.

As equações químicas podem ser escritas por meio das formas: molecular, iônica e iônica simplificada. Essas diferentes maneiras de escrever são ilustradas abaixo para a reação do nitrato de prata (AgNO_3) com o cloreto de sódio (NaCl), processo no qual é observado a formação de um precipitado (sólido) branco de cloreto de prata (AgCl).



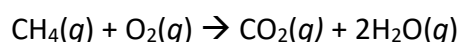
Na equação molecular são representadas as fórmulas químicas completas de todas as substâncias reagentes e, também, dos produtos. Na equação iônica são representados os íons provenientes dos processos de dissociação iônica ou ionização das substâncias, sendo representados todos os cátions e ânions. Observe que no processo descrito no exemplo acima,

o processo ocorre sem que ocorra alterações da forma com que o cátion Na^+ e o ânion NO_3^- se encontram em solução aquosa. Estes íons que não reagem são chamados de íons espectadores. Por meio da equação iônica simplificada são representados apenas os íons que efetivamente reagem formando uma nova substância, de modo que os íons espectadores não são descritos.

7.2. EVIDÊNCIAS DE REAÇÕES QUÍMICAS

As reações químicas ocorrem em um nível atômico, portanto, não visível aos nossos olhos. No entanto, alguns sinais podem ser observados como indicativo da ocorrência de uma transformação química. As evidências que estão relacionadas às propriedades organolépticas (que podem ser percebidas pelos sentidos dos seres humanos) da matéria são a **liberação de energia, liberação de gases, mudanças de cor, alteração de odor e formação de precipitados** (sólidos). Esses sinais são utilizados no cotidiano da humanidade para a verificação da ocorrência de reações químicas, que podem auxiliar em diversas tarefas, desde o cozimento de alimentos, melhorando o sabor das refeições, até a verificação da deterioração dos materiais, evitando-se desastres ambientais.

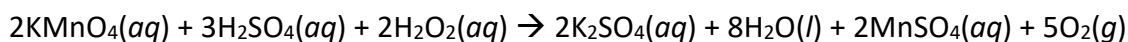
A combustão do metano (CH_4) é um exemplo de reação que ocorre com liberação de energia. A representação desse processo por meio de equação química é feita da seguinte forma:



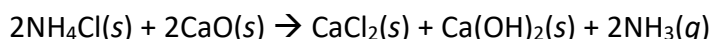
Os carbonatos e bicarbonatos reagem com ácidos, levando à formação do gás dióxido de carbono e água. A principal evidência de que o processo está ocorrendo é a observação de bolhas do gás CO_2 . A equação química da reação entre o carbonato de cálcio (CaCO_3) e o ácido clorídrico (HCl) é representada abaixo.



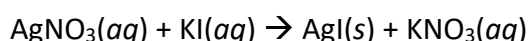
A reação do permanganato de potássio (KMnO_4), em solução aquosa de coloração violeta, com a água oxigenada (H_2O_2) em meio ácido (equação química representada a seguir) ocorre com o desaparecimento da coloração violeta. Essa mudança de cor é uma evidência de que uma reação química ocorreu no sistema. Neste processo, há ainda a observação de formação do gás oxigênio.



Um exemplo de reação cuja evidência é a alteração de odor é a que ocorre entre o cloreto de amônio (NH_4Cl) e o óxido de cálcio (CaO). Com o passar do tempo é possível sentir o cheiro característico da amônia, que é formada durante o processo, como representado abaixo.



A formação de sólidos (precipitado) como evidência de uma reação química pode ser observada na reação entre o nitrato de prata (AgNO_3) e o iodeto de potássio (KI) como ilustrado pela equação química abaixo. Neste processo é observado a formação de um sólido amarelo de iodeto de prata (AgI).



7.3. CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS

As reações químicas podem ser classificadas a depender do número de substâncias que reagem e que são produzidas, em que se pode citar quatro possibilidades. Nas **reações de síntese ou adição** dois ou mais reagentes formam apenas um produto ($A + B \rightarrow C$); nas **reações de análise ou decomposição** um único reagente origina dois ou mais produtos ($A \rightarrow B + C$); nas **reações de simples troca ou deslocamento** uma substância simples reage com uma composta levando à formação de uma outra substância simples e outra composta ($A + BC \rightarrow AC + B$); nas **reações de dupla troca** duas substâncias compostas trocam os cátions e ânions formando duas outras substâncias compostas ($AB + CD \rightarrow AD + CB$) – em que foram empregadas letras maiúsculas do alfabeto para representar a fórmula química de substâncias e íons. Na Figura 7.1 são ilustradas algumas reações químicas para cada um desses casos.

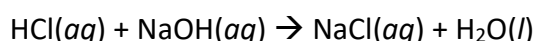
<p>Reações de síntese ou adição: $A + B + \dots \rightarrow C$</p> <p>$C + O_2 \rightarrow CO_2$</p> <p>$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$</p> <p>$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$</p>	<p>Reações de simples troca ou deslocamento: $A + BC \rightarrow AC + B$</p> <p>$Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$</p> <p>$Fe + 2HCl \rightarrow H_2 + FeCl_2$</p> <p>$F_2 + 2NaCl \rightarrow 2NaF + Cl_2$</p>
<p>Reações de análise ou decomposição: $A \rightarrow B + C + \dots$</p> <p>$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$</p> <p>$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$</p> <p>$H_2O_2 \rightarrow H_2O + 1/2O_2$</p>	<p>Reações de dupla troca: $AB + CD \rightarrow AD + CB$</p> <p>$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$</p> <p>$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$</p> <p>$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$</p>

Figura 7.1. Exemplos de reações de síntese, decomposição, deslocamento e dupla troca.

Identificar e classificar as reações químicas é importante para auxiliar o desenvolvimento de diversas atividades, como a produção de novos produtos, produção de fármacos, estocagem e armazenamento de energia, compreensão dos sistemas biológicos, entre outras.

7.4. PADRÕES DE REATIVIDADE

Exemplos de reações comuns são as de **neutralização** e de **metais ou carbonatos com ácidos**. Nas reações de neutralização, um ácido reage com uma base levando à formação de sal e água. Como no caso da reação do ácido clorídrico com hidróxido de sódio para a formação de cloreto de sódio:

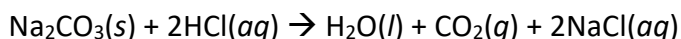


Alguns metais reagem com ácidos, levando à formação de gás hidrogênio. Como no caso do zinco com o ácido clorídrico representado a seguir. Entre os metais que reagem com

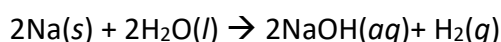
ácidos pode-se destacar aqueles das famílias IA e IIA da tabela periódica, bem como Al, Mn, Zn e Fe. Os metais mais nobres, tais como Cu, Hg, Ag, Au Pd e Pt não reagem com ácidos comuns.



Os carbonatos e bicarbonatos reagem com ácidos levando à formação de dióxido de carbono e água. Como no caso do carbonato de sódio e bicarbonato de sódio:



Alguns metais alcalinos e alcalinos-terrosos reagem com a água, o que ocasiona a formação de gás hidrogênio e do hidróxido do respectivo metal. Exemplos desses tipos de reação são representados abaixo:



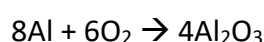
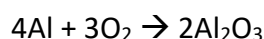
7.5. BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES QUÍMICAS

Para que uma reação química represente corretamente uma transformação, deve-se garantir que as leis ponderais sejam obedecidas. Dessa forma, o número e tipo de átomos presentes nos reagentes deve ser igual aos dos produtos. O processo que consiste em ajustar os coeficientes estequiométricos para garantir essa igualdade é chamado de balanceamento das equações químicas (ou balanceamento das reações química), o qual pode ser feito por meio de tentativas, isto é, deve-se testar os coeficientes estequiométricos até que sejam encontrados aqueles que balanceiam a equação química.

O balanceamento das equações químicas deve ser feito seguindo algumas regras para que se tenha sucesso. Deve-se considerar os seguintes pontos:

- O número de átomos de um determinado elemento químico proveniente de uma substância química é obtido pela multiplicação de seu subscrito da fórmula química pelo coeficiente estequiométrico da fórmula da substância;
- Não se deve mudar os números subscritos ao balancear uma equação química, pois isso alteraria a identidade da substância representada;
- Os coeficientes estequiométricos na frente das fórmulas químicas mudam apenas a quantidade da substância, mas não sua identidade.

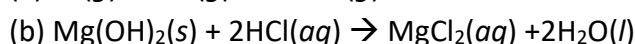
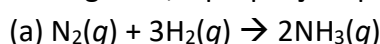
Ao realizar o balanceamento das equações químicas, percebe-se que mais de um conjunto de coeficientes estequiométricos acertam as quantidades de átomos nos reagentes e produtos, desde que a proporção entre estes coeficientes seja mantida. Por exemplo, todas as equações químicas abaixo encontram-se corretamente balanceadas e são equivalentes.



