

**Elizabeth Teixeira de Souza
Fabiano Lins da Silva
Jéssica Cruz de Luca de Almeida
Jorge Alberto Saboya Pereira
Josineide Alves da Silva
Juliana Rocha Rodrigues Barcellos
Lidiane Aparecida de Almeida
Marcelo Pinheiro de Souza
Suellem Barbosa Cordeiro
Thais Malcher dos Santos Costa Mendes**

QUÍMICA GERAL PARA O ENEM

NEPE

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAP-UERJ

Distribuição gratuita - comercialização proibida

Elizabeth Teixeira de Souza
Fabiano Lins da Silva
Jéssica Cruz de Luca de Almeida
Jorge Alberto Saboya Pereira
Josineide Alves da Silva
Juliana Rocha Rodrigues Barcellos
Lidiane Aparecida de Almeida
Marcelo Pinheiro de Souza
Suellem Barbosa Cordeiro
Thais Malcher dos Santos Costa Mendes

QUÍMICA GERAL

para o Enem

3ª edição

NEPE

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAp-UERJ

2019

Distribuição gratuita – venda proibida

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
Agência Brasileira do ISBN - Bibliotecária Priscila Pena Machado CRB-7/6971

S729 Souza, Elizabeth Teixeira de.
Química geral para o Enem [recurso eletrônico] / Elizabeth
Teixeira de Souza ... [et al.]. — 3. ed. — Rio de Janeiro :
NEPE, 2019.
Dados eletrônicos (pdf).

Inclui bibliografia.
ISBN 978-85-89382-90-8

1. Química (Ensino médio) - Estudo e ensino. 2. Química -
Problemas, questões, exercícios. I. Núcleo de Extensão,
Pesquisa e Editoração (NEPE). II. Título.

CDD 540.76

Fotografias e ilustrações: Lidiane Aparecida de Almeida

Marcelo Pinheiro de Souza

3ª edição

NEPE

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAp-UERJ

2019

APRESENTAÇÃO

Caro leitor,

Este livro foi elaborado pela equipe de professores de Química do Instituto de Aplicação da UERJ (CAp-UERJ) e tem como objetivo ser um rico material de estudos direcionado para o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), exame utilizado pelo Ministério da Educação como porta de entrada para diversos cursos de ensino superior do Brasil.

O livro contém aspectos teóricos presentes na Matriz de Referência do Enem, questões de Química Geral organizadas por assunto aplicadas no exame desde sua primeira edição em 1998 até 2018 e suas respectivas resoluções.

Este material foi feito com muito carinho e dedicação para que você faça um estudo minucioso da teoria, resolva as questões correspondentes a cada conteúdo e confira as suas respostas com as resoluções ao final do livro. Caso tenha dúvidas, não hesite em consultar seu professor ou sua professora de Química, pois ele(a) é um(a) orientador(a) fundamental para o seu bom desempenho no Enem.

Boa leitura e preparação.

Os autores.

SUMÁRIO

UNIDADE 1 – O EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO	8
UNIDADE 2 – A HISTÓRIA E O SENTIDO DA QUÍMICA	12
A ciência Química	13
Como surgiu a Química?	13
A Química do nosso cotidiano	17
UNIDADE 3 - A CONSTITUIÇÃO DA NATUREZA	22
Matéria e suas propriedades gerais	23
Energia	29
Aspectos microscópicos da matéria	30
A história do átomo	31
Modelos atômicos	33
Modelo atômico de Dalton	34
Modelo atômico de Thomson	36
Modelo atômico de Rutherford	37
Semelhanças atômicas	41
Íons	42
Modelo atômico de Bohr	43
Modelo atômico de Summerfeld	46
Estudo do núcleo atômico	51
Radioatividade	51
Transmutação	55
Fissão nuclear	56
Fusão nuclear	58
Meia-vida	60
Datação por carbono-14	61
Aplicações da radioatividade	62
Problemas ambientais provocados pela radioatividade	64
Estados físicos da matéria	65
Mudanças de estados físicos	67
Propriedades específicas da matéria	71
Densidade	71
Temperatura de fusão	72
Temperatura de ebulição	73

UNIDADE 4 – CLASSIFICANDO OS ELEMENTOS	89
A história da tabela periódica	90
A tabela periódica atual	93
Classificando os elementos quanto às propriedades físicas e químicas	97
Famílias com nomes especiais	100
Classificando os elementos quanto ao subnível de maior energia	101
Distribuição eletrônica compacta	103
Propriedades e aplicações de elementos químicos	105
Propriedades periódicas	107
Raio atômico (RA)	107
Eletronegatividade (En)	111
Eletropositividade (Ep)	112
Potencial de ionização (PI) ou energia de ionização (EI)	113
Afinidade eletrônica (AE) ou afinidade eletrônica (AE)	115
UNIDADE 5 – TIPOS DE MATÉRIA	119
Estudando a matéria	120
Substâncias	120
Substâncias iônicas	123
Substâncias metálicas	129
Substâncias moleculares	130
Geometria molecular	141
Polaridade das ligações covalentes	143
Polaridade das moléculas	145
Ligações intermoleculares	148
Temperatura de ebulição das substâncias	153
Características das substâncias iônicas, moleculares e metálicas	155
Número de oxidação	158
Misturas	163
Processos físicos de separação de misturas	170
Separação de misturas heterogêneas	170
Separação de misturas homogêneas	180
UNIDADE 6 – SUBSTÂNCIAS INORGÂNICAS	192
Substâncias inorgânicas e orgânicas	193
Bases	193
Classificação das bases	195
Força das bases	196
Nomenclatura das bases	196
Montando a fórmula de uma base	198

Algumas bases e suas aplicações	201
Ácidos	201
Classificação dos ácidos	202
Força dos ácidos	204
Nomenclatura dos ácidos	205
Montando a fórmula de um ácido	209
Alguns ácidos e suas aplicações	212
Sais	213
Nomenclatura dos sais	214
Montando a fórmula de um sal	217
Classificação dos sais	219
Solubilidade dos sais em água	221
Alguns sais e suas aplicações	223
Óxidos	224
Nomenclatura dos óxidos	224
Montando a fórmula de um óxido	226
Classificação dos óxidos	229
Alguns óxidos e suas aplicações	233
A condução de corrente elétrica	234

UNIDADE 7 – REAÇÕES QUÍMICAS

Fenômeno químico ou reação química	241
Balancamento de equações químicas pelo método das tentativas	242
Classificação das reações inorgânicas	246
Principais reações inorgânicas	254
Reações de adição	261
Reações de óxido básico com água	261
Reações de óxido ácido com água	263
Reações de decomposição	264
Reações de simples troca	265
Reações de dupla troca	268
Reação de neutralização	268
Outras reações de dupla troca	273

UNIDADE 8 – RELAÇÕES QUANTITATIVAS

Relações numéricas da Química	289
Unidade de massa atômica	290
Massa atômica de um elemento químico	290
Massa molecular	293
Unidade de quantidade de matéria	295

Massa molar	296
Quantidade de matéria	299
Volume de gases	300
Volume molar	302
Misturas gasosas	303
Leis ponderais	306
Lei da conservação de massa de Lavoisier	306
Lei das proporções fixas de Proust	307
Lei volumétrica de Gay- Lussac	308
Cálculos estequiométricos	309
Problemas com uma equação química	311
Problemas com gases fora das CNTP	317
Problemas com reagente impuro	321
Problemas envolvendo rendimento	325
Problemas com excesso de reagente	329
Problemas com reações sucessivas	331
UNIDADE 9 – QUÍMICA E MEIO AMBIENTE	352
Poluição ambiental	353
Poluição do ar	356
Destruição da camada de ozônio	358
Efeito estufa e aquecimento global	360
Chuva ácida	362
Poluição do solo	364
Extração de metais	364
Lixões	365
Agrotóxicos	367
Química verde	367
UNIDADE 10 – ESTUDANDO A ÁGUA	380
Introdução	381
Principais propriedades da água	382
Águas naturais	390
Poluição das águas naturais	392
Tratamento de água para abastecimento público	395
Águas para reuso	398
RESOLUÇÕES DAS QUESTÕES DO ENEM	415
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	446

UNIDADE 1

EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO

O Exame Nacional do Ensino Médio (Enem) é um exame que possibilita aos inscritos concorrerem a vagas em universidades públicas e privadas de nível superior que participam do Sistema de Seleção Unificada (SiSU).

Esse exame foi instituído pelo Ministério de Educação conforme a Portaria n.º 438 de 28 de maio de 1998 tendo como Órgão responsável pela operacionalização e implementação o Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira (INEP) e possui o objetivo de avaliar o desempenho do estudante que terminou a educação básica, por meio da contextualização, interdisciplinaridade, abordagem CTSA (Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente). Busca-se a articulação entre a ciência, a tecnologia e as questões sociais, visando formar um cidadão pensante, crítico e capaz de intervir na realidade, além de ser participante ativo de transformação do meio em que vive.

Desde a sua criação, o Enem realiza a medição de competências mentais, definidas como modalidades estruturais da inteligência, avaliando a capacidade de raciocínio do candidato. As provas procuram se desvincular do ensino tradicional em que se valoriza a memorização, incentivando o pensamento e a capacidade de aprender discente. Elas tendem a dar maior importância à capacidade dos candidatos em relacionar as informações apresentadas nos enunciados das questões, desafiando-os a interpretar as informações, organizá-las e coordená-las para a resolução do problema proposto.

Inicialmente, o Enem era aplicado tendo como princípio a avaliação por competências e habilidades dos egressos do ensino médio. Até 2008, o exame avaliava 5 competências e 21 habilidades contidas em uma matriz de referência. A avaliação envolvia três áreas de conhecimento: Linguagens e Códigos e suas Tecnologias, Ciências Humanas e suas Tecnologias e Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. A prova tinha 63 questões interdisciplinares e contextualizadas, além da redação, e era aplicada em um único dia com duração de 4h.

Esse exame não tinha como foco principal o ingresso no Ensino Superior, pois em 1998 as universidades ainda realizavam o seu próprio vestibular sendo a nota do Enem utilizada para complementar a pontuação obtida nas provas objetivas.

A partir de 2009, houve mudanças no exame e o Novo Enem começou a avaliar quatro áreas de conhecimento: Linguagens, Códigos e suas Tecnologias e Redação, Ciências Humanas e suas Tecnologias, Ciências da Natureza e suas Tecnologias e Matemática e suas Tecnologias. Assim, cada uma das quatro provas objetivas passou a ter 45 questões de múltipla escolha, totalizando 180 questões e redação, sendo aplicadas em dois dias. O primeiro dia é reservado para as provas de Linguagens, Códigos e suas Tecnologias e Redação, Ciências Humanas e suas Tecnologias, com duração de 5h30min e o segundo dia é reservado para as provas de Ciências da Natureza e suas Tecnologias e Matemática e suas Tecnologias, com duração de 5h. Portanto, o Enem se tornou um instrumento de acesso às universidades públicas, ocorrendo alteração na

forma de acesso ao ensino superior, já que o exame substituiu o vestibular tradicional de muitas instituições desse nível de ensino.

Os resultados da análise das questões de Química do Enem ao longo dos anos revelaram que a maior parte privilegiou a contextualização, aparecendo um percentual menor de questões conteudistas.

As questões conteudistas exigem conhecimentos específicos e são desarticuladas do cotidiano do estudante, valorizando a memorização de conteúdos. As questões contextualizadas estão relacionadas com: ciência e tecnologia na atualidade, ciência e tecnologia na cultura contemporânea e ciência e tecnologia na história, também há a contextualização com enfoque nos aspectos ambiental, social, político e econômico.

UNIDADE 2

A HISTÓRIA E O SENTIDO DA QUÍMICA

A ciência Química

É comum encontrarmos pessoas que associam a palavra Química a materiais que fazem mal à nossa saúde, como, por exemplo, quando se diz que determinado produto natural não contém Química. Porém, Química é uma ciência, tem um significado muito mais amplo e não pode ser nivelada apenas à definição de coisas que são prejudiciais ao ser humano.

A Química é uma ciência natural e experimental que estuda a matéria, suas propriedades e transformações. Como essas transformações envolvem energia, essa ciência também estuda a energia dos fenômenos que podem ocorrer naturalmente ou produzidos artificialmente.

O estudo da Química é importante porque nos possibilita compreender tais fenômenos e os conhecimentos dessa ciência estão presentes em tudo está em nossa volta. Vale ressaltar que através dessa compreensão do conhecimento químico e sua articulação com o cotidiano é possível atuarmos na sociedade de um modo crítico e consciente, sendo capazes de modificá-la com o intuito de melhorar nossa vida social.

Como surgiu a Química?