Observe que a proporção entre os coeficientes estequiométricos das três representações da reação do alumínio com o oxigênio é de 4 : 3 : 2, considerando-se a ordem de substâncias como Al : O₂ : Al₂O₃. No balanceamento estamos mais interessados na proporção entre os coeficientes do que nos coeficientes em si. Por isso, podemos multiplicar ou dividir todos os coeficientes por um mesmo número. No entanto, é sempre preferível que os coeficientes sejam números inteiros e os menores possíveis, de modo que a primeira representação é a preferida dentre as demais representações dadas para essa reação.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01. Identifique os coeficientes estequiométricos das substâncias nas reações a seguir e, por conseguinte, a proporção que as substâncias reagem e são formadas.

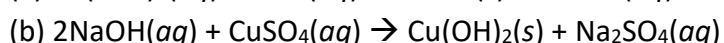
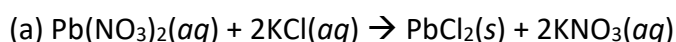


R. Os coeficientes estequiométricos são os números que se encontram antes da fórmula química das substâncias.

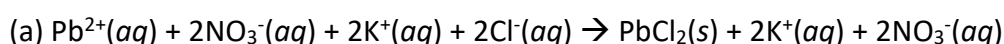
(a) Os coeficientes estequiométricos da reação são 1 : 3 : 2 para as substâncias N₂, H₂ e NH₃, respectivamente.

(b) Os coeficientes estequiométricos da reação são 1 : 2 : 1 : 2 para as substâncias Mg(OH)₂, HCl, MgCl₂ e H₂O, respectivamente.

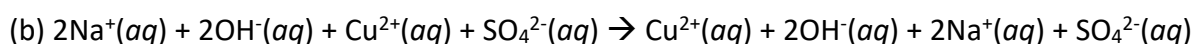
02. Dadas as equações moleculares, escreva a equação iônica simplificada para cada caso. Indique também os íons espectadores.



R. Na equação iônica simplificada apenas o(s) cátion(s) e ânion(s) que reagem são representados. Antes de escrever a equação iônica simplificada é interessante escrever a equação iônica do processo para que os íons espectadores sejam identificados.



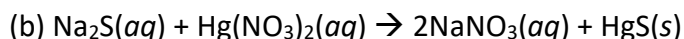
Os íons espectadores dessa reação são o cátion potássio (K⁺) e o ânion nitrato(NO₃⁻). Dessa forma, a equação iônica simplificada pode ser escrita como: $\text{Pb}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq) \rightarrow \text{PbCl}_2(s)$



Os íons espectadores dessa reação são o cátion sódio (Na⁺) e o ânion sulfato (SO₄²⁻). Dessa forma, a equação iônica simplificada pode ser escrita como: $\text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{OH}^-(aq) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(s)$

03. Identifique a evidência de reação química para os processos representados.



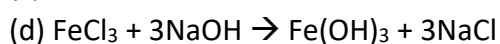
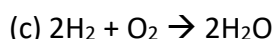
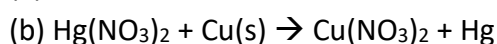
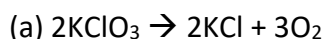


R. As evidências de que ocorreu uma reação química são liberação de energia, liberação de gases, mudanças de cor, alteração de odor e formação de precipitados. Para as reações dadas, pode-se observar os estados físicos de reagentes e produtos para a previsão da evidência de reação química. Desse modo:

(a) Nesta reação seria observado a liberação de gás, que seria o CO_2 .

(b) Nesta reação seria observado a formação de um sólido de HgS .

04. Classifique as reações químicas em uma das seguintes categorias: síntese, decomposição, deslocamento e dupla troca.



R. Nas reações de síntese mais de uma substância reagente são combinadas para a formação de uma única substância, na de decomposição uma única substância dá origem a duas ou mais substâncias, na de deslocamento uma substância simples desloca o cátion ou o ânion de uma substância composta levando à formação de uma substância simples e outra composta, nas reações de dupla troca os cátions e ânions são trocados entre os reagentes. Desse modo, pode-se classificar as reações representadas da seguinte maneira:

(a) Reação de decomposição.

(b) Reação de deslocamento ou simples troca.

(c) Reação de síntese.

(d) Reação de dupla troca.

05. Escreva a equação química para as reações que envolvem os seguintes reagentes:

(a) Ácido sulfúrico com magnésio

(b) Ácido fosfórico com hidróxido de lítio

(c) Ácido nítrico com carbonato de potássio

R. Algumas reações são características, a depender dos reagentes envolvidos no processo. Assim, ao se identificar a natureza dos reagentes, pode-se prever os produtos a serem obtidos.

(a) A reação entre um ácido (neste caso H_2SO_4) e um metal das famílias IA ou IIA (neste caso Mg) leva à formação de gás hidrogênio por meio de uma reação de deslocamento. Assim, tem-se: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{H}_2 + \text{MgSO}_4$

(b) A reação entre um ácido (neste caso ácido fosfórico) e uma base (neste caso o hidróxido de lítio) leva à formação de um sal e água. Esta reação é chamada de neutralização. Tem-se assim: $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.

(c) A reação entre um ácido (neste caso o ácido nítrico) e um carbonato (neste caso o carbonato de potássio) leva à formação de dióxido de carbono, água e um sal. Desse modo, tem-se: $2\text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$.

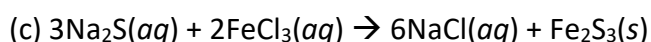
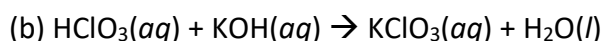
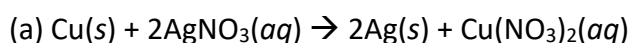
06. Dados os nomes dos reagentes e produtos das reações químicas abaixo, escreva a respectiva equação química corretamente balanceada.

(a) Cobre sólido + solução aquosa de nitrato de prata \rightarrow prata sólida + solução de nitrato de cobre(II)

(b) Solução aquosa de ácido clórico + solução aquosa de hidróxido de potássio \rightarrow solução aquosa de clorato de potássio + água líquida

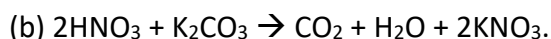
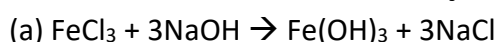
(c) Solução aquosa de sulfeto de sódio + solução aquosa de cloreto de ferro(III) \rightarrow solução aquosa de cloreto de sódio + precipitado de sulfeto de ferro(III)

R. Para escrever as equações química que representam corretamente os processos, deve-se escrever a fórmula das substâncias químicas, identificar seus respectivos estados físicos e balancear as equações. Seguindo esses passos, tem-se as seguintes equações química balanceadas:

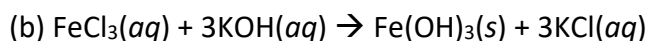
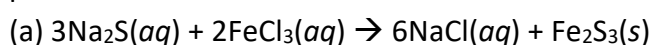


EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

7.1. A proporção que as substâncias reagem e são formadas nas reações químicas são dadas pelos coeficientes estequiométricas da equação química. Identifique esses coeficientes para cada uma das substâncias das reações a seguir:



7.2. Identifique os íons espectadores e escreva a equação iônica simplificada para os seguintes processos:



7.3. Avalie as equações químicas abaixo e indique a evidência que poderia ser observada para caracterizar estas reações químicas.

- (a) $\text{H}_2\text{SO}_4(aq) + \text{Mg}(s) \rightarrow \text{H}_2(g) + \text{MgSO}_4(aq)$
(b) $\text{Na}_2\text{S}(aq) + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2(aq) \rightarrow 2\text{NaNO}_3(aq) + \text{HgS}(s)$

7.4. Classifique as seguintes reações químicas em uma das seguintes categorias: reações de síntese, análise, simples troca ou dupla troca.

- (a) $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnCl}_2$
(b) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
(c) $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} + \text{KNO}_3$
(d) $2\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

7.5. Dados os reagentes, escreva a equação química corretamente balanceada que representa o processo ocorrido.

- (a) Ácido clorídrico com hidróxido de lítio
(b) Ácido clórico com bicarbonato de sódio
(c) Ácido nítrico com zinco

7.6. Escreva a equação química corretamente balanceada que representa os seguintes processos:

- (a) Solução aquosa de sulfato de amônio + solução aquosa de hidróxido de sódio \rightarrow solução aquosa de sulfato de sódio + gás amônia + água líquida
(b) Cromo sólido + solução aquosa de ácido clorídrico \rightarrow solução aquosa de cloreto de cromo(II) + gás hidrogênio
(c) Potássio sólido + água líquida \rightarrow solução aquosa de hidróxido de potássio + gás hidrogênio

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

7.7. (CEFET-MG 2015) Azia é uma sensação de ardor (queimação) e pode ser sintoma de algumas doenças como refluxo gastroesofágico ou indicação de processos irritativos ou inflamatórios no esôfago. Esse ardor é provocado pela ação do ácido gástrico fora do ambiente estomacal.

A substância, representada por sua fórmula, que pode ser utilizada, paliativamente, para combater os efeitos da azia é

- (a) CO_2
(b) NaCl
(c) H_2CO_3
(d) NaHCO_3

7.8. (CEFET-MG 2019) Fenômenos químicos são aqueles que envolvem rearranjos dos átomos e, assim, formação de novas substâncias. Algumas vezes esses fenômenos são acompanhados de evidências experimentais, ou seja, alterações macroscópicas que podem dar indícios de transformações. Contudo deve-se tomar cuidado, pois são apenas indícios.

Um exemplo cotidiano de alteração macroscópica química é

- (a) a formação da cor verde após a mistura de tinta azul com tinta amarela.
- (b) o surgimento da cor vermelha em uma chapa de ferro ao ser aquecida.
- (c) a formação de bolhas após adição de açúcar a um copo de refrigerante.
- (d) o surgimento da cor caramelo em panela contendo açúcar ao ser aquecido.

7.9. (CEFET-MG 2020) Antes de me dirigir ao portão de embarque, fui até a lanchonete, tomar uma super Coca-Cola com muito gás e muito gelo e limão, para comemorar. Estava feliz, superfeliz.

LACERDA, Rodrigo. O Fazedor de Velhos. 1ª ed. São Paulo: Companhia das Letras, 2017. p. 27.

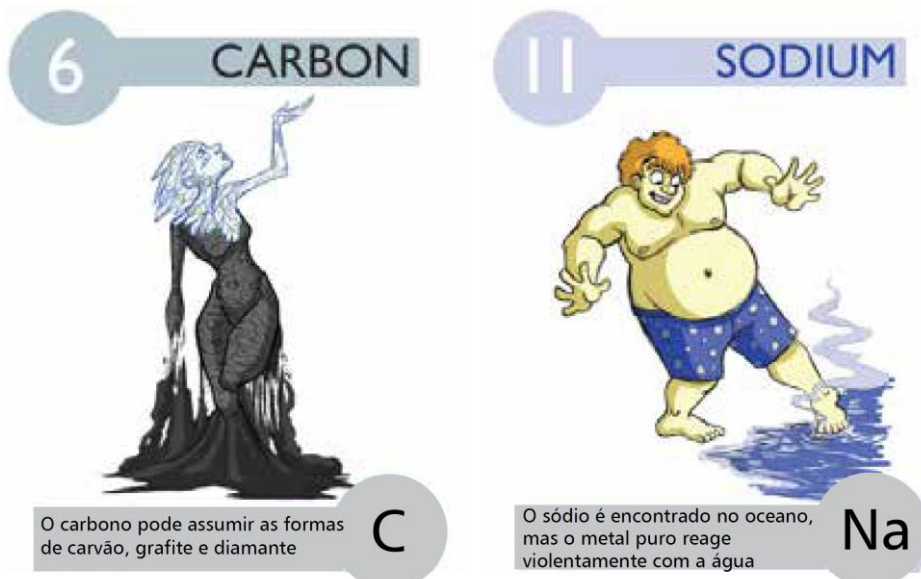
Esse trecho menciona três componentes do refrigerante que podem ser descritos da seguinte forma:

- 1º componente: gás, CO_2 liberado pela bebida após decomposição do ácido carbônico (H_2CO_3), conforme a equação $\text{H}_2\text{CO}_3(l) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$.
- 2º componente: gelo, que, ao ser adicionado à bebida, sofre a seguinte transformação: $\text{H}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$.
- 3º componente: limão, que possui em sua constituição um ácido, chamado de ácido cítrico, cuja fórmula molecular é $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$.

Sobre os componentes do refrigerante, é correto afirmar que

- (a) os três são substâncias simples.
- (b) o gelo transforma-se em outra substância.
- (c) a decomposição do H_2CO_3 é um fenômeno químico.
- (d) o $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ possui mais elementos que o ácido que libera o gás.

7.10. (CEFET-MG 2020) No ano de 2019, completam-se 150 anos desde a criação da Tabela Periódica por Dmitri Mendeleev. Atualmente podemos encontrar a referida tabela com várias ilustrações, que evidenciam os diversos usos de seus elementos, de forma a facilitar a compreensão dos estudantes. Uma maneira interessante de relacionar os elementos químicos e sua utilidade foi realizada pela artista norte americana Kaycie Dunlop que desenhou um personagem para 108 dos 118 elementos da tabela periódica. As ilustrações seguintes apresentam o que essa artista fez para o carbono e o sódio.



Disponível em: < <https://sala7design.com.br/2015/08/ilustradora-transforma-elementosda-tabela-periodica-em-personagens.html> > acesso em set. de 2019.

Com base nessas ilustrações e nas propriedades desses átomos, um estudante formulou as seguintes afirmativas:

- I – Os números que acompanham os nomes indicam a massa atômica de cada um dos elementos.
- II – O átomo de sódio, em sua forma metálica, ao entrar em contato com a água, reage violentamente formando uma solução ácida.
- III – O grafite, o carvão e o diamante representam três formas distintas do carbono e exemplificam o fenômeno da alotropia.

Está(ão) correta(s) apenas a(s) afirmativa(s)

- (a) I.
- (b) II.
- (c) III.
- (d) I e II.

7.11. (CEFET-MG 2020) Em um frasco contendo água, foi colocado, cuidadosamente, uma pequena porção de sódio (Na) metálico. Durante a reação, observou-se a liberação de um gás inflamável e a formação de uma substância que coloriu uma solução de fenolftaleína.

Sobre o experimento, é INCORRETO afirmar que

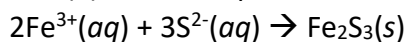
- (a) o gás liberado foi o O_2 .
- (b) a substância produzida é iônica.
- (c) a solução final pode ser neutralizada com um ácido.
- (d) a solução adquiriu coloração rósea após adição de fenolftaleína.

GABARITO

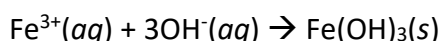
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

- 7.1. (a) 1 : 3 : 1 : 3 para as substâncias FeCl_3 , NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ e NaCl , respectivamente.
(b) 2 : 1 : 1 : 1 : 2 para as substâncias HNO_3 , K_2CO_3 , CO_2 , H_2O e 2KNO_3 , respectivamente.

7.2. (a) Os íons espectadores são: Na^+ e Cl^- . A equação iônica simplificada é:



(b) Os íons espectadores são: K^+ e Cl^- . A equação iônica simplificada é:



7.3. (a) A evidência de que ocorreu uma reação química seria a formação de um gás.

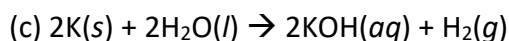
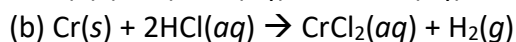
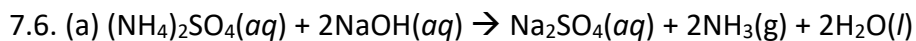
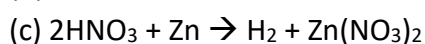
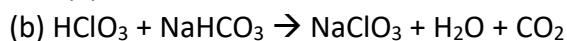
(b) A evidência de que ocorreu uma reação química seria a formação de um sólido.

7.4. (a) Simples troca ou deslocamento.

(b) Síntese ou adição.

(c) Dupla troca.

(d) Análise ou decomposição.



EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

7.7. (d)

7.9. (c)

7.11. (a)

7.8. (d)

7.10. (c)

Capítulo 8: ASPECTOS QUANTITATIVOS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

As reações químicas podem ser representadas por meio de equações químicas, as quais trazem muitas informações qualitativas dos processos, tais como formação de substâncias com estados físicos diferentes daqueles observados nos reagentes, bem como a forma com que os átomos são reordenados. Essas representações também trazem informações quantitativas sobre o processo por meio dos coeficientes estequiométricos. Uma equação química corretamente balanceada indica a proporção com que as substâncias reagem em termos de suas fórmulas químicas. Um aspecto importante é a obtenção de informações sobre as quantidades das substâncias que reagem e são produzidas em termos de massa e volume, permitindo a realização de previsões sobre uma dada reação química.

8.1. GRANDEZAS IMPORTANTES PARA DESCRIÇÃO QUANTITATIVA DE REAÇÕES QUÍMICAS

Diariamente realizamos medidas em diversas áreas, como para a efetivação de transações comerciais, para preparação de alimentos e para verificar o nosso estado de saúde. Ao realizar medidas é feita uma comparação com um padrão e utilizada uma unidade de medida. Dessa forma, ao dizer que foram comprados 2 kg de feijão, deseja-se informar que foi comprada uma quantidade de feijão, em termos de massa, que se equipara a 2 vezes ao padrão do quilograma (o protótipo internacional no formato cilíndrico constituído por platina e irídio). Para a determinação da massa de um átomo deve-se proceder de modo análogo, definir um padrão e sua unidade de medida.