A história da Química está diretamente relacionada à evolução do ser humano no planeta Terra. Ao se fazer uma retrospectiva do desenvolvimento de

nossa espécie, verificam-se descobertas que ocorreram inicialmente por acaso, e o conhecimento foi acumulado de forma gradual, perpetuado e transmitido através das gerações. Em pleno século XVIII, a geração do conhecimento passou a ser feita por muitos cientistas de maneira mais sistemática, tomando como base a observação, a experimentação, o cálculo e o raciocínio. Com isso, houve um aumento significativo na velocidade da construção do conhecimento químico e o desenvolvimento de suas possíveis aplicações práticas.

O princípio da Química parece estar relacionado à descoberta e ao domínio do fogo, que fornecia luz e calor à noite, possibilitava ao ser humano preparar e conservar comida, além de se proteger contra animais selvagens.

Os antigos egípcios lidavam com metais, ligas metálicas, cerâmica, vidros, corantes e muitas operações químicas, contudo esses conhecimentos eram técnicos, visavam as necessidades de construção de utensílios, armas e objetos artísticos, não tendo conduzido aqueles povos à pesquisa científica. A descoberta do cobre iniciou os trabalhos na área de metalurgia, e o posterior uso do ferro, substituindo armas e utensílios feitos de bronze, foi responsável por grandes mudanças na sociedade.

A alquimia foi originada pela união entre tais conhecimentos práticos com o pensamento místico oriental e a especulação filosófica dos gregos. Ela prevaleceu entre os anos 300 a.C. e 1500 d.C. e surgiu na Alexandria, cidade localizada na foz do Rio Nilo (Egito).

Os alquimistas acreditavam nas ideias do filósofo Aristóteles (384-322 a.C.), que defendia a continuidade da matéria, ou seja, não formada por átomos, o que contrariava o que imaginavam os filósofos gregos Leucipo e Demócrito. Aristóteles ampliou a ideia dos quatro elementos de Empédocles, segundo a qual a matéria era formada por quatro elementos: água, terra, fogo e ar, associando a cada um deles duas “qualidades” opostas: frio ou quente, seco ou úmido. Essas ideias de Aristóteles permaneceram por mais de 2000 anos. Os alquimistas também tinham como objetivo conseguir transformar metais comuns, tais como estanho, chumbo, cobre, mercúrio, em ouro e, para isso, buscavam um misterioso ingrediente, “a pedra filosofal” que teria o “poder” de realizar tal transformação e a descoberta de uma substância que fosse capaz de curar todas as doenças e de possibilitar a vida eterna ao ser humano: o elixir da imortalidade. Nesse processo de investigação, foram descobertos e produzidos novos materiais, além métodos e técnicas que deram origem ao trabalho experimental.

Atualmente, são utilizados muitos procedimentos de laboratório que foram descritos nos livros de Alexandria, ou seja, eles foram desenvolvidos pelos alquimistas.

O pensamento científico começou a ter um maior desenvolvimento a partir dos trabalhos do filósofo inglês Francis Bacon (1561-1626) e do filósofo, físico e matemático francês René Descartes (1596-1650), buscando conhecimento através da experimentação e do uso lógico da matemática.

As contribuições de Robert Boyle e Lavoisier foram fundamentais na transição da alquimia para a Química como ciência. O filósofo, físico e químico irlandês Robert Boyle (1627-1691) foi chamado por alguns de pai da Química, pois ao introduzir o “método científico” de trabalho, transformou a alquimia em Química, apresentando os seus princípios básicos na obra publicada em 1661 denominada “The Sceptical Chymist”.

No século seguinte (XVII), o químico francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) apareceu durante o Iluminismo, época em que a ciência se distanciava da religião. Ele foi considerado o Fundador da Química Moderna, pois os seus estudos foram marcados por grande precisão qualitativa e quantitativa. Ele utilizava balanças, realizando pesagens e medições cuidadosas, com notável precisão e planejamento. Lavoisier derrubou a teoria do flogístico, que relacionava a combustão de materiais ao fato de eles possuírem um tipo de matéria denominado flogisto, que era liberado durante a queima. Essa teoria foi abandonada, ao se identificar e verificar que o gás oxigênio era responsável pelo processo de combustão. Ele também ditou a lei de conservação das massas e lançou o Tratado Elementar de Química, no qual forneceu uma nomenclatura moderna para 33 elementos. Pode-se dizer que, a partir de então, a Química se solidificava como uma ciência experimental.

Daí em diante, a Química passou a ser considerada uma ciência bem fundamentada e estabelecida. A teoria dos quatro elementos não mais fazia sentido, passando-se a aceitar a ideia de que tudo seria composto por átomos,

ocorrendo evolução no modelo atômico e um conhecimento ainda maior da natureza da matéria.

A Química do nosso cotidiano

O conhecimento adquirido por cientistas e pesquisadores possibilitou a criação de diversos produtos químicos e equipamentos que são importantes em nosso dia a dia, como o detergente que usamos para lavar louça e o forno de micro-ondas, que agiliza o preparo de alimentos.

Em nossa casa utilizamos vários produtos de higiene pessoal como pasta de dentes, sabonete, xampu, condicionador, perfume, desodorante, refrescante bucal, etc., produtos de limpeza como detergente, amaciante, sabão em pó, sabão em pedra, água sanitária, etc., além de pomadas, cremes e medicamentos para o tratamento de feridas e problemas de saúde.

Em nossa alimentação estão presentes muitas substâncias químicas, tais como carboidratos, lipídios, vitaminas e proteínas, substâncias fundamentais para a nossa vida.

Para nos vestirmos, compramos roupas e calçados feitos de produtos sintéticos ou vegetais. Aliás, esses materiais costumam ser coloridos e vir acompanhados de desenhos e estampas. Tais cores são provenientes de tintas

e vernizes que não servem somente para embelezar, mas também para proteger materiais.

Equipamentos eletrônicos, tais como televisores, computadores, telefones celulares, tablets, etc. foram desenvolvidos graças aos conhecimentos tecnológicos adquiridos ao longo do tempo, e a Química contribuiu efetivamente para nesse avanço.

O ser humano consegue se deslocar mais fácil e rapidamente devido ao uso de veículos automotores e outros equipamentos que se movimentam pelo ar e pelas águas. Tais máquinas funcionam e se movem devido à queima de combustíveis. Infelizmente, esse conforto tem nos trazido problemas, pois a queima de combustíveis fósseis gera poluição ambiental.

O corpo humano é formado por um conjunto de células que são constituídas pela combinação de muitas partículas denominadas átomos. Tais partículas originam as diferentes substâncias que fazem parte do nosso corpo, ou seja, no corpo humano ocorrem muitos fenômenos químicos, em virtude das combinações entre as partículas que formam a sua estrutura. Digestão, respiração, identificação de sabores e aromas, envolvem muitas substâncias químicas.

Na digestão, substâncias importantes para a manutenção do nosso corpo são absorvidas e outras são excretadas. Na respiração, ocorre a entrada de gás oxigênio e a saída de gás carbônico.

Em brilhante texto denominado “Química para um mundo melhor”, publicado na revista Química Nova em 2011, o Professor César Zucco comenta diversas aplicações da Química no nosso dia a dia. Alguns trechos desse texto estão reproduzidos no quadro a seguir:

“A Química presta uma contribuição essencial à humanidade com alimentos e medicamentos, com roupas e moradia, com energia e matérias-primas, com transportes e comunicações. Fornece, ainda, materiais para a Física e para a indústria, modelos e substratos à Biologia e Farmacologia, propriedades e procedimentos para outras ciências e tecnologias.”

“Graças à Química, o nosso mundo se tornou um lugar mais confortável para se viver. Nossos carros, casas, roupas transbordam criatividade química. O nosso futuro energético dependerá da Química, assim como atingir um dos objetivos do Milênio, que é prover água e saneamento básicos seguros para toda a humanidade.”

“Um mundo sem a ciência Química seria um mundo sem materiais sintéticos, e isso significa sem telefones, sem computadores e sem cinema. Seria também um mundo sem aspirina ou detergentes, shampoo ou pasta de dente, sem cosméticos, contraceptivos, ou papel - e, assim, sem jornal ou livros, colas ou tintas. Enfim, sem o desenvolvimento proporcionado pela ciência Química, a vida, hoje, seria chata, curta e dolorida!”

“A abrangência, a amplitude e a importância da Química para o bem-estar da vida do homem na terra são fatos inquestionáveis. Lamentavelmente, é também inquestionável seu alto grau de potencialidade para o mal! E, não raro, é esta a faceta da Química mais conhecida...”

“Daí a importância de educarmos crianças e jovens com ética, humanismo e discernimento. Desfaçamos o preconceito amplamente difundido sobre a Química e seus efeitos - potencialmente, mas não necessariamente maléficos.”

“Celebremos a Química como a ciência que move o mundo e que, pela ação de químicos criativos e responsáveis, pode torná-lo cada vez melhor.”

Fonte: Zucco, César. *Química para um mundo melhor*. Química Nova, vol.34, nº.5, São Paulo, 2011.

É possível reconhecer o papel fundamental que a Química desempenha na formação de um cidadão consciente e atuante na sociedade em que vive, capaz de resolver questões do cotidiano utilizando os conhecimentos químicos construídos ao longo da educação básica.

Tais conhecimentos têm sido importantes para o desenvolvimento tecnológico e têm trazido benefícios para a sociedade. Infelizmente, o exagerado crescimento urbano e industrial tem provocado o descarte incorreto de contaminantes no ar, nos solos, nos rios, nos lagos e nos mares, poluindo o meio

ambiente. Esse acúmulo de resíduos ou lixo polui a natureza e traz malefícios os seres vivos.

Nas últimas décadas, o ser humano tem se preocupado mais com os danos acarretados pela poluição. Com o objetivo de minimizar esses problemas, os cientistas têm desenvolvido processos químicos para remover os poluentes do meio ambiente.

Ao mesmo tempo que os conhecimentos científicos são utilizados para o bem-estar da sociedade, seu mau uso pode gerar problemas sérios ao ecossistema. Contudo, tais problemas podem ser evitados, minimizados e até eliminados com o uso correto e adequado desses conhecimentos.

Cabe a cada ser humano cumprir o seu papel na sociedade, exercendo de forma consciente a sua cidadania e contribuindo para a resolução de problemas e buscando uma vida cada vez melhor.

UNIDADE 3

A CONSTITUIÇÃO DA NATUREZA

Matéria e suas propriedades gerais

Como a **Química** estuda os fenômenos naturais e seus conhecimentos são adquiridos por atividades práticas, ela é uma ciência natural e possui um caráter experimental. A Química estuda a matéria, suas propriedades, suas transformações e as variações de energia provenientes dessas transformações. Matéria e energia fazem parte da natureza e têm conceitos bem distintos. Enquanto matéria possui uma definição mais simples por ser percebida pelos nossos sentidos, a definição de energia é mais abstrata.

Os materiais que nos rodeiam possuem uma quantidade de matéria denominada **massa**. A balança é o equipamento utilizado para se medir a massa dos materiais.

A figura a seguir apresenta um exemplo de balança digital utilizada em laboratório.



Marcelo Pinheiro

Balança digital

O quilograma (kg) é a unidade padrão de medida de massa do Sistema Internacional de Unidades (SI), mas outras unidades de massa costumam ser utilizadas como o grama (g), o miligrama (mg) e a tonelada (t).

A unidade grama é muito útil em nosso dia-a-dia e é a unidade padrão de massa do Sistema CGS – Sistema de Unidades de Medidas Físicas, também conhecido por Sistema Dimensional.

Além do quilograma e do grama, a tabela a seguir apresenta outras unidades de massa: hectograma (hg), decagrama(dag), decigrama (dg), centigrama(CG) e miligrama(mg).

quilograma	hectograma	decagrama	grama	decigrama	centigrama	miligrama
(kg)	(hg)	(dag)	(g)	(dg)	(cg)	(mg)

Unidades de massa.

Para transformar um valor numa unidade mais à esquerda em outra mais a direita **multiplica-se** esse valor por um múltiplo 10^x , onde **x** é o número de casas que se deve pular para se chegar à nova unidade.

Por exemplo, para transformar 2,3kg em gramas, basta multiplicar esse valor por $10^3 = 1000$, pois de quilograma(kg) para grama(g) deve-se saltar 3 casas para a direita, logo 2,3kg é igual a 2300g.

Para transformar um valor uma unidade mais à direita em outra mais à esquerda **divide-se** esse valor por um múltiplo 10^x , onde **x** é o número de casas que se deve pular para se chegar à nova unidade.

Por exemplo, para transformar 540mg em gramas, basta dividir esse valor por $10^3 = 1000$, pois de miligrama(mg) para grama(g) deve-se saltar 3 casas para a esquerda, logo 540mg é igual a 0,54g.

A tonelada(t) é 1000 (10^3) vezes maior que o quilograma. Portanto para se transformar um valor em tonelada para quilograma, deve-se multiplicá-lo por 1000. Por exemplo, 5,7t é igual a 5700kg (ou $5,7 \cdot 10^3$ kg). Ao contrário, para se transformar um valor em quilograma para tonelada, basta dividir por 1000.

Além de ter massa, os materiais também ocupam espaço, que é denominado **volume**. O seu valor pode ser medido em laboratório utilizando equipamentos apropriados, tais como pipeta graduada e pipeta volumétrica.



Pipeta graduada.



Pipeta volumétrica.

Marcelo Pinheiro

O metro cúbico (m^3) é a unidade padrão do Sistema Internacional de Unidades (SI) para a medida de volume.

No nosso dia-a-dia é muito mais comum utilizarmos a unidade litro(L) que é a unidade padrão do Sistema CGS – Sistema de Unidades de Medidas Físicas.

Além do litro, a tabela a seguir apresenta outras unidades de volume: quilolitro (kL), hectolitro(hL), decalitro (daL), decilitro(dL), centilitro (cL) e mililitro(mL).

quilolitro	hectolitro	decalitro	litro	decilitro	centilitro	mililitro
(kL)	(hL)	(daL)	(L)	(dL)	(cL)	(mL)

Unidades de volume.

Para transformar um valor numa unidade mais à esquerda em outra mais à direita **multiplica-se** esse valor por um múltiplo 10^x , onde **x** é o número de casas que se deve pular para se chegar na nova unidade.

Por exemplo, para transformar 0,4kL em litros, basta multiplicar o valor por $10^3 = 1000$, pois de quilolitro(kL) para litro(L) deve-se saltar 3 casas para a direita, logo 0,4kL é igual a 400L.

Para transformar um valor numa unidade mais à direita em outra mais à esquerda **divide-se** esse valor por um múltiplo 10^x , onde **x** é o número de casas que se deve pular para se chegar na nova unidade.

Por exemplo, para transformar 300mL em litros, basta dividir o valor por $10^3 = 1000$, pois de mililitro(mL) para litro(L) deve-se saltar 3 casas para a esquerda, logo 300mL é igual a 0,3L.

A unidade m^3 é 1000 vezes maior que o litro, logo para passar um valor de m^3 para litro, basta multiplicá-lo por 1000. Por exemplo, $4,5m^3$ é igual a 4500L (ou $4,5 \cdot 10^3L$). Ao contrário, para passar um valor em litros para m^3 deve-se dividi-lo por 1000.

Outras unidades também são utilizadas, tais como decímetro cúbico (dm^3) e centímetro cúbico (cm^3). As unidades cm^3 e mililitro (mL) são iguais, logo $1cm^3$ é igual a 1 mL. As unidades dm^3 e litro (L) são iguais, logo $1dm^3$ é igual a 1L.

Num laboratório, proveta, béquer e erlenmeyer são recipientes que também possuem graduação, mas não fornecem uma medição precisa de volume.



Proveta.



Béquer.



Erlenmeyer.

Marcelo Pinheiro

Massa e volume são propriedades gerais da matéria e não servem para diferenciar um tipo de matéria de outro, ou seja, dizer que um material tem massa igual a 2g ou um volume de 5mL, não possibilita sua identificação.

Portanto, **matéria** é tudo que possui massa e ocupa lugar no espaço. Como exemplos de matéria, podemos citar uma mesa, uma estante, um copo, a madeira, o vidro, o ar atmosférico, a água, etc. Uma parte da matéria pode ser um **corpo** ou um **objeto**.

Uma porção limitada de matéria é denominada **corpo**. Assim, um pedaço de madeira, um copo de vidro, uma caneca, são corpos.

Um corpo produzido para certo uso, ou seja, um corpo com certa utilidade, é denominado **objeto**. Então, um copo, uma mesa, um caderno, um lápis, são exemplos de objetos.

Energia

A matéria pode passar por transformações, como o deslocamento de um automóvel, o derretimento do gelo, a queima de um palito de fósforo, o amadurecimento de uma fruta, uma explosão, digestão de alimentos, etc. Essas transformações envolvem **energia**, cujo conceito é complexo por não ser algo concreto, não pode ser tocado, mas que produz efeitos na matéria.

A energia está presente em nosso cotidiano de diferentes formas, possibilitando as ações e movimentos de nosso corpo, tais como quando falamos, realizamos um exercício físico, nos alimentamos, lemos um livro, assistimos televisão, etc.

Existem diferentes formas de energia e um tipo pode se transformar em outro. Por exemplo, a energia das águas de um rio (energia fluvial) é utilizada para se produzir energia elétrica. A energia solar também pode gerar energia elétrica. A energia elétrica, por sua vez, pode ser transformada em energia mecânica para movimentar as pás de um ventilador ou em energia térmica e luminosa quando se acende uma lâmpada.

Assim, energia não é criada nem destruída, mas um tipo de energia é transformado em outro, ou seja, a energia é conservada. Essa é a chamada Lei da Conservação de Energia.

Aspectos microscópicos da matéria

Diversos experimentos realizados levaram os cientistas a afirmar que os materiais são formados por partículas conhecidas como **átomos**. Os átomos podem se atrair e combinar para formar as estruturas denominadas **moléculas** que fazem parte de muitos dos materiais conhecidos. Por exemplo, gás carbônico, gás oxigênio, álcool, madeira, seres humanos, etc. possuem moléculas em sua composição.

Há materiais que não são formados por moléculas, mas isso será visto mais adiante na unidade 5. Por enquanto, vamos desconsiderar esse fato.

Na natureza há diferentes tipos de átomos. Cada tipo de átomo diferente recebe um **nome** e um **símbolo**. Átomos do mesmo tipo possuem o mesmo nome e o mesmo símbolo, representando o mesmo **elemento químico**.

Por exemplo, um átomo do elemento químico hidrogênio é representado pelo símbolo **H**, oxigênio por **O**, carbono por **C**, nitrogênio por **N**, enxofre por **S**, potássio por **K**, sódio por **Na**, cálcio por **Ca**, magnésio por **Mg**, alumínio por **Al**, ferro por **Fe**, etc.

A molécula é representada por seu **nome** ou por sua **fórmula**, que contém os símbolos e as quantidades dos átomos que se combinaram para formá-la.

Como cada molécula de água é formada pela união entre **dois** átomos de hidrogênio (H) e **um** átomo de oxigênio (O) sua fórmula é **H₂O**.

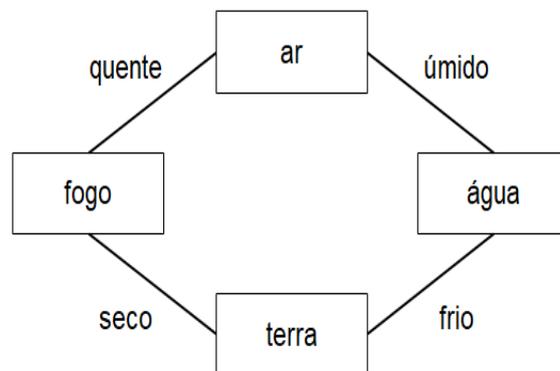
Outro tipo de matéria formado por moléculas é o **gás oxigênio**. Cada molécula de gás oxigênio é formada pela combinação química entre dois átomos de oxigênio (molécula diatômica), o que é representado pela fórmula é **O₂**. O elemento químico oxigênio também forma o **gás ozônio**, cujas moléculas possuem três átomos de oxigênio (molécula triatômica), e sua fórmula é **O₃**. O gás carbônico (**CO₂**) também é formado por moléculas triatômicas e cada molécula dessa substância possui um átomo de carbono e dois átomos de oxigênio.

Quando um determinado tipo de matéria é formado por moléculas iguais, tem-se uma **substância**, e cada fórmula de molécula diferente representa uma substância diferente. Caso haja mais de um tipo de molécula presente, tem-se mais de uma substância, ou seja, a matéria é uma **mistura**. Por exemplo, água pura é uma substância, já água com gás oxigênio é uma mistura.

História do átomo

As civilizações antigas eram curiosas sobre o que formava a matéria, e isso conduziu à proposição de muitas ideias. No século V a.C., o filósofo grego Empédocles acreditava que tudo que existia no Universo era composto de quatro elementos principais: terra, fogo, ar e água. Por volta de 350 a.C., o filósofo grego Aristóteles aprimorou essa ideia acrescentando as qualidades das substâncias:

quente, frio, seco e úmido. Segundo o filósofo, a adição ou remoção dessas qualidades possibilitava a transformação de um elemento em outro.



Marcelo Pinheiro

Teoria dos quatro elementos de Aristóteles.

Os filósofos gregos Demócrito (460 a.C. - 370 a.C.) e Leucipo (500 a.C. - 420 a.C.) propuseram que a matéria podia ser dividida em pedaços cada vez menores até um certo limite, ou seja, uma partícula que não mais poderia ser dividida. Eles defendiam o conceito de átomo (do grego *ἄτομος* - que não pode ser dividido) e acreditavam que o universo era constituído por partículas indivisíveis e que estariam em movimento no espaço vazio. Segundo os filósofos, os átomos formavam todos os materiais e eram extremamente pequenos, motivo pelo qual não poderiam ser divididos. Para eles, o átomo era a menor quantidade de matéria existente na natureza.

Havia uma correlação entre os conceitos de átomo e vazio, já que eram a origem de tudo o que existia. O vazio possibilitava o movimento dos átomos. Este movimento era proveniente das colisões entre essas partículas, no entanto as causas das colisões não foram explicadas pelos filósofos da época.

Aristóteles (384-323 a.C.) era contrário a essas ideias, e não admitia a existência do vácuo. Ele considerava que a fonte de conhecimento era o uso dos sentidos o que levou a um abandono das suposições gregas sobre o atomismo, em especial, a teoria atômica proposta por Demócrito e Leucipo. O conceito aristotélico prevaleceu por mais de 2000 anos.

Durante muito tempo prevaleceu a teoria dos quatro elementos, porém os alquimistas desenvolveram vários experimentos que posteriormente possibilitaram a queda dessa teoria e serviram como base para a criação dos modelos de átomos que constituíam a matéria.

No início do século XIX, surgiu a teoria atômica de Dalton com base em resultados experimentais.

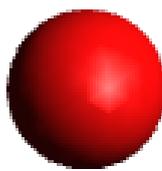
Modelos atômicos

Um modelo científico é uma forma de representar a natureza, a realidade ou algum de seus aspectos, com o objetivo de facilitar a compreensão de alguns fenômenos. Quando um modelo não é capaz de explicar adequadamente um fenômeno, sua reformulação é necessária. A seguir, serão estudados os diferentes modelos de átomos propostos ao longo da história. Tais modelos sofreram modificações com base em resultados experimentais que não eram explicados pelo modelo aceito na época.

Modelo atômico de Dalton

Em 1808, o químico inglês John Dalton (1766-1844) elaborou um modelo de estrutura da matéria que explicava os fenômenos químicos conhecidos.

De acordo com Dalton, a matéria era formada por partículas distintas denominadas átomos e foram caracterizadas como esferas maciças, indivisíveis e indestrutíveis. Essa representação ficou conhecida como “modelo bola de bilhar”.



Marcelo Pinheiro

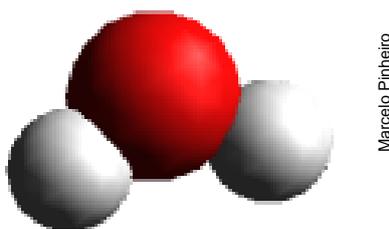
Modelo de um átomo segundo Dalton (cor fantasia).

Segundo Dalton, entre os átomos havia espaços vazios, logo a matéria era descontínua. Seu modelo atômico estava fundamentado nos seguintes postulados:

- Toda matéria é constituída por átomos;
- Há um tipo de átomo para cada elemento;
- Átomos são indivisíveis e não podem ser criados nem destruídos;
- Os átomos de um elemento são idênticos, mas são diferentes dos átomos de outro elemento;
- Transformações químicas consistem de combinações, separação ou rearranjo de átomos;

- Átomos se unem para formar estruturas, como as moléculas, que formam os diferentes tipos de matéria.

Por exemplo, a matéria água é formada por moléculas que podem ser representadas pelo seguinte modelo simplificado:



Modelo de Dalton para a molécula de água (cores fantasia).

Essa representação possui uma esfera central de tamanho maior que as outras duas das extremidades. Cada molécula de água é formada dois átomos de hidrogênio (representados pelas duas esferas menores) e um átomo de oxigênio (representado pela esfera maior).

O modelo atômico de Dalton reinou até 1897. No final do século XIX, sucessivos avanços nas investigações experimentais conduziram a novas interpretações sobre a estrutura do átomo, levando em consideração a relação entre matéria e eletricidade. Com isso o modelo de Dalton sofreu modificações.