Para a medida da massa de átomos e moléculas utiliza-se um átomo como padrão, que é o átomo do isótopo de carbono-12, para o qual foi atribuída arbitrariamente a massa 12 em termos da **unidade de massa atômica** (símbolo da unidade: u ou *uma*). Está é a unidade internacional para a medida das massas atômicas e moleculares e é igual a 1/12 (um doze avos) da massa de um átomo de isótopo de carbono-12 (^{12}C). Com esta convenção a massa de um átomo ^{12}C é numericamente igual à soma de seus prótons e nêutrons, isto é, igual ao seu número de massa (A).

A **massa atômica (MA)** é uma grandeza definida como a massa de um átomo medida em unidades de massa atômica. Para os isótopos do cloro, tem-se os valores dados no Quadro 8.1.

Quadro 8.1: Massa atômica dos isótopos do elemento cloro.

Isótopo	Abundância na natureza	Massa atômica
^{35}Cl	75,4%	34,969 u
^{37}Cl	24,6%	36,966 u

A **massa atômica de um elemento químico** corresponde à média ponderada das massas atômicas de todos os isótopos naturais do elemento. Desse modo, para o elemento cloro, tem-se:

$$\text{Massa atômica do cloro} = \frac{75,4\% \cdot 34,969 \text{ u} + 24,6\% \cdot 36,966 \text{ u}}{75,4\% + 24,6\%} = 35,45 \text{ u}$$

As massas atômicas dos elementos químicos podem ser consultadas em uma tabela periódica. A **massa molecular** corresponde à soma das massas atômicas dos elementos presentes na fórmula química da substância, isto é, a massa da molécula medida em unidades de massa atômica. A seguir estão ilustrados os cálculos das massas moleculares do ácido sulfúrico (H₂SO₄) e do cloreto de cálcio (CaCl₂).

$$\begin{aligned} \text{Massa molecular do H}_2\text{SO}_4 &= 2 \cdot (\text{MA do H}) + (\text{MA do S}) + 4 \cdot (\text{MA do O}) \\ &= 2 \cdot (1,0 \text{ u}) + 32,1 \text{ u} + 4 \cdot (16,0 \text{ u}) = 98,1 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa molecular do CaCl}_2 &= (\text{MA do Ca}) + 2 \cdot (\text{MA do Cl}) = (40,1 \text{ u}) + 2 \cdot (35,5 \text{ u}) \\ &= 111,1 \text{ u} \end{aligned}$$

Para possibilitar as medidas de massas em balanças convencionais foi definida uma quantidade de átomos que fornece, em gramas, o mesmo número já estabelecido como massa atômica. Esta quantidade é definida como o número de átomos existentes em 12 g de carbono-12 e é chamada de **mol**. A relação entre o mol e essa quantidade de entidades elementares (átomos, moléculas ou outras partículas) escolhida é dada pelo **Número de Avogadro (N_A)** e é igual a $6,0221367 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (1/mol). Desse modo, 1 mol de qualquer entidade contém $6,0221367 \cdot 10^{23}$ desta entidade. O mol é semelhante ao que representa a dúzia (12 entidades), resma (500 entidades) ou grossa (144 entidades). O valor de N_A é, no entanto, muito elevando. Uma pilha de $6,0221367 \cdot 10^{23}$ folhas de papel teria uma altura 300 milhões de vezes maior do que a distância da terra ao sol.

A **massa molar (MM)** corresponde à massa, em gramas, de um mol do elemento, substância ou íon, isto é, a massa de $6,0221367 \cdot 10^{23}$ dessas entidades medida em gramas. Com a definição do mol, a massa molar do ¹²C, em gramas por mol (g mol⁻¹), é numericamente igual à sua massa atômica expressa em u e isto é válido para qualquer átomo. Assim, se a massa atômica de um elemento for conhecida (a qual pode ser encontrada em uma tabela periódica), a sua massa molar também será. Alguns exemplos de massas molares de átomos e substâncias são dados no Quadro 8.2.

Quadro 8.2: Massa molar de alguns átomos, elementos e substâncias.

Átomo, elemento ou substância	Massa molar (MM)
C	12 g mol ⁻¹
Cl	35,460 g mol ⁻¹
H ₂ SO ₄	98,1 g mol ⁻¹
CaCl ₂	111,1 g mol ⁻¹

A **quantidade de matéria (n)**, uma grandeza cuja unidade de medida é o mol, constitui uma das sete grandezas de base do Sistema Internacional de Unidades. Conversões de massa

em quantidade de matéria, isto é, de uma medida dada em gramas para mol, e vice-versa, são frequentemente necessárias na área de química. Essa conversão pode ser feita empregando-se a expressão da massa molar, como na equação 8.1 a seguir, em que MM é a massa molar (em g mol^{-1}), m é a massa (em g) e n é a quantidade de matéria (em mol).

$$MM = \frac{m}{n} \quad \text{equação 8.1}$$

Um exemplo de conversão pode ser feito considerando-se o cloreto de cálcio. Suponha que em um experimento são necessários 0,2 mol desse sal. Qual a massa dessa substância que deve ser medida em uma balança? A massa molar do CaCl_2 é igual a $111,1 \text{ g mol}^{-1}$ e reordenando-se a equação 8.1, tem-se: $m = MM \cdot n = 111,1 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,2 \text{ mol} = 22,22 \text{ g}$. Portanto, será necessário medir 22,22 g de CaCl_2 .

Assim, dada uma equação química balanceada e de posse de uma tabela periódica, pode-se obter informações quantitativas à respeito das massas dos reagentes e produtos do processo. Veja as interpretações que podem ser feitas utilizando-se como exemplo a equação química que representa a síntese de água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio no Quadro 8.3. Observe que a massa dos reagentes é igual à massa do produto, assim como enunciado pela Lei de Lavoisier.

Quadro 8.3: Interpretações quantitativas da reação entre os gases hidrogênio e oxigênio para a formação de água.

Equação química:	$2\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	→	$2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Interpretação molecular:	2 moléculas de H_2	+	1 molécula de O_2	→	2 moléculas de H_2O
Interpretação molar:	2 mols de H_2	+	1 mol de O_2	→	2 mols de H_2O
Massas* envolvidas:	4 g de H_2	+	32 g de O_2	→	36 g de H_2O

*A conversão da quantidade de matéria (mols) em massa é feita utilizando-se as massas molares (MM) das substâncias (equação 8.1), em que foi utilizado $MM(\text{H}_2) = 2 \text{ g mol}^{-1}$; $MM(\text{O}_2) = 32 \text{ g mol}^{-1}$; $MM(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g mol}^{-1}$.

8.2. GASES IDEAIS E VOLUME MOLAR

Dada uma equação química corretamente balanceada, além das interpretações quantitativas em termos de massas das substâncias envolvidas, pode-se obter informações em termos dos volumes das substâncias gasosas participantes desses processos. Considerando-se que os gases sob avaliação se comportam como **gases ideais**, isto é, são formados por pequenas partículas, muito afastadas e que se chocam de forma perfeitamente elástica, suas variáveis de estado (pressão, temperatura, volume e quantidade de matéria) obedecem a equação 8.2, chamada de **equação de estado dos gases ideais**.

$$pV = nRT \quad \text{equação 8.2}$$

Na equação 8.2, p representa a pressão, V o volume, n a quantidade de matéria, e T a temperatura do gás. A constante **R** pode assumir os valores dados no Quadro 8.4 a depender das unidades de medida utilizadas e é chamada de **constante universal dos gases ideais**. Ao

utilizar a equação 8.2, n deve estar em termos de mols e T em termos de temperatura Kelvin (Temperatura em Kelvin = Temperatura em °C + 273,15). Os valores de p podem ser dados em atm, mmHg, Pa ou qualquer outra unidade de medida de pressão a depender das unidades de R, bem como também V, o qual pode ser dado em termos de unidades de volume como m³, L e mL.

Quadro 8.4: Valores da constante universal dos gases ideais em diferentes unidades de medida.

Valores de R em diferentes unidades
0,082 atm L K ⁻¹ mol ⁻¹
62,3 mmHg L K ⁻¹ mol ⁻¹
62300 mmHg mL K ⁻¹ mol ⁻¹
8,314 Pa m ³ K ⁻¹ mol ⁻¹

O **volume molar dos gases (V_m)** é o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás, à determinada pressão e temperatura. Nas **Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP)**, isto é, à pressão de 1 atm e temperatura de 0 °C (273,15 K), o volume molar de um gás é igual à 22,4 L mol⁻¹, como calculado a seguir.

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{p} = \frac{(0,08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (273,15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$$

Atualmente, a condição de pressão de 1 atm e temperatura de 0 °C para um gás é chamada de **Pressão e Temperatura Padrão (PTP)**, em função dessas condições não serem consideradas normais em muitos países.

A **hipótese de Avogadro** diz que volumes iguais de gases à mesma temperatura e pressão contêm o mesmo número de moléculas. Desse modo, obtém-se a **Lei Volumétrica das Reações Químicas**, segundo a qual ao se medir, nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos reagentes e dos produtos gasosos de uma reação observa-se uma proporção constante de números inteiros e pequenos, relacionados aos coeficientes estequiométricos das equações químicas. Dessa forma, utilizando-se a reação química representada no Quadro 8.3 pode-se fazer ainda a seguinte interpretação em termos volumétricos: 2 L de gás hidrogênio reagem com 1 L de gás oxigênio levando à formação de 2 L de água no estado gasoso. Assim, em reações que envolvem gases nas mesmas condições de pressão e temperatura, a relação dos volumes do processo será igual à relação dos coeficientes estequiométricos.

8.3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

As reações químicas podem ser interpretadas de modo quantitativo, como discutido anteriormente, analisando-se as proporções em que as substâncias reagem (são consumidas) e são produzidas. Este tipo de abordagem é chamado de **estequiometria**, e os **cálculos estequiométricos** são aqueles que se relacionam à previsão das quantidades de reagentes e produtos nas reações químicas. A base deste tipo de cálculo é justamente a interpretação

das equações químicas em termos das relações quantitativas envolvendo as grandezas: quantidade de matéria, massa e volume molar. É interessante notar que em uma reação química a proporção de mols é igual à proporção dos coeficientes estequiométricos, de modo que uma equação química escrita com fórmulas corretas e corretamente balanceada fornece uma série de informações quantitativas sobre o processo, tal como ilustrado no Quadro 8.5 e já verificado para outro exemplo no Quadro 8.3.

Quadro 8.5: Interpretações quantitativas da reação entre os gases nitrogênio e hidrogênio para a obtenção de amônia.

$N_2(g)$	+	$3H_2(g)$	→	$2NH_3(g)$
1 molécula de N_2	+	3 moléculas de H_2	→	2 moléculas de NH_3
1 mol de N_2	+	3 mols de H_2	→	2 mol de NH_3
1·28 g de N_2	+	3·2 g de H_2	→	2·17 g de NH_3
1·22,4 L de N_2	+	3·22,4 L de H_2	→	2·22,4 L de NH_3
$1·6,02·10^{23}$ moléculas de N_2	+	$3·6,02·10^{23}$ moléculas de H_2	→	$2·6,02·10^{23}$ moléculas de NH_3

O símbolo \simeq significa “estequiometricamente equivalente a” é utilizado para indicar as relações com que as substâncias reagem e são formadas em uma reação química. Assim, para o caso representado no Quadro 8.5 pode-se escrever que 1 mol de $N_2 \simeq 3$ mols de $H_2 \simeq 2$ mols de NH_3 . Muitas vezes este símbolo é substituído por dois pontos “:”.

Com as relações descritas no Quadro 8.5 pode-se, por exemplo, prever a quantidade em massa de nitrogênio necessária para a preparação de 10 g de amônia. Basta utilizar a relação que 28 g de gás N_2 levam à formação de 34 g de gás NH_3 . Assim, resolvendo-se a regra de três abaixo, determina-se que são necessários 8,24 g de nitrogênio para a preparação da quantidade desejada de amônia.

$$\begin{array}{rcl} 28 \text{ g de } N_2 & \text{-----} & 34 \text{ g de } NH_3 \\ X & \text{-----} & 10 \text{ g de } NH_3 \\ X = 8,24 \text{ g de } N_2 \end{array}$$

De modo semelhante, a quantidade de gás H_2 necessária para a produção de 10 g de NH_3 poderia ser prevista. Neste caso, deve-se empregar a relação de massa envolvendo essas duas substâncias, ou seja, 6 g de H_2 levam à formação de 34 g de NH_3 . Por meio da regra de três dada abaixo, verifica-se que são necessários 1,76 g de hidrogênio. É interessante observar que a soma das massas dos reagentes para esse processo (8,24 g + 1,76 g) resulta em exatamente 10 g de produto, como previsto pela Lei de Lavoisier.

$$\begin{array}{rcl} 6 \text{ g de } H_2 & \text{-----} & 34 \text{ g de } NH_3 \\ X & \text{-----} & 10 \text{ g de } NH_3 \\ X = 1,76 \text{ g de } H_2 \end{array}$$

Em muitos casos reais, os reagentes em um sistema não se encontram em quantidades estequiométricas, isto é, nas proporções indicadas pela equação química balanceada. Às vezes, é necessário também utilizar um dos reagentes em excesso para garantir que o

reagente mais caro ou de maior interesse seja completamente convertido no produto desejado.

Avaliando-se os dados de uma reação química, o reagente consumido em primeiro lugar é chamado de **reagente limitante**. A quantidade máxima de produto que pode ser formada depende da quantidade inicial desse reagente. Já o reagente presente em quantidade superior à necessária para reagir com o reagente limitante é chamado de **reagente em excesso**. Parte da quantidade deste segundo tipo de reagente permanece no sistema de modo inalterado.

Observe os dados da reação do Quadro 8.6 e verifique que os reagentes não estão presentes no sistema de modo estequiométrico, uma vez que há maior quantidade de gás oxigênio do que poderia de fato reagir com a quantidade presente de gás hidrogênio. Desse modo, o H_2 é o reagente limitante (pois é totalmente consumido) e o O_2 é o reagente em excesso (restam 2 mols ao final) do processo avaliado.

Quadro 8.6: Reação entre os gases hidrogênio e oxigênio em proporções não estequiométricas para a formação de água.

Tempo	$2H_2(g)$	+	$O_2(g)$	→	$2H_2O(g)$
Antes da reação	10 mols		7 mols		0 mol
Reação	-10 mols		-5 mols		+10 mol
Depois da reação	0 mol		2 mols		10 mols

A quantidade de produto que se formaria se todo o reagente limitante fosse consumido durante o processo é chamada de **rendimento teórico**. Contudo, geralmente nem toda a quantidade de reagente é convertida em produtos. Isso acontece porque podem ocorrer reações secundárias que diminuem a quantidade obtida do produto desejado. Em reações que são reversíveis, isto é, reações nas quais os produtos também reagem entre si gerando os reagentes, o rendimento teórico da reação não será de 100%. Podem ocorrer também eventuais perdas de materiais nos momentos de transferências das substâncias de um compartimento para outro, ou o escape de reagentes e produtos gasosos. Ademais, na indústria, podem ser realizadas eventuais retiradas de amostras do meio reacional para análise durante as etapas de produção. A quantidade de produto realmente obtida em uma reação química é chamada de **rendimento real**. A proporção entre o rendimento real e o rendimento teórico é chamada de **rendimento percentual (R)** ou simplesmente de **rendimento** e pode ser calculada pela equação 8.3.

$$R = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \cdot 100\% \quad \text{equação 8.3}$$

As substâncias, em geral, não ocorrem na natureza de modo puro. Assim, os reagentes das reações químicas apresentam impurezas em sua constituição. Isso significa que normalmente a massa de um reagente é constituída pela substância principal (substância de interesse para a reação) e de substâncias que não interessam e que na maioria das vezes não

reagem, que são as impurezas. A **pureza (P)** de um reagente é a porcentagem da massa da substância de interesse em relação à massa total da amostra, a qual pode ser calculada em termos percentuais como na equação 8.4.

$$P = \frac{\text{massa da substância de interesse}}{\text{massa total da amostra}} \cdot 100 \quad \text{equação 8.4}$$

Por exemplo, a produção de óxido de cálcio (CaO) pode ser feita por meio da decomposição do carbonato de cálcio (CaCO₃), o qual é o principal constituinte do mineral calcita. A pureza da calcita em termos do reagente principal pode ser de 80%, isto é, em 100 g de calcita, 80 g corresponde ao CaCO₃, e o restante (20 g) corresponde às impurezas.

8.4. TRABALHANDO-SE COM SOLUÇÕES

Como já discutido no Capítulo 2, um sistema constituído por duas ou mais substâncias pode ser do tipo homogêneo, ou seja, é observado apenas uma fase. Nestes casos, é dito também que se tem uma **solução**, que a substância presente em menor quantidade é o **soluto** e a que se encontra em maior quantidade é o **solvente**. Na maior parte dos problemas envolvendo soluções líquidas, a substância de interesse é o soluto. A relação entre as quantidades de soluto e solução (ou solvente) é chamada de **concentração** (equação 8.5) e pode ser expressa de diferentes maneiras, dependendo das grandezas utilizadas.

$$\text{Concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solução (ou de solvente)}} \quad \text{equação 8.5}$$

As duas principais formas de expressar a concentração de uma solução aquosa, isto é, de uma mistura de alguma substância (soluto) com água (solvente) são as concentrações comum e molar. A **concentração comum** é calculada como a razão entre a massa do soluto e o volume de solução, com a unidade de medida mais comum sendo o g L⁻¹ (g/L). A **concentração molar**, por sua vez, é calculada como a razão entre a quantidade de matéria do soluto e o volume de solução, sendo expressa frequentemente pela unidade de mol L⁻¹ (mol/L). Dado o valor da concentração de uma solução é possível calcular a quantidade em massa ou mol de soluto presente em diferentes volumes de solução. Por exemplo, em 200 mL (0,2 L) de uma solução cuja concentração é igual 2 mol L⁻¹ há 0,4 mol de soluto, como pode ser verificado pela regra de três abaixo.