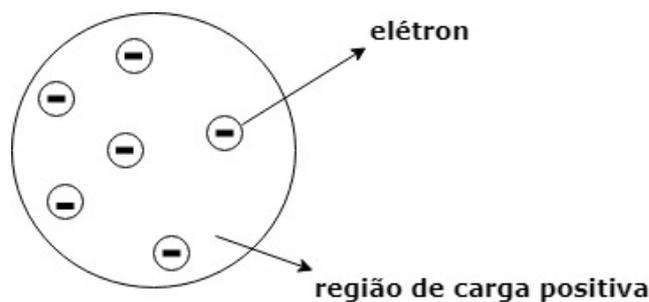
Modelo atômico de Thomson

Experimentos realizados na época mostravam que a matéria tinha uma natureza elétrica, o que não era explicado pelo modelo simplificado de Dalton para os átomos.

O uso de equipamentos denominados tubos de descarga de gás ou tubos de Crookes permitiu a observação de raios (denominados raios catódicos) que surgiram ao se aplicar alta tensão num gás rarefeito. Esses raios eram formados por partículas de massa muito menor que a do átomo e de carga elétrica negativa.

Em 1886, experimentos com tubos de Crookes modificados, levaram o cientista alemão Eugene Goldstein (1850-1930) a verificar que a matéria também continha partículas de carga positiva. Elas foram denominadas **prótons** por Ernest Rutherford em 1904.

Com isso, em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) propôs um novo modelo atômico. Para ele, o átomo era constituído por uma esfera maciça, de carga elétrica positiva e com elétrons em movimento nela dispersos. Esse modelo ficou conhecido por “modelo do pudim de passas”, uma iguaria britânica.



Marcelo Pinheiro

Modelo atômico de Thomson.

Modelo atômico de Rutherford

Em 1896, o físico francês Antoine-Henri Becquerel (1852-1908) descobriu que alguns elementos eram radioativos, ou seja, elementos que emitiam espontaneamente radiação eletromagnética. Ele detectou três tipos de radiação: partícula alfa (α) de carga elétrica positiva e de massa maior do que a partícula detectada por Eugene Goldstein, partícula beta (β) de massa e carga elétrica iguais às do elétron e radiação gama (γ), uma forma de energia.

O casal de cientistas Marie Sklodowska Curie (1867-1934) e Pierre Curie (1859-1906) realizaram diversos experimentos com materiais radioativos e verificaram que a radioatividade era proveniente dos átomos. Em 1903, Becquerel e o casal Curie, compartilharam o prêmio Nobel de Física pela descoberta da radioatividade.

Em 1911, o cientista neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) realizou um experimento que consistia em bombardear uma fina lâmina de ouro com

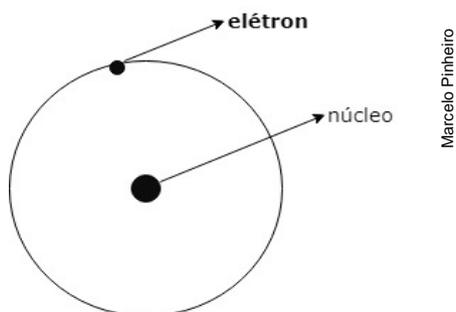
partículas alfas emitidas por átomos radioativos de polônio. Um filme fotográfico detectou que a maioria das partículas alfa passou direto pela lâmina sem sofrer desvios, algumas tiveram desvios em suas trajetórias e algumas poucas voltaram na mesma direção, como se tivessem batido em um obstáculo.

Segundo Rutherford, esses resultados estavam relacionados com a estrutura dos átomos de ouro e que não poderiam ser justificados pelo modelo atômico de Thomson.

Para explicar o retorno de poucas partículas alfa (partículas de carga elétrica positiva) ou o desvio na trajetória de algumas delas, ele propôs que os átomos possuíam um pequeno núcleo (região de maior massa) contendo prótons (partículas de carga positiva). Como partículas de mesma carga elétrica se repelem, as partículas alfa eram desviadas ao se aproximarem do núcleo. Como o núcleo era muito pequeno, poucas partículas alfas retornavam, já que havia uma mínima probabilidade de elas se aproximarem da região central do núcleo.

Como os átomos são neutros eletricamente, Rutherford disse que os elétrons (partículas de carga elétrica negativa) estavam situados na eletrosfera, uma região praticamente vazia e muitas vezes maior que o núcleo, daí o fato de a maioria das partículas alfa terem atravessado a lâmina de ouro, pois os seus átomos tinham enormes espaços vazios.

Este modelo é semelhante ao sistema solar, no qual o Sol representa o núcleo e os elétrons representam os planetas girando ao redor do núcleo em órbitas circulares, portanto é conhecido como “modelo planetário”.



Modelo de Rutherford para o átomo de hidrogênio (fora de escala).

Em 1932, o cientista inglês James Chadwick (1891-1974) realizou experimentos com materiais radioativos e descobriu outra partícula subatômica localizada no núcleo, o nêutron, que não possui carga e tem massa semelhante à do próton. Os nêutrons cumprem a função de evitar a repulsão elétrica entre os prótons, o que destruiria o núcleo.

Como um átomo é eletricamente neutro, o número de prótons é igual ao número de elétrons.

O número de prótons no núcleo de um átomo indica o seu número atômico (Z). O número atômico caracteriza um átomo, ou seja, indica a que elemento químico ele pertence.

Por exemplo, um átomo de número atômico igual a 1 é o átomo do elemento químico hidrogênio (H). Já o átomo de número atômico igual a 79 corresponde ao elemento químico ouro (Au).

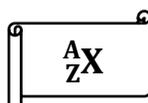
Número de massa (A) é a soma do número de prótons (p) com o número de nêutrons (n).

$$A = p + n$$

Como Z é igual ao número de prótons, podemos também escrever a equação anterior trocando-se “p” por Z:

$$A = Z + n$$

Sendo assim, um átomo pode ser representado da seguinte forma:



Onde X é o símbolo do elemento químico, Z é o número atômico (representado sempre na parte inferior esquerda) e A é o número de massa (representado na parte superior esquerda ou direita).

Por exemplo, um átomo de bromo pode ser representado por: ${}^{80}_{35}\text{Br}$. Para esse átomo, tem-se: Z = 35; A = 80 ; p = 35 prótons; e = 35 elétrons; n = 80 – 35 = 45 nêutrons.

Semelhanças atômicas

Átomos diferentes podem ser semelhantes em relação ao número de prótons (isótopos), ao número de nêutrons (isótonos) ou ao número de massa (isóbaros).

Os **isótopos** são átomos de mesmo número atômico e diferentes números de massas. Muitos átomos possuem isótopos, dentre eles podem ser destacados os isótopos do hidrogênio, ${}^1_1\text{H}$ (prótio), ${}^2_1\text{H}$ (deutério), ${}^3_1\text{H}$ (trítio) e os isótopos do oxigênio ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$. Observe que os isótopos não possuem a mesma quantidade de nêutrons.

Os isótopos de hidrogênio e oxigênio podem realizar diferentes combinações e formar moléculas de água com massas diferentes. Por exemplo, a combinação de dois prótios e 1 isótopo de oxigênio ${}^{16}_8\text{O}$ produz a molécula de água mais leve com 8 nêutrons, já a combinação de 2 trítios e um isótopo ${}^{18}_8\text{O}$ produz a molécula de água mais pesada, com 14 nêutrons.

Os átomos isótopos pertencem ao mesmo **elemento químico**, logo são representados pelo mesmo símbolo e possuem as mesmas propriedades químicas.

Os **isótonos** são átomos com o mesmo número de nêutrons. Seus números atômicos e números de massa são diferentes. Os átomos ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ e ${}^{28}_{14}\text{Si}$ possuem 14 nêutrons cada um, logo são isótonos.

Os **isóbaros** são átomos que apresentam o mesmo número de massa e números atômicos diferentes. Os átomos ${}^{40}_{19}\text{K}$ e ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ têm números de massa iguais a 40, logo são isóbaros.

Íons

Um átomo pode ganhar ou perder elétrons e deixar de ser eletricamente neutro. Quando um átomo perde ou ganha elétrons transforma-se em um íon. O íon pode ser um **cátion** ou um **ânion**, e neste caso o número de prótons **não** é igual ao número de elétrons.

O **cátion** é formado quando o átomo perde um ou mais elétrons. Como o número de prótons é maior do que o número de elétrons, esse íon tem excesso de carga(s) positiva(s), logo o cátion é um átomo carregado positivamente

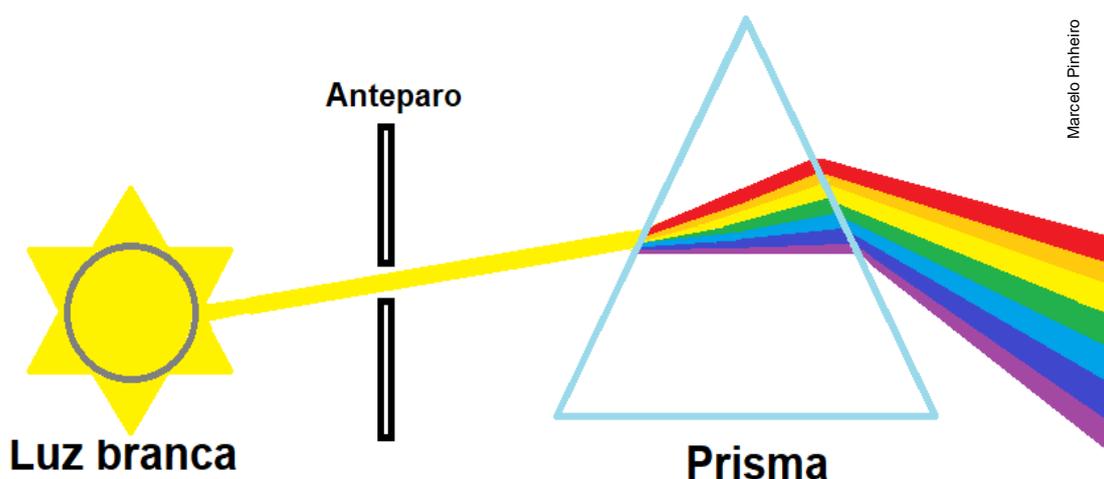
Por exemplo, o ${}_{11}\text{Na}^+$ é um cátion que perdeu 1 elétron, logo possui 11 prótons e 10 elétrons. O ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ é um cátion que perdeu 2 elétrons, logo possui 12 prótons e 10 elétrons. O ${}_{13}\text{Al}^{3+}$ é um cátion que perdeu 3 elétrons, logo possui 13 prótons e 10 elétrons.

O **ânion** é formado quando o átomo ganha um ou mais elétrons. Como o número de elétrons é maior do que o número de prótons, esse íon tem excesso de carga(s) negativa(s), logo o ânion é um átomo carregado negativamente.

Por exemplo, o ${}_{17}\text{Cl}^-$ é um ânion que ganhou 1 elétron, logo ele possui 17 prótons e 18 elétrons. O ${}_{16}\text{S}^{2-}$ é um ânion que ganhou 2 elétrons, logo ele possui 16 prótons e 18 elétrons. O ${}_{15}\text{P}^{3-}$ é um ânion que ganhou 3 elétrons, logo ele possui 15 prótons e 18 elétrons.

Modelo atômico de Bohr

Em 1672, o cientista inglês Isaac Newton (1643-1727) verificou que ao incidir a luz branca sobre um prisma, ela se decompõe em sete cores: violeta, anil(índigo), azul, verde, amarela, alaranjada e vermelha.



Decomposição da luz branca por um prisma.

Em 1860, o químico e físico alemão Robert Wilhelm Eberhard von Bunsen (1811-1899) realizou um procedimento experimental denominado ensaio de chama. Nesse ensaio, submeteu-se ao calor de uma chama gerada por um queimador conhecido como bico de Bunsen, uma amostra de uma substância

que ao ser aquecida emitiu luz colorida, liberada por um elemento químico presente na amostra.

As fotografias a seguir apresentam as cores emitidas por alguns metais no ensaio de chama:



Bário (Ba)
(amarelo esverdeado).



Cálcio (Ca)
(vermelho alaranjado).



Cobre (Cu)
(verde).

Marcelo Pinheiro



Potássio (K)
(violeta).



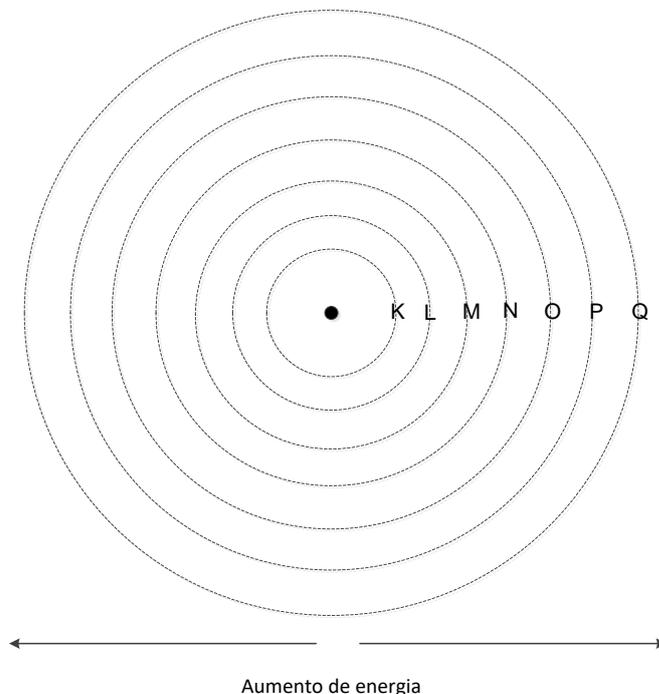
Sódio (Na)
(amarelo).