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ mol} & \text{-----} & 1 \text{ L} \\ X & \text{-----} & 0,2 \text{ L} \\ X = 0,4 \text{ mol} & & \end{array}$$

Muitas reações de interesse envolvem o emprego de soluções aquosas. Nestes casos, é necessário trabalhar com o conceito de concentração para a realização dos cálculos estequiométricos.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01. Indique a massa atômica dos elementos dados abaixo por meio da consulta à uma tabela periódica.

(a) Titânio

(c) Cloro

(b) Neodímio

(d) Magnésio

R. As massas atômicas dos elementos podem ser consultadas em uma tabela periódica, basta identificar onde o dado está escrito por meio de sua legenda.

- (a) $MA(\text{Ti}) = 47,90 \text{ u}$
- (b) $MA(\text{Nd}) = 144,24 \text{ u}$
- (c) $MA(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$
- (d) $MA(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u}$

02. Determine a massa molecular dos seguintes compostos:

- (a) HClO_3
- (b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

R. A massa molecular de um composto é a soma das massas atômicas dos elementos de sua fórmula química. Assim:

- (a) Massa molecular $\text{HClO}_3 = MA(\text{H}) + MA(\text{Cl}) + 3 \cdot MA(\text{O})$
 $= 1,01 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 84,46 \text{ u}$
- (a) Massa molecular $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \cdot MA(\text{Al}) + 3 \cdot MA(\text{S}) + 12 \cdot MA(\text{O})$
 $= 2 \cdot 26,98 \text{ u} + 3 \cdot 32,07 \text{ u} + 12 \cdot 16 \text{ u} = 342,17 \text{ u}$

03. Determine a massa molar das seguintes substâncias:

- (a) Na_2CO_3
- (b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- (c) HBr

R. A massa molar de uma substância é numericamente igual à sua massa molecular, no entanto em unidade de g mol^{-1} . Desse modo:

- (a) $MM(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot MM(\text{Na}) + MM(\text{C}) + 3 \cdot MM(\text{O})$
 $= [2 \cdot 22,99 + 12,01 + 3 \cdot 16,00] \text{ g mol}^{-1} = 105,99 \text{ g mol}^{-1}$
- (a) $MM(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3 \cdot MM(\text{Ca}) + 2 \cdot MM(\text{P}) + 8 \cdot MM(\text{O})$
 $= [3 \cdot 40,08 + 2 \cdot 30,97 + 8 \cdot 16,00] \text{ g mol}^{-1} = 310,18 \text{ g mol}^{-1}$

04. Qual a quantidade de matéria presente em 20 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

R. A quantidade de matéria relacionada à uma determinada massa de uma substância pode ser calculada utilizando-se o conceito de massa molar:

$$MM = \frac{m}{n} \therefore n = \frac{m}{MM}$$

Para o etanol a massa molar é igual a:

$$MM(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \cdot MM(\text{C}) + 6 \cdot MM(\text{H}) + MM(\text{O}) = [2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 16,00] \text{ g mol}^{-1}$$
$$MM(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46,08 \text{ g mol}^{-1}$$

Assim, a quantidade de matéria correspondente à 20 g dessa substância pode ser calculada como:

$$n = \frac{20 \text{ g}}{46,08 \text{ g mol}^{-1}} = 0,43 \text{ mol}$$

05. Indique a massa correspondente à 5 mol de cloreto de sódio.

R. As relações de massa e mol são feitas por meio da massa molar das substâncias. A massa molar do cloreto de sódio é igual a:

$$MM(\text{NaCl}) = MM(\text{Na}) + MM(\text{Cl}) = (22,99 + 35,45) \text{ g mol}^{-1} = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$$

A massa correspondente à 5 mol de NaCl pode ser calculada como:

$$m = MM \cdot n = (58,44 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 5 \text{ mol} = 292,2 \text{ g}$$

06. Nas condições ambientes (25 °C e 1 atm) qual o volume molar dos gases ideais?

R. O volume molar (V_m) dos gases ideais pode ser determinado por meio do emprego da equação de estado dos gases ideais. Dessa forma:

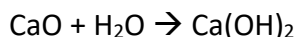
$$pV = nRT \therefore V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{p}$$

Substituindo os dados ($p = 1 \text{ atm}$; $T = (273,15 + 25) \text{ K} = 297,15 \text{ K}$; $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$) na equação de V_m acima, tem-se:

$$V_m = \frac{RT}{p} = \frac{(0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (297,15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 24,4 \text{ L mol}^{-1}$$

07. Deseja-se preparar 2 kg de cal hidratada ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) a partir da mistura de cal (CaO) com água. Determine a massa de óxido de cálcio que deve ser empregada.

R. O óxido de cálcio é do tipo básico, uma vez que reage com a água e leva à formação do hidróxido de cálcio (cal hidratada). Este processo pode ser representado como:



Pela equação química percebe-se que para a formação de 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é necessário 1 mol de CaO . Dessa forma, a massa correspondente a um mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é formada pela massa correspondente a um mol de CaO . Para fazer essa relação é necessário conhecer as massas molares dessas substâncias:

$$MM(\text{CaO}) = (40,08 + 16,00) \text{ g mol}^{-1} = 56,08 \text{ g mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Ca}(\text{OH})_2) = (40,08 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,01) \text{ g mol}^{-1} = 74,10 \text{ g mol}^{-1}$$

Dessa forma, para determinar a massa de óxido de cálcio necessária para a obtenção de 2 kg (2000 g) de hidróxido de cálcio pode-se resolver a seguinte regra de três:

$$\begin{array}{rcc} 56,08 \text{ g de CaO} & \text{-----} & 74,10 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2 \\ X & \text{-----} & 2000 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2 \\ X = 1.513,6 \text{ g de CaO} & & \end{array}$$

08. Qual a massa necessária de ácido clorídrico para a decomposição de 0,17 mol de carbonato de sódio.

R. Os ácidos reagem com carbonatos levando à formação de dióxido de carbono e água. A reação entre o ácido clorídrico e o carbonato de sódio pode ser representada como:



Avaliando-se a equação química, nota-se que 2 mols do ácido reagem com 1 mol do carbonato. Logo:

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mol de HCl} & \text{-----} & 1 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3 \\ X & \text{-----} & 0,17 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3 \end{array}$$

$$X = 0,34 \text{ mol de HCl}$$

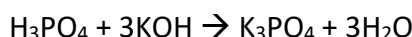
A massa molar do ácido clorídrico é $36,46 \text{ g mol}^{-1}$, de modo que a massa correspondente à 0,34 mol desse ácido pode ser calculada como:

$$m = \text{MM} \cdot n = (36,46 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,34 \text{ mol} = 12,40 \text{ g}$$

Assim, seriam necessários 12,40 g de ácido clorídrico para reagir com 0,17 mol de carbonato de sódio.

09. Em um sistema foram misturados 0,25 mol de ácido fosfórico e 1,00 mol de hidróxido de potássio para a obtenção de fosfato de potássio. Indique se há excesso de algum reagente. Em caso afirmativo, indique os reagentes limitantes e em excesso.

R. Um ácido reage com uma base levando à formação de um sal e água, uma reação chamada de neutralização. A reação entre o ácido fosfórico e o hidróxido de potássio pode ser representada como:



Por meio da equação corretamente balanceada, observa-se que 1 mol de ácido fosfórico reage com 3 mols de hidróxido de potássio. Logo, para a neutralização de 0,25 mol de ácido fosfórico são necessários $3 \cdot 0,25 \text{ mol} = 0,75 \text{ mol}$ de hidróxido de potássio. Dessa forma, há excesso de 0,25 mol de hidróxido de potássio. Portanto, o reagente limitante do processo é o ácido fosfórico.

10. Em um processo para a obtenção de ferro utilizando-se o minério hematita (Fe_2O_3) segundo a equação química $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}$ foram utilizadas 2 toneladas do minério. Considerando-se um rendimento de 83% no processo, determine a quantidade de ferro produzida.

R. Primeiramente deve-se determinar o rendimento teórico do processo. Pela equação química nota-se que 1 mol de hematita leva à formação de 2 mols de ferro. As massas molares dessas substâncias são: $\text{MM}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,70 \text{ g mol}^{-1}$ e $\text{MM}(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g mol}^{-1}$. Portanto, 159,70 g de Fe_2O_3 levam à formação de $2 \cdot 55,85 \text{ g} = 111,7 \text{ g}$ de Fe. Logo, pela utilização de 2 toneladas (2.000.000 g) de minério, tem-se:

$$\begin{array}{rcl}
 159,70 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 & \text{-----} & 111,7 \text{ g de Fe} \\
 2.000.000 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 & \text{-----} & X \\
 X = 1.398.872,89 \text{ g de Fe}
 \end{array}$$

De posse do rendimento teórico e do rendimento percentual do processo, pode-se calcular o rendimento real:

$$R = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \cdot 100\% \therefore \text{rendimento real} = \frac{R \cdot \text{rendimento teórico}}{100}$$

$$\text{rendimento real} = \frac{R \cdot \text{rendimento teórico}}{100} = \frac{83 \cdot 1.398.872,89 \text{ g}}{100} = 1.161.064,50 \text{ g}$$

Em termos de toneladas, será obtido 1,2 toneladas de ferro.