Marcelo Pinheiro

Cores emitidas por metais no ensaio de chama.

Os resultados dos experimentos de Newton e de Bunsen foram bem esclarecidos com um novo modelo atômico elaborado por Niels Bohr (1885-1962).

Em 1913, Niels Bohr observou os resultados de experimentos envolvendo emissões de luzes coloridas citadas anteriormente e apresentou um novo modelo em que a eletrosfera apresenta 7 camadas eletrônicas ou níveis de energia (K, L, M, N, O, P, Q), que são regiões onde os elétrons podem se movimentar. Não há elétrons entre as camadas. Segundo esse modelo, um elétron deve ter uma quantidade de energia específica (quantum de energia) para estar numa determinada camada, e quanto mais distante o elétron estiver do núcleo, maior é a sua quantidade de energia. Se o elétron não ganhar energia, ele permanece em sua camada. Como esse modelo foi um aprimoramento do modelo de Rutherford, ele foi denominado modelo atômico de Rutherford-Bohr.



Marcelo Pinheiro

Modelo atômico de Rutherford-Bohr.

Se energia externa for fornecida e absorvida pelos elétrons de um átomo, eles podem saltar para camadas posteriores e, ao retornarem para camadas mais internas, eles liberam energia sob a forma de luz (fóton de luz) com uma cor definida ou outra radiação eletromagnética invisível aos nossos olhos (raio X, laser, raio ultravioleta, etc). Os elétrons podem retornar diretamente para suas camadas se origem ou passar por outras camadas, e a quantidade total de energia liberada é que define o tipo de radiação emitida.

Como átomos de elementos químicos diferentes possuem diferentes quantidades de elétrons, num ensaio de chama, um elemento químico apresenta diferentes saltos eletrônicos entre camadas do que outro elemento, emitindo diferentes quantidades de energia. Portanto, cada elemento apresenta uma coloração diferente no teste.

Modelo atômico de Sommerfeld

Segundo resultados experimentais, cada luz colorida gerada em um salto entre camadas podia ser decomposta em diferentes cores. Então, o físico alemão Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (1868 – 1951) explicou este fato ao detalhar que as camadas ou níveis de energia eram divididas em regiões ainda menores denominadas subníveis de energia (s, p, d, f), ou seja, elétrons de uma mesma camada poderiam ter diferentes quantidades de energia, gerando colorações diferentes ao retornarem à região de origem num ensaio de chama.

Os subníveis são formados por orbitais contendo no máximo 2 elétrons em cada orbital. O orbital é uma região da eletrosfera onde é maior a probabilidade de se encontrar um dado elétron. A forma geométrica de um orbital é definida através de complexas equações matemáticas.

Assim, o número máximo de elétrons em cada subnível é:

Subníveis	Número de orbitais	Número máximo de elétrons
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

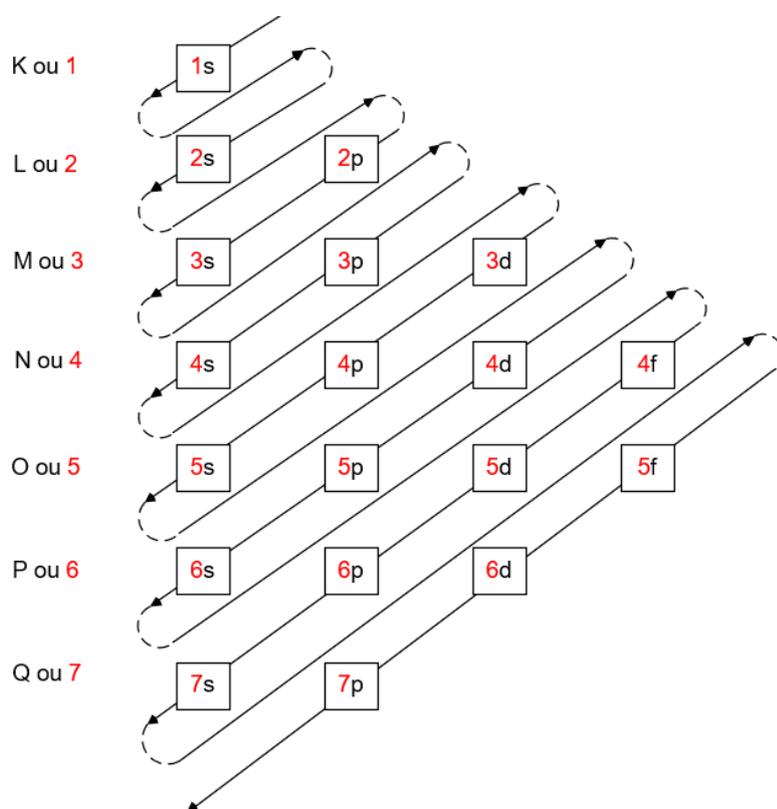
Os subníveis de energia.

Além de se movimentar em torno do núcleo, o elétron também realiza um movimento de rotação em torno de seu próprio eixo. Se em um orbital há dois elétrons, um deles possui rotação (spin) no sentido horário e o outro no sentido anti-horário.

Os elétrons se distribuem na eletrosfera de forma a realizar as órbitas que exijam menor quantidade de energia. O primeiro elétron de um átomo ocupa a órbita do tipo “s” na primeira camada de um átomo (camada K ou nível 1), pois é a região mais próxima do núcleo, uma região de menor energia. Os outros

elétrons se distribuem na eletrosfera segundo a ordem crescente de energia dos subníveis.

A ordem crescente de energia dos subníveis é dada pelo diagrama elaborado por Linus Pauling. Nesse diagrama, o número indica o nível e a letra indica o subnível.



Marcelo Pinheiro

Diagrama de Pauling.

Seguindo a ordem das setas do diagrama, tem-se a ordem crescente de energia dos subníveis de energia:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

A distribuição eletrônica em subníveis de um átomo é realizada, seguindo-se a ordem crescente de energia dos subníveis, colocando-se sobre cada

subnível o número máximo de elétrons do mesmo, até totalizar o número de elétrons do átomo. Para se realizar a distribuição em níveis, basta agrupar os subníveis e contabilizar o número total de elétrons de cada nível. Observe alguns exemplos:

- **Átomo de Lítio (${}_{3}\text{Li}$):**

Como o número atômico do lítio é 3, ele possui 3 prótons e 3 elétrons. Para se distribuir os 3 elétrons nos subníveis de sua eletrosfera, inicia-se pelo subnível de menor energia, o 1s. Nesse subnível pode haver no máximo dois elétrons, que são representados sobrescrevendo o valor 2 ao subnível 1s: $1s^2$. Ainda falta 1 elétron a ser distribuído, então coloca-se mais um elétron no próximo subnível de menor energia: $2s^1$.

Portanto, esse átomo possui 2 elétrons na camada K ($1s^2$) e 1 elétron na camada L($2s^1$).

Distribuição em subníveis: $1s^2 2s^1$

Distribuição em níveis: K = 2 L = 1

O subnível de maior energia do lítio é o $2s^1$, o seu subnível mais externo (mais distante do núcleo) é o $2s^1$, e a sua última camada (conhecida como camada de valência) é a L.

- **Átomo de níquel ($_{28}\text{Ni}$):**

Como o número atômico do níquel é 28, ele possui 28 prótons e 28 elétrons. Para se distribuir os 28 elétrons nos subníveis de sua eletrosfera, inicia-se pelo subnível de menor energia, o 1s. Nesse subnível pode haver no máximo dois elétrons, que são representados sobrescrevendo o valor 2 ao subnível 1s: $1s^2$. Ainda faltam 26 elétrons a serem distribuídos, então colocam-se mais dois elétrons no próximo subnível de menor energia: $2s^2$. O subnível de menor energia seguinte é o 2p, cujo número máximo de elétrons é 6, logo fica $2p^6$. Continua-se a distribuição pelos subníveis 3s, 3p, 4s, 3d, até completar os 28 elétrons do átomo de níquel. Observe que apesar de comportar no máximo dez elétrons, o subnível 3d fica com apenas 8 elétrons.

Portanto, esse átomo possui 2 elétrons na camada K ($1s^2$), 8 elétrons na camada L ($2s^2 2p^6$), 16 elétrons na camada M ($3s^2 3p^6 3d^8$) e 2 elétrons na camada N ($4s^2$).

Distribuição em subníveis: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

Distribuição em níveis: K = 2 L = 8 M = 16 N = 2

O subnível de maior energia do níquel é o $3d^8$, o seu subnível mais externo (mais distante do núcleo) é o $4s^2$, e a sua última camada (conhecida como camada de valência) é a N.

- **Átomo de Plutônio (${}_{94}\text{Pu}$):**

O plutônio possui número atômico igual a 94, logo ele possui 94 prótons e 94 elétrons. Para se distribuir os 94 elétrons, utilizam-se os mesmos procedimentos explicados para os átomos de lítio e ferro, lembrando-se que podem ser colocados no máximo 10 elétrons no subnível “d” e no máximo 14 elétrons no subnível “f”.

Distribuição em subníveis: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^6$

Distribuição em níveis: K = 2 L = 8 M = 18 N = 32 O = 22 P = 10 Q = 2

O subnível de maior energia do plutônio é o $5f^6$, o seu subnível mais externo (mais distante do núcleo) é o $7s^2$, e a sua última camada (conhecida como camada de valência) é a Q.

Estudo do núcleo atômico

Radioatividade

Conforme vimos anteriormente, o físico francês Antoine-Henri Becquerel (1852-1908) começou a estudar os fenômenos radioativos em 1896, em virtude

da descoberta dos raios-X pelo físico alemão Wilhelm Konrad Röntgen (1845-1923), ao trabalhar com as ampolas de Crookes.

Becquerel queria testar se materiais fosforescentes (aqueles que emitem luz visível após absorver energia de outra fonte, e que continuam liberando luz por algum tempo mesmo após cessar a emissão da outra fonte) e fluorescentes (aqueles que só emitem luz visível enquanto a outra fonte estiver ligada) liberavam raios-X. Ao trabalhar com amostras de um minério de urânio, ele verificou que o material emitia uma radiação que impressionava filmes fotográficos e a imagem formada do material era bastante nítida, diferente da imagem gerada por raios-X.

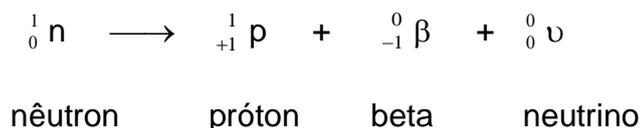
Marie Sklodowska Curie (1867-1934) e Pierre Curie (1859-1906) descobriram que essas emissões radioativas eram provenientes do metal urânio.

A radioatividade é um fenômeno que ocorre com certos isótopos cujos núcleos não são estáveis. Em virtude dessa instabilidade, eles sofrem uma transformação ou desintegração espontânea, ou podem sofrer uma desintegração provocada pelo bombardeio com partículas ou radiação eletromagnética. Num fenômeno radioativo, ocorre a emissão de um ou mais tipos de radiação, como partículas alfa, beta, raios gama, etc.

A radiação alfa ou partícula alfa é representada por ${}^4_2\alpha$, tem pouco poder de penetração na matéria e pode ser detida por uma simples folha de papel. Esta

partícula possui carga elétrica positiva, pois é constituída de 2 prótons e 2 nêutrons.

A radiação beta ou partícula beta é representada por ${}_{-1}^0\beta$, atravessa uma folha de papel, mas não atravessa uma fina lâmina metálica. Esta partícula é resultante da desintegração de um nêutron produzindo um próton, uma partícula beta e uma outra radiação chamada neutrino. Esse fenômeno é representado pela seguinte equação:



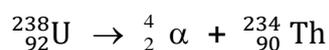
A radiação gama é uma onda eletromagnética representada por ${}^0_0\gamma$, atravessa lâminas metálicas e só é detida por uma espessa camada de chumbo ou de concreto.

As emissões radioativas são perigosíssimas em quantidades elevadas, pois podem provocar a destruição das células dos tecidos. A radiação gama é a mais penetrante, podendo ser letal, porém é utilizada no tratamento de câncer, pois é a única que chega a atingir as células dos tecidos.

Uma reação nuclear libera muito mais energia do que as reações químicas, sendo muito mais difícil de ser controlada, pois as partículas do núcleo estão unidas por grande quantidade de energia.

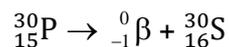
Quando um átomo emite uma partícula alfa, o seu número atômico decresce de duas unidades e seu número de massa decresce de quatro unidades.

Exemplo:



Quando um átomo emite uma partícula beta, o seu número atômico cresce de uma unidade e seu número de massa permanece constante.

Exemplo:



Em ambos os processos (emissão de partículas alfa ou beta) ocorre a emissão de raios γ .

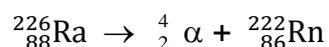
Quando núcleos atômicos emitem energia na forma de raios X ou raios γ , não há alteração da massa ou da carga destes núcleos.

Ao emitir uma partícula alfa ou beta, o átomo sofre uma alteração no seu número de prótons, isto é, passa a pertencer a outro elemento químico. Essa transformação é denominada de **transmutação**, que pode ser natural ou artificial.

Transmutação

A **transmutação natural** ocorre por emissão espontânea de radiações ou partículas por parte do núcleo.

Exemplo:



A **transmutação artificial** ocorre quando núcleos são bombardeados por partículas subatômicas ou radiação eletromagnética.

Em 1919, Ernest Rutherford realizou esse fenômeno pela primeira vez ao bombardear partículas alfa emitidas pelo elemento radioativo polônio contra isótopos de nitrogênio de número de massa 14 (nitrogênio-14):



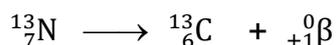
Em 1932, James Chadwick (1891-1974) descobriu os nêutrons ao bombardear um isótopo do berílio com partículas alfa:



Ele também lançou partículas alfa sobre átomos de boro e obteve o primeiro radioisótopo artificial, o nitrogênio-13 (${}_{7}^{13}\text{N}$):



Esse isótopo artificial do nitrogênio sofre transmutação natural e se transforma no carbono-13 (${}^{13}_6\text{C}$) de acordo com a reação:

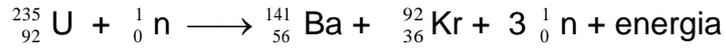


O pósitron (${}^0_{+1}\beta$) é uma partícula com a mesma massa do elétron, porém possui carga elétrica positiva.

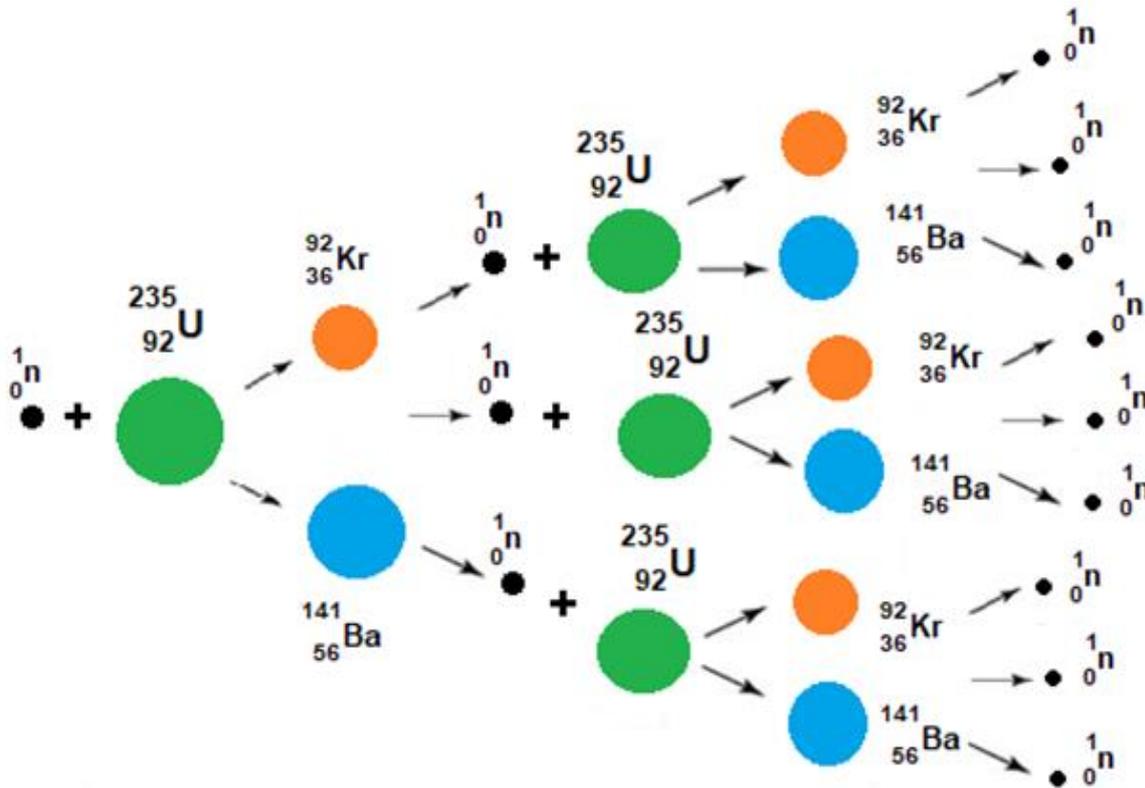
Fissão nuclear

Geralmente os minérios de urânio contêm vários óxidos desse elemento, tais como U_3O_8 , UO_2 , UO_3 . A extração do urânio desses óxidos para os processos de fissão nuclear é complexa, pois o urânio encontrado na natureza é uma mistura de 99,3% de ${}^{238}\text{U}$ e 0,7 % de ${}^{235}\text{U}$. Somente o ${}^{235}\text{U}$ é fissionável, então para se separar o urânio-235 utilizado em reatores e bombas atômicas, realiza-se um processo denominado enriquecimento do urânio, obtendo-se misturas com até 98% de urânio-235.

A reação nuclear de fissão consiste na captura de um nêutron por um núcleo de grande massa que se divide em outros dois núcleos menores, liberando nêutrons, radiação gama e enorme quantidade de energia térmica. Como exemplo, tem-se a fissão do urânio-235, segundo a equação:



Os nêutrons liberados podem ser capturados por outros átomos, dando prosseguimento a uma série de reações em cadeia:



Fusão do urânio-235.

Este processo de fissão é empregado em bombas atômicas cujas explosões provocam reações em que não se consegue controlar.

A bomba de nêutrons é uma bomba atômica menor e mais fraca, mas que provoca uma emissão muito grande de radiações e nêutrons, mortais para os seres vivos. Ao final da explosão dessa bomba, há uma sobra muito pequena de radiação, possibilitando uma rápida ocupação do local bombardeado.

O processo de fissão nuclear também é empregado no funcionamento dos reatores nas usinas nucleares onde a reação é controlada. Num reator nuclear, a energia gerada na fissão provoca a vaporização de uma grande quantidade de água. O vapor produzido movimenta uma turbina que produz energia elétrica. Esse vapor segue para um condensador e a água líquida retorna para o reator. O condensador utiliza água proveniente de um rio, lago ou oceano para condensar o vapor d'água gerado pelo reator. Ocorre que a água que circula pelo condensador retorna para o corpo receptor com temperatura elevada o que causa a morte de seres aquáticos.

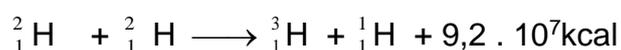
Diferente da bomba atômica, no reator nuclear há um sistema de controle para evitar que os nêutrons liberados no processo de fissão ataquem muitos átomos de urânio ao mesmo tempo.

Além do aquecimento da água do corpo receptor, o que causa prejuízos ambientais, o processo também gera lixo radioativo, ou seja, elementos radioativos formados pela fissão que não são reaproveitados.

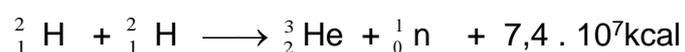
Fusão nuclear

A fusão nuclear consiste na formação de um núcleo mais pesado a partir de núcleos mais leves, liberando enorme quantidade de energia, que é muito maior que a liberada pela fissão nuclear.

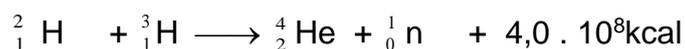
Na bomba de hidrogênio (bomba H) pode ocorrer a reação entre dois núcleos de deutério produzindo trítio, hidrogênio e liberando $9,2 \cdot 10^7$ quilocalorias ($9,2 \cdot 10^7 \text{kcal}$) de energia:



A fusão entre dois núcleos de deutério também pode produzir hélio-3, liberando nêutron e $7,4 \cdot 10^7 \text{kcal}$ de energia:



Outra reação possível é a fusão entre um núcleo de deutério e outro de trítio, formando hélio-4, liberando nêutron e $4,0 \cdot 10^8 \text{kcal}$ de energia:

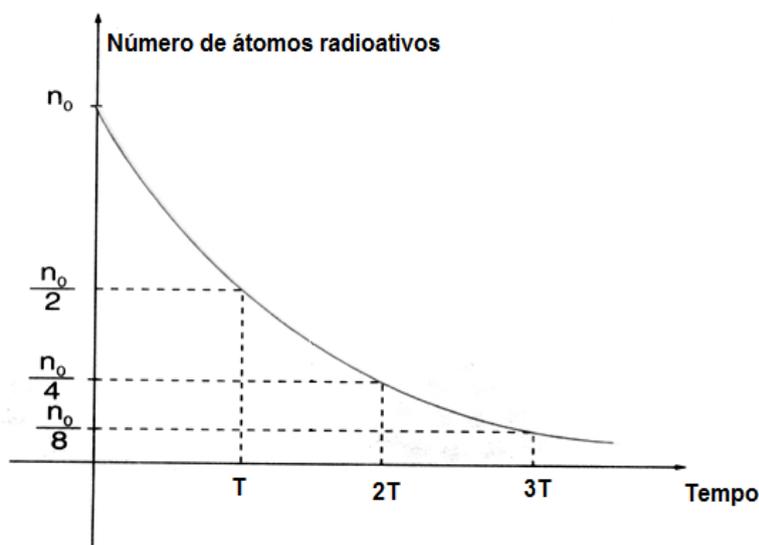


A fusão nuclear só ocorre em elevadas temperaturas, devendo-se explodir previamente uma bomba atômica para fornecer a energia necessária para iniciar esse processo.

Meia-vida

Com o tempo, uma amostra contendo isótopos radioativos vai perdendo sua atividade e o intervalo de tempo necessário para que ela perca metade de sua atividade por desintegração é denominado meia-vida, representada por T . Esta é uma propriedade característica de cada radioisótopo.

Observe uma curva de decaimento radioativo ou curva de desintegração radioativa de um radioisótopo genérico:



Marcelo Pinheiro

Curva de desintegração radioativa.

Observe que no instante $t = 0$ há n_0 átomos radioativos. Após passar uma meia-vida ($1T$), a quantidade de átomos radioativos se reduz a metade, ou seja, $n_0/2$ que é igual a $n_0/2^1$. Após duas meias-vidas, a quantidade de átomos radioativos passa a ser $n_0/4$ ou $n_0/2^2$ e assim em diante. Após a passagem de “ x ” meias-vidas, o número de átomos radioativos passa a ser $n_0/2^x$.

Observe que o número “x” de meias vidas é igual ao tempo decorrido (t) dividido pela meia vida (T):

$$x = \frac{t}{T}$$

Após o tempo $t = xT$, o número de átomos radioativos será:

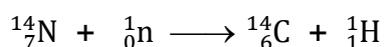
$$n = \frac{n_0}{2^x}$$

Ao invés de número de átomos, pode-se usar também na fórmula o valor da massa.

Datação por carbono-14

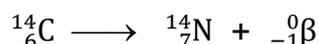
Uma das técnicas conhecidas para se conhecer a idade de fósseis é a determinação da quantidade de isótopo de carbono de número de massa 14 (^{14}C ou carbono -14) presente no material a ser analisado.

Nas camadas superiores da atmosfera, há isótopos de nitrogênio-14 (^{14}N). Tais isótopos, ao serem bombardeados por nêutrons cósmicos, sofrem uma transmutação, produzindo o ^{14}C segundo a equação:



Os seres vivos absorvem o ^{14}C através da alimentação ou do gás carbônico. Como a velocidade de formação de ^{14}C na atmosfera é igual à sua velocidade de desintegração, sua concentração fica em cerca de 10 partes por bilhão (10 ppb) nos seres vivos e no planeta. Isso significa que a cada 1 bilhão de átomos, 10 são de carbono-14.

Quando ocorre a morte, o fóssil não absorve mais carbono-14, ocorrendo apenas a sua desintegração, conforme a equação:



A meia vida desse radioisótopo é de 5730 anos, então sabendo-se a concentração de carbono-14 em um fóssil pode-se calcular o quanto tempo se passou para uma diminuição de 10ppb para o valor determinado.

Aplicações da radioatividade

Os fenômenos radioativos ocorrem em nosso dia-a-dia através de fontes naturais ou artificiais de radiação. Eles estão presentes na luz solar, nos rios cósmicos, na televisão, no telefone celular, na alimentação, etc. Desde que a radioatividade foi descoberta, diversas aplicações tem sido efetuadas com o uso dos conhecimentos adquiridos.