11. Uma amostra de calcita contendo 75% de carbonato de cálcio sofreu decomposição após ser submetida ao aquecimento segundo a equação química $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. Qual foi a massa de óxido de cálcio produzida pela decomposição de 1713 g de calcita.

R. Na amostra de calcita 75% corresponde à CaCO_3 e o restante (25%) são de impureza para o processo considerado. Portanto, na amostra dada apenas 75% de 1713 g reage para a formação do óxido de cálcio. Este valor é igual à $0,75 \cdot 1713 \text{ g} = 1285 \text{ g}$. Observa-se da equação química que 1 mol de CaCO_3 forma 1 mol de CaO . As massas molares dessas substâncias são: $\text{MM}(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g mol}^{-1}$ e $\text{MM}(\text{CaO}) = 56,08 \text{ g mol}^{-1}$. Assim:

$$\begin{array}{rcl}
 100,09 \text{ g de CaCO}_3 & \text{-----} & 56,08 \text{ g de CaO} \\
 1285 \text{ g de CaCO}_3 & \text{-----} & X \\
 X = 729,22 \text{ g de CaO}
 \end{array}$$

Portanto, foram produzidas 729,22 g de CaO .

12. Qual o volume de uma solução de hidróxido de sódio contém 0,053 mol de NaOH cuja concentração é igual a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$?

R. A determinação do volume de solução de NaOH que conterà 0,053 mol dessa substância pode ser feita pela resolução da seguinte regra de três:

$$\begin{array}{rcl}
 0,1 \text{ mol de NaOH} & \text{-----} & 1 \text{ L de solução} \\
 0,053 \text{ mol de NaOH} & \text{-----} & X \\
 X = 0,53 \text{ L}
 \end{array}$$

De modo que 0,053 mol do soluto está presente em 0,53 L (530 mL) de solução.

13. O volume de 25 mL de solução de nitrato de prata à $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ foi misturado ao volume de 20 mL de solução de cloreto de sódio à $0,12 \text{ mol L}^{-1}$. A reação ocorrida no sistema pode ser

representada pela equação $\text{AgNO}_3(aq) + \text{NaCl}(aq) \rightarrow \text{AgCl}(s) + \text{NaNO}_3(aq)$. Algum reagente encontra-se em excesso? Se sim, indique qual.

R. A concentração molar (c) de uma solução é calculada pela relação entre a quantidade de matéria (n) do soluto e o volume de solução (V):

$$c = \frac{n}{V}$$

Com essa relação, pode-se determinar a quantidade de matéria presente em um volume de solução pela equação: $n = c \cdot V$.

Para verificar se no sistema dado haverá ou não excesso de reagente, deve-se verificar a proporção com que ocorre a reação e a quantidade de matéria de cada reagente. Pela análise da equação verifica-se que 1 mol de AgNO_3 reage com 1 mol de NaCl . A quantidade de matéria de cada reagente pode ser calculada como:

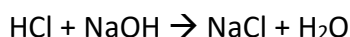
$$n(\text{AgNO}_3) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) = (0,1 \text{ mol L}^{-1}) \cdot (0,025 \text{ L}) = 0,0025 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{NaCl}) = (0,12 \text{ mol L}^{-1}) \cdot (0,02 \text{ L}) = 0,0024 \text{ mol}$$

Observando-se a quantidade de matéria dos reagentes e a proporção estequiométrica da reação, nota-se que há excesso de nitrato de prata, em que restará $(0,0025 - 0,0024) \text{ mol} = 0,0001 \text{ mol}$ sem reagir.

14. Um frasco contém 10,0 mL de solução de ácido clorídrico cuja concentração é desconhecida. Para reagir completamente com o ácido clorídrico foram adicionados 12,50 mL de solução de hidróxido de sódio à $0,1000 \text{ mol L}^{-1}$. Determine a concentração molar da solução de ácido clorídrico.

R. A reação entre o ácido clorídrico e o hidróxido de sódio pode ser representada como:



Dessa forma, 1 mol do ácido reage com 1 mol da base. A quantidade de matéria de hidróxido de sódio pode ser determinada, uma vez que é conhecida a concentração da solução, além do volume que foi necessário ser adicionado para reagir completamente com todo o ácido clorídrico presente no frasco inicialmente, como:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = (0,1 \text{ mol L}^{-1}) \cdot (0,01250 \text{ L}) = 0,00125 \text{ mol}$$

Essa quantidade de NaOH que reagiu é a mesma quantidade de HCl presente no frasco. Conhecendo-se a quantidade de matéria do ácido e o volume presente no frasco ($10,0 \text{ mL} = 0,001 \text{ L}$), pode-se calcular sua concentração molar:

$$c = \frac{0,00125 \text{ mol}}{0,001 \text{ L}} = 1,25 \text{ mol L}^{-1}$$

Portanto, a concentração molar do ácido clorídrico é igual a $1,25 \text{ mol L}^{-1}$.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

8.1. Indique a massa em unidades de massa atômica dos átomos e compostos químicos dados a seguir. Consulte uma tabela periódica.

- (a) HCl
- (b) Ni
- (c) NaHCO₃
- (d) B

8.2. Determine a massa molar das seguintes substâncias:

- (a) H₃PO₄
- (b) MgCl₂
- (c) Ca(NO₃)₂

8.3. Quantos átomos de hidrogênio estão presentes em 1 g de água?

8.4. Calcule o volume (em litros) ocupado por 5 g de NH₃ nas CNTP.

8.5. A decomposição do sal clorato de potássio é muito utilizada para produção de oxigênio em pequenas quantidades. Quantos gramas de oxigênio podem ser obtidos a partir de 5 g deste sal? (Dado: $2\text{KClO}_3(s) \rightarrow 2\text{KCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$)

8.6. A bauxita é um mineral utilizado para a produção de alumínio por conter Al₂O₃. O processo pode ser equacionado por: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{CO}$. Uma amostra de 2 kg deste minério contendo 45% do óxido de interesse foi utilizada para a produção de alumínio. Determine:

- (a) Qual a massa de alumínio obtida?
- (b) Qual o volume de monóxido de carbono produzido nas CNTP durante este processo?

8.7. Um químico está trabalhando para a produção de cobre por meio da utilização de sulfeto de cobre(I) (equação química: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu} + \text{SO}_2$).

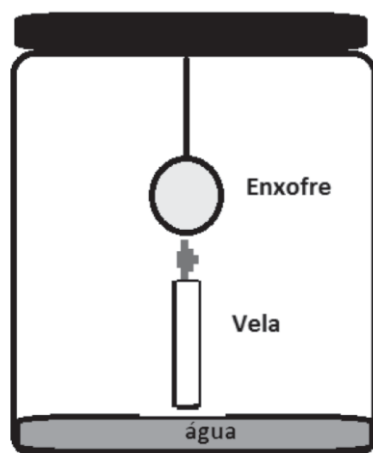
- (a) Começando com 100 g de Cu₂S como reagente limitante, qual é o rendimento teórico para a obtenção de cobre?
- (b) Se o rendimento real foi de 57,3 g, qual é o rendimento percentual?

8.8. A mistura de 100 mL de solução 1,2 mol L⁻¹ de hidróxido de sódio com 200 mL de solução 0,5 mol L⁻¹ de ácido sulfúrico resultará em solução final com excesso de ácido ou base?

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

8.9. (CEFET-MG 2015) O esquema seguinte mostra um experimento que ocorre em duas etapas: a combustão (reação com O₂) do enxofre e a reação do produto obtido com a água

presente no recipiente. Assim, produz-se ácido sulfúrico (H_2SO_4), o que pode ser confirmado pelo aumento da acidez do meio.



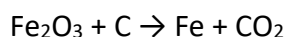
Considere que, ao final de dois experimentos análogos, foram obtidos os dados registrados na tabela seguinte.

Experimentos	Massa dos Reagentes (g)			Massa do Produto (g)
	S_8	O_2	H_2O	H_2SO_4
I	0,32	0,48	X	0,98
II	1,28	Y	0,72	Z

A análise desses dados permite afirmar, corretamente, que

- (a) $Y/X < 4$
- (b) $Z < (X + Y)$
- (c) $Y/0,48 = X/0,72$
- (d) $0,72/X = Z/0,98$

8.10. (CEFET-MG 2015) O ferro metálico é obtido do minério de ferro, sendo que o mais abundante é a hematita, Fe_2O_3 . Uma empresa possui uma tonelada desse minério com 10% de impurezas, e todo o material deve ser usado para obtenção de Fe, conforme descreve a equação não balanceada seguinte.



A massa aproximada, em kg, de ferro metálico produzido será

- (a) 315.
- (b) 350.
- (c) 630.
- (d) 700.

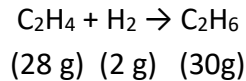
8.11. (CEFET-MG 2016) Fitas de magnésio podem ser queimadas quando em contato com fogo e na presença de gás oxigênio. Durante a reação, pode-se observar a formação de um sólido branco e a liberação de uma luz intensa.