Na indústria, ela é utilizada para controle da produção, determinação de vazamentos em oleodutos e tubulações, detecção de trincas e corrosões, na produção de energia elétrica numa usina nuclear, etc.

A radioatividade tem sido utilizada na área médica para tratamento de câncer através da radioterapia, esterilização de materiais hospitalares, mapeamento de órgãos, obtenção de raio-X, etc.

Nas práticas agrícolas, diversos alimentos também são submetidos à radiação para eliminação de microrganismos e aumentando o tempo de conservação. A radiação também é utilizada para controle de pragas.

A determinação da idade de fósseis, documentos, pode ser determinada pela datação pelo carbono-14, uma aplicação importante nas áreas de Geologia, História e Arqueologia.

Materiais radioativos denominados traçadores são usados para análise de reações químicas e bioquímicas.

Conhecimentos sobre emissões radioativas possibilitam a construção de armamentos nucleares para fins militares.

Problemas ambientais provocados pela radioatividade

Poluição radioativa é o aumento dos níveis naturais de radiação acarretados pela utilização de substâncias radioativas naturais ou artificiais. Dependendo da quantidade emitida, ela pode causar sérios problemas à saúde dos seres vivos. Uma grande exposição à radiação pode afetar órgãos do corpo dos seres humanos, provocando queda de cabelo, lesões, tumores, mutações genéticas, leucemia, diminuição da expectativa de vida, etc.

A poluição radioativa é resultado da aplicação de materiais radioativos nas indústrias, na medicina, em testes nucleares, na agricultura, na obtenção de energia elétrica, em acidentes radiológicos e nucleares.

As usinas nucleares representam uma fonte poderosa de energia elétrica. Elas não necessitam de características geográficas específicas ou áreas extensas, como as usinas hidrelétricas. Tais usinas não liberam os gases responsáveis pelo aumento do efeito estufa, como as termelétricas. Apesar dessas vantagens, elas produzem lixo nuclear, que por enquanto não há solução para um destino adequado.

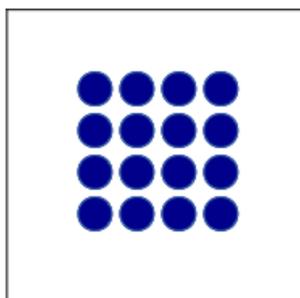
São muitas as fontes de energia utilizadas pelo homem, tanto sustentáveis quanto poluentes, e o uso da energia nuclear ainda gera muitas discussões. Ao mesmo tempo que se apresenta com diversas aplicações importantes, ela tem gerado lixo radioativo, acidentes de grandes proporções causando mortes, deformações e problemas de saúde, como em Chernobyl

(Ucrânia) em 1986, Goiânia (Brasil) em 1987 e em Fukushima (Japão) em 2011, além do seu uso em armamentos nucleares. Por isso, há no mundo pessoas favoráveis e contra a utilização da energia nuclear.

Estados físicos da matéria

Em nosso planeta, a matéria pode ser observada em três estados físicos principais: sólido, líquido, gasoso.

No **estado sólido**, a matéria possui forma e volume fixos e constantes. Suas partículas constituintes estão unidas por forças de atração e por esse motivo se mantêm organizadas e próximas.



Marcelo Pinheiro

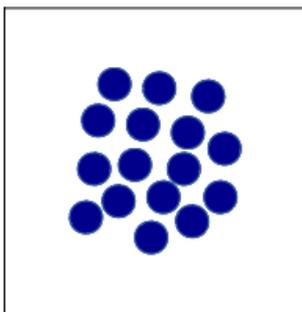
Representação das partículas de um material no estado sólido.

Apesar de o vidro parecer um material sólido, ele é considerado um líquido resfriado, pois as partículas que formam o vidro não estão organizadas de acordo com a classificação de um sólido.

No **estado líquido**, a matéria possui somente volume fixo e constante, já a forma depende do recipiente onde é colocado. Apesar de haver forças de

atração entre as partículas constituintes, elas estão mais desorganizadas e um pouco mais afastadas. Como essas forças de atração têm menor intensidade do que no estado sólido, as partículas do líquido podem rolar umas sobre as outras, o que confere ao líquido a sua capacidade de escorrer.

Nesse estado, as partículas possuem maior quantidade de energia do que no estado sólido.

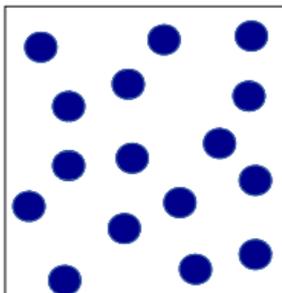


Marcelo Pinheiro

Representação das partículas de um material no estado líquido.

No **estado gasoso**, a matéria possui forma e volume variáveis. Neste estado, são raras as forças de atração entre as partículas constituintes, por isso elas se movimentam livremente, tendem a ficar afastadas e não apresentam nenhuma organização.

No estado gasoso, as partículas possuem maior quantidade de energia do que nos estados sólido e líquido.



Marcelo Pinheiro

Representação das partículas de um material no estado gasoso.

Curiosidade

O quarto estado físico da matéria é denominado plasma. Ele começou a ser estudado em 1830 por Michael Faraday (1791-1867) e, em 1927, recebeu a denominação de plasma por Irving Langmuir (1881-1957). Nesse estado, os elétrons estão separados de seus átomos, devido à elevada temperatura. O plasma é o estado de um gás ionizado, mas no conjunto ele é eletricamente neutro, pois possui a mesma quantidade de partículas positivas e negativas.

O plasma é encontrado naturalmente no sol e nas estrelas.

Mudanças de estados físicos

Um determinado tipo de matéria pode sofrer modificação em seu estado físico quando há alterações na forma como suas partículas (moléculas) estão agregadas. Essa alteração pode ocorrer através de variações de temperatura ou pressão.

Temperatura é a medida do estado de agitação das partículas de um material. Quanto maior a agitação das partículas, maior é a temperatura. O termômetro é utilizado para se medir a temperatura de um material. Tal medida pode ser feita em diferentes escalas. Neste livro, serão utilizadas apenas as escalas Celsius(°C) e Kelvin (K). A relação entre elas é a seguinte:

$$T_K = T_C + 273$$

T_K = temperatura em Kelvin(K).

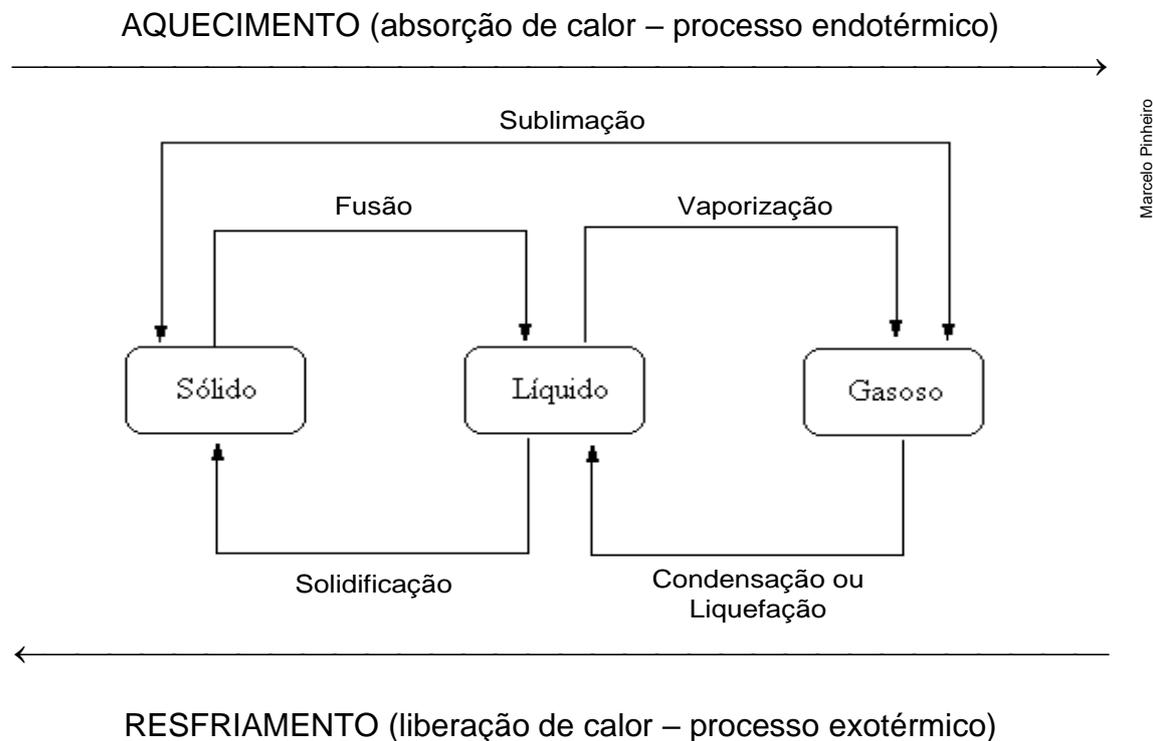
T_C = temperatura em graus Celsius ($^{\circ}C$).

Pressão é a razão entre a força aplicada perpendicularmente numa superfície e a área dessa superfície. O ar atmosférico exerce pressão sobre os corpos, e ao nível do mar esse valor é definido como 1 atmosfera (1 atm). Numa altitude maior que o nível do mar, há menor quantidade de ar, logo a pressão do ar ou pressão atmosférica diminui.

Um recipiente cheio de mercúrio (Hg) até uma altura de 76cm ou 760 mm, também exerce uma pressão de 1 atm, logo podemos dizer que 1 atm = 760 mm de Hg.

Considerando apenas a variação de temperatura, há processos que ocorrem com absorção de calor, sendo classificados como **processos endotérmicos** e processos que ocorrem com liberação de calor, classificados como **processos exotérmicos**. Para se transformar a matéria do estado sólido para o líquido, ou do estado líquido para o gasoso, ou diretamente do estado sólido para o gasoso, deve-se realizar um aquecimento da matéria para ela absorver calor (processo endotérmico). Ao contrário, para se transformar a matéria do estado gasoso para o líquido, ou do estado líquido para o sólido, ou diretamente do estado gasoso para o sólido, deve-se realizar um resfriamento da matéria para ela liberar calor (processo exotérmico).

A figura a seguir apresenta os nomes das mudanças de estados físicos.



Mudanças de estados físicos da matéria.

A **fusão** ocorre quando um material sólido passa para o estado líquido ao ser aquecido. Por exemplo, o gelo derrete ao ser exposto ao calor ambiente.

A **solidificação** ocorre quando um líquido retorna para o estado sólido ao ser resfriado. Por exemplo, a água se transforma em gelo ao ser colocada num congelador.

A **vaporização** ocorre quando um líquido passa para o estado gasoso ao ser aquecido, produzindo **vapor**. A vaporização pode ser lenta, ocorrendo na superfície livre do líquido, e é denominada **evaporação**. É o caso da água de uma roupa molhada passando lentamente para o estado gasoso ao ser exposta

ao sol. Se a vaporização for rápida, ocorrendo em toda a massa líquida, tem-se a **ebulição**. Por exemplo, quando a água está em ebulição ao ser aquecida no fogão, observa-se um borbulhamento em todo o líquido. Um terceiro caso de vaporização é a **calefação**, também conhecida como vaporização instantânea. Nesse caso, a massa líquida entra em contato com uma superfície demasiadamente quente, o que provoca a passagem instantânea de toda a massa líquida para o estado gasoso. Isso ocorre quando, por exemplo, uma gota d'água é colocada sobre uma chapa metálica bastante aquecida.

A **liquefação ou condensação** ocorre quando um material no estado gasoso passa para o estado líquido ao ser resfriado. Um exemplo comum ao amanhecer é a presença de gotículas de água (orvalho) sobre uma folha de árvore ou vidro de um carro. O vapor d'água presente na atmosfera passa para o estado líquido ao entrar em contato com a superfície fria.

A **sublimação** ocorre quando um sólido passa diretamente para o estado gasoso sem se transformar em líquido ao ser aquecido ou ao contrário, quando um material no estado gasoso passa diretamente para o estado sólido ao ser resfriado. O gelo seco e a naftalina sofrem sublimação em condições ambientes. O iodo sublima ao sofrer um leve aquecimento.

Propriedades específicas da matéria

Propriedades específicas da matéria são características que permitem distinguir um tipo de matéria de outro. Dentre elas, podemos citar a densidade, a temperatura de fusão e a temperatura de ebulição.

Densidade

Quando num recipiente há dois líquidos que não se misturam, como água e azeite, observa-se que o azeite fica sobre a água. Isso ocorre devido a uma propriedade dos materiais denominada densidade. O azeite flutua na água porque ele é menos denso que ela.