Suponha que uma fita de magnésio de 3 g, com 80% de pureza em massa, seja queimada.

A massa aproximada, em gramas, do sólido branco será igual a

- (a) 3.
- (b) 4.
- (c) 5.
- (d) 6.

8.12. (CEFET-MG 2016) Observe a equação química a seguir:



A comparação entre as massas do produto e dos reagentes relaciona-se à Lei de

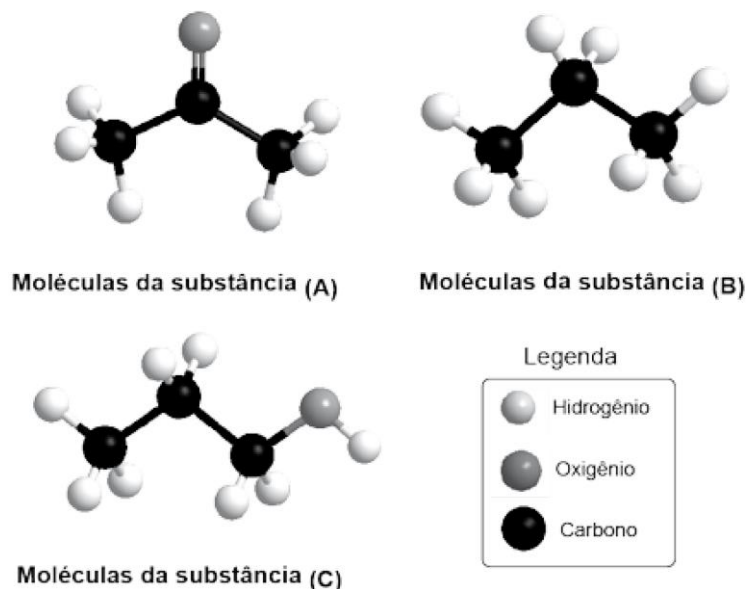
- (a) Bohr.
- (b) Dalton.
- (c) Lavoisier.
- (d) Rutherford.

8.13. (CEFET-MG 2018) Em um motor à combustão realizou-se lentamente a queima de 20Kg de um líquido inflamável. Todos os produtos obtidos nesse processo estavam no estado gasoso e foram armazenados em um reservatório fechado e sem qualquer vazamento. Ao final, constatou-se que a massa dos produtos foi maior do que a massa do combustível que havia sido adicionada.

A explicação para o fenômeno observado é que

- (a) em sistemas abertos, não se aplica a lei de Lavoisier.
- (b) no combustível, foi incorporado outro reagente químico.
- (c) no combustível, havia partículas sólidas que possuem maior massa do que os gases.
- (d) em um processo de combustão lenta, formam-se inesperados produtos de maior massa.

8.14. (CEFET-MG 2019) A composição, conectividade e a organização espacial dos átomos em uma molécula influenciam diretamente nas propriedades físicas de uma substância. A figura abaixo mostra a disposição espacial das moléculas de três substâncias A, B e C.



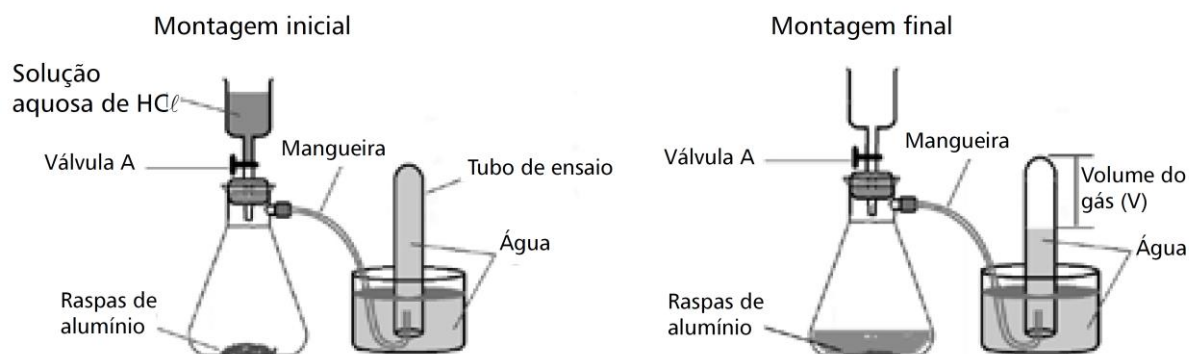
Com base nas figuras apresentadas, considere as seguintes afirmativas:

- I- Um mol de moléculas de B possui o mesmo número de moléculas do que um mol de moléculas de C.
- II- As interações intermoleculares presentes em B são mais fracas do que as interações presentes em A e C.
- III- A diferença nas temperaturas de ebulição de A, B e C ocorre devido à quantidade diferente de ligações covalentes em cada uma delas.
- IV- Nas moléculas da substância com maior temperatura de ebulição, a geometria dos átomos de carbono é tetraédrica e a do oxigênio, trigonal plana.

São corretas apenas as afirmativas

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

8.15. (CEFET-MG 2019) Um experimento consistiu em reagir 3×10^{-3} g de alumínio com solução aquosa de ácido clorídrico, conforme esquema a seguir:



Depois de cessada a reação, observou-se que ainda existia alumínio no fundo do frasco e que foram coletados no tubo $3,36 \times 10^{-3}$ L de gás. Considerando que não ocorreram perdas durante o experimento e que o volume molar na condição do ensaio tenha sido 22,4 L, pode-se afirmar corretamente que o

- (a) alumínio é o agente limitante da reação.
- (b) gás coletado no tubo de ensaio é o cloro.
- (c) experimento não ilustra a lei de Lavoisier.
- (d) ácido clorídrico foi consumido na quantidade de 3×10^{-4} mol.

GABARITO

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

8.1. (a) 36,46 u

(b) 58,71 u

(c) 84,01 u

(c) 10,81 u

8.2. (a) $98,00 \text{ mol L}^{-1}$.

(b) $95,21 \text{ mol L}^{-1}$.

(c) $164,1 \text{ mol L}^{-1}$.

8.3. $6,6838 \times 10^{22}$ átomos de H.

8.4. 6,58 L.

8.5. 1,96 g.

8.6. (a) 476 g de Al.

(b) 593 L de CO.

8.7.(a) 79,85 g.

(b) 72%.

8.8. A solução final terá excesso de ácido.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

8.9. (d)

8.11. (b)

8.13. (b)

8.15. (d)

8.10. (c)

8.12. (c)

8.14. (a)

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- BROWN, T.L. **Química: a ciência central**. 9. ed. São Paulo: Prentice Hall, 2005.
- CISCATO, C. A. M. *et al.* **Química – Ensino Médio** (vol. 1.) 1. ed. São Paulo: Moderna, 2016 (Coleção 0185P18123, 3 volumes).
- CHANG, R. **Química Geral: conceitos essenciais**. 4. ed. Porto Alegre: AMGH, 2010.
- FELTRE, R. **Fundamentos de Química**: vol. único. 4^a ed. São Paulo: Moderna, 2005.
- LEMBO, A. **Química: realidade e contexto**. 1. ed. São Paula: Editora Ática, 2001.
- VOGEL, A. I. **Química Analítica Qualitativa**: 5^a ed. São Paulo: Mestre Jou, 1981.

Tabela periódica

1 H hidrogênio 1,008																	2 He hélio 4,0026
3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											13 B boro 10,81	14 C carbono 12,011	15 N nitrogênio 14,007	16 O oxigênio 15,999	17 F flúor 18,998	18 Ne neônio 20,180
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,948
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,867	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromo 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(6)	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)
37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio [98]	44 Ru rutênio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60(3)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57 a 71	72 Hf háfnio 178,49(2)	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ósmio 190,23(3)	77 Ir irídio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl tálio 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio [209]	85 At astato [210]	86 Rn radônio [222]
87 Fr frâncio [223]	88 Ra rádio [226]	89 a 103	104 Rf rutherfordório [267]	105 Db dúbnio [268]	106 Sg seabórgio [269]	107 Bh bóhrio [270]	108 Hs hássio [269]	109 Mt meitnério [278]	110 Ds darmstádio [281]	111 Rg roentgênio [281]	112 Cn copernício [285]	113 Nh nihônio [286]	114 Fl fleróvio [289]	115 Mc moscóvio [288]	116 Lv livermório [293]	117 Ts tenessino [294]	118 Og oganessônio [294]
			57 La lantânio 138,91	58 Ce cério 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio [145]	62 Sm samário 150,36(2)	63 Eu europio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25(3)	65 Tb térbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hólmio 164,93	68 Er érbio 167,26	69 Tm túlio 168,93	70 Yb itérbio 173,05	71 Lu lutécio 174,97
			89 Ac actínio [227]	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio [237]	94 Pu plutônio [244]	95 Am amerício [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquélio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es einstênio [252]	100 Fm férmio [257]	101 Md mendelévio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr laurêncio [262]

3	—	número atômico
Li	—	símbolo químico
lítio	—	nome
[6,938 - 6,997]	—	peso atômico (ou número de massa do isótopo mais estável)