A **densidade** é uma grandeza que relaciona a massa e o volume de um material. Assim, dividindo-se a massa (em gramas) pelo volume (em mililitros, centímetros cúbicos ou litros) ocupado por um material, tem-se o valor da sua densidade.

$$d = \frac{\text{massa (m)}}{\text{volume (V)}}$$

Normalmente, a densidade (d) é dada em g/mL, g/cm³ ou g/L.

Quanto maior o volume de um material, mantendo-se a massa constante, menor é a sua densidade. Por exemplo, como o volume pode variar com a

temperatura, a densidade de um determinado material depende da sua temperatura. Geralmente, o aumento de temperatura de um material provoca um aumento de volume, conseqüentemente ocorre uma diminuição da densidade. Isso não acontece com a água entre 0°C e 4°C, pois a 4°C sua densidade é maior do que a 0°C. Isso ocorre porque as moléculas de água a 0°C estão em uma organização que deixa espaços maiores (volume maior) entre elas, mesmo estando em temperatura mais baixa. A densidade da água a 4 °C é igual a 1,0g/cm³.

Por outro lado, quanto maior a massa de um material, mantendo-se o volume constante maior é o valor da densidade. Por exemplo, 1 litro de água do mar é mais denso que 1 litro de água pura, pois a água do mar contém mais massa dissolvida.

Se um material não se dissolve em água e é mais denso que ela, ele afunda ao ser colocado sobre esse líquido. Por exemplo, objetos feitos de alumínio ($d = 2,7\text{g/cm}^3$), chumbo ($d=11,35\text{g/cm}^3$) e cobre ($d=8,93\text{g/cm}^3$) afundam na água.

Temperatura de fusão

Quando aquecemos um sólido a uma determinada pressão, ele derrete a uma temperatura denominada **temperatura de fusão** (TF) ou **ponto de fusão** (PF).

A **temperatura de fusão** é a temperatura que um sólido passa para o estado líquido sob determinada pressão. O gelo sofre fusão à 0°C sob 1atm de pressão.

Quando o líquido é resfriado, ele inicia a passagem para o estado sólido (solidificação) na mesma temperatura em que ocorreu a fusão. Portanto, a temperatura de solidificação é igual à temperatura de fusão.

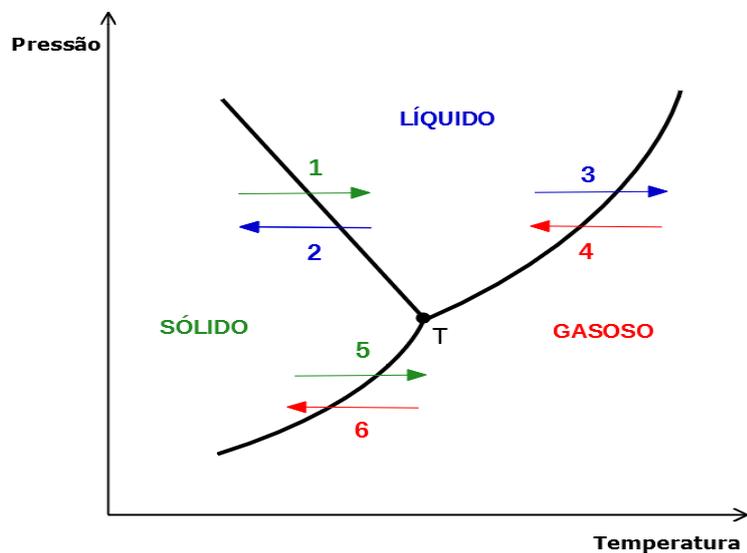
Temperatura de ebulição

Quando aquecemos um líquido a uma determinada pressão, ele entra em ebulição a uma temperatura denominada **temperatura de ebulição** (TE) ou **ponto de ebulição** (PE).

A **temperatura de ebulição** é a temperatura que um líquido passa para o estado gasoso sob determinada pressão, formando vapor. Quanto menor a pressão exercida sobre um líquido, menor é sua temperatura de ebulição. A água pura sofre ebulição à 100°C sob pressão de 1 atm.

Quando o vapor é resfriado, ele retorna ao estado líquido (condensação ou liquefação) na mesma temperatura que sofreu a ebulição. Portanto, a temperatura de liquefação é igual à temperatura de ebulição.

A relação entre a pressão exercida sobre uma substância e suas mudanças de estado físico pode ser verificada através do seu diagrama de fases. O diagrama de fases da água está esquematizado a seguir:



Marcelo Pinheiro

Diagrama de fases da água.

A transformação “1” é a fusão, ou seja, o aumento da temperatura em determinado valor de pressão, provoca a transformação do sólido em líquido. Sabendo-se a pressão exercida, pode-se verificar a temperatura de fusão correspondente.

A transformação “2” é a solidificação, ou seja, uma redução de temperatura em determinado valor de pressão provoca a transformação do líquido em sólido.

Da mesma forma a transformação “3” é a vaporização, pois o aumento da temperatura acarreta a passagem do líquido para o estado gasoso. Sabendo-se a pressão exercida, pode-se verificar a temperatura de ebulição correspondente.

A transformação “4” é a liquefação, ou seja, um resfriamento em determinado valor de pressão provoca a passagem do estado gasoso para o estado líquido.

As transformações “5” e “6” são denominadas sublimação, que é a passagem direta do estado sólido para gasoso ou vice-versa.

O gráfico informa que também se pode realizar uma mudança de estado físico apenas modificando a pressão, sem haver alteração na temperatura.

O ponto **T** é o denominado **ponto triplo**. Nesse ponto é possível ter a substância nos três estados físicos num mesmo recipiente e em equilíbrio.

Atenção!

Vapor não possui o mesmo conceito que gás, apesar de ambos estarem no estado gasoso. O **vapor** de uma substância pode ser transformado em líquido aumentando-se a pressão ou diminuindo-se a temperatura. Entretanto, para um **gás** sofrer liquefação, deve-se realizar duas modificações, ou seja, aumentar a pressão e diminuir a temperatura.

Por isso, se diz vapor d'água, gás carbônico, gás oxigênio, etc.

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 3

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no site do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2017) Um fato corriqueiro ao se cozinhar arroz é o derramamento de parte da água de cozimento sobre a chama azul do fogo, mudando-a para uma chama amarela. Essa mudança de cor pode suscitar interpretações diversas, relacionadas às substâncias presentes na água de cozimento. Além do sal de cozinha (NaCl) nela se encontram carboidratos, proteínas e sais minerais.

Cientificamente, sabe-se que essa mudança de cor da chama ocorre pela

- A) reação do gás de cozinha com o sal, volatilizando gás cloro.
- B) emissão de fótons pelo sódio, excitado por causa da chama.
- C) produção de derivado amarelo, pela reação com o carboidrato.
- D) reação do gás de cozinha com a água, formando gás hidrogênio.
- E) excitação das moléculas de proteínas, com formação de luz amarela.

2. (Enem 2001) Considere os seguintes acontecimentos ocorridos no Brasil:

- Goiás, 1987 - Um equipamento contendo césio radioativo, utilizado em medicina nuclear, foi encontrado em um depósito de sucatas e aberto por pessoa que desconhecia o seu conteúdo. Resultado: mortes e consequências ambientais sentidas até hoje.
- Distrito Federal, 1999 - Cilindros contendo cloro, gás bactericida utilizado em tratamento de água, encontrados em um depósito de sucatas, foram abertos

por pessoa que desconhecia o seu conteúdo. Resultado: mortes, intoxicações e consequências ambientais sentidas por várias horas.

Para evitar que novos acontecimentos dessa natureza venham a ocorrer, foram feitas as seguintes propostas para a atuação do Estado:

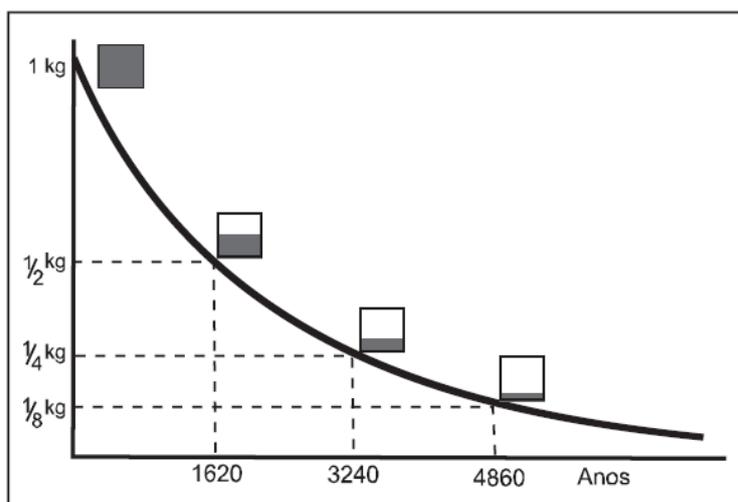
- I. Proibir o uso de materiais radioativos e gases tóxicos.
- II. Controlar rigorosamente a compra, uso e destino de materiais radioativos e de recipientes contendo gases tóxicos.
- III. Instruir usuários sobre a utilização e descarte destes materiais.
- IV. Realizar campanhas de esclarecimentos à população sobre os riscos da radiação e da toxicidade de determinadas substâncias.

Dessas propostas, são adequadas apenas

- A) I e II.
- B) I e III.
- C) II e III.
- D) I, III e IV.
- E) II, III e IV.

3. (Enem 2009) O lixo radioativo ou nuclear é resultado da manipulação de materiais radioativos, utilizados hoje na agricultura, na indústria, na medicina, em pesquisas científicas, na produção de energia etc. Embora a radioatividade se reduza com o tempo, o processo de decaimento radioativo de alguns materiais pode levar milhões de anos. Por isso, existe a necessidade de se fazer um

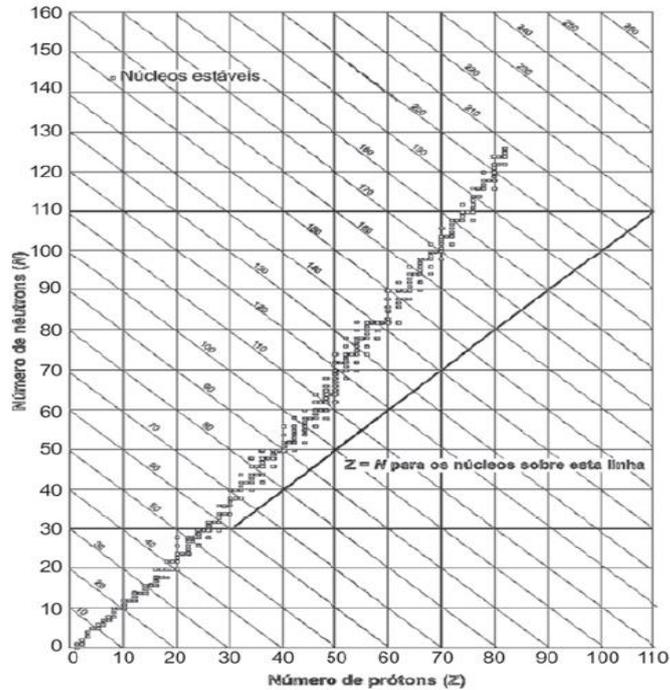
descarte adequado e controlado de resíduos dessa natureza. A taxa de decaimento radioativo é medida em termos de um tempo característico, chamado meia-vida, que é o tempo necessário para que uma amostra perca metade de sua radioatividade original. O gráfico seguinte representa a taxa de decaimento radioativo do rádio-226, elemento químico pertencente à família dos metais alcalinos terrosos e que foi utilizado durante muito tempo na medicina.



As informações fornecidas mostram que

- A) quanto maior é a meia-vida de uma substância mais rápido ela se desintegra.
- B) apenas $\frac{1}{8}$ de uma amostra de rádio-226 terá decaído ao final de 4.860 anos.
- C) metade da quantidade original de rádio-226, ao final de 3.240 anos, ainda estará por decair.
- D) restará menos de 1 % de rádio-226 em qualquer amostra dessa substância após decorridas 3 meias-vidas.
- E) a amostra de rádio-226 diminui a sua quantidade pela metade a cada intervalo de 1.620 anos devido à desintegração radioativa.

4. (Enem 2009) Os núcleos dos átomos são constituídos de prótons e nêutrons, sendo ambos os principais responsáveis pela sua massa. Nota-se que, na maioria dos núcleos, essas partículas não estão presentes na mesma proporção. O gráfico mostra a quantidade de nêutrons (N) em função da quantidade de prótons (Z) para os núcleos estáveis conhecidos.



KAPLAN, I. Física Nuclear. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1978 (adaptado).

O antimônio é um elemento químico que possui 50 prótons e possui vários isótopos — átomos que só se diferem pelo número de nêutrons. De acordo com o gráfico, os isótopos estáveis do antimônio possuem

- A) entre 12 e 24 nêutrons a menos que o número de prótons.
- B) exatamente o mesmo número de prótons e nêutrons.
- C) entre 0 e 12 nêutrons a mais que o número de prótons.
- D) entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons.
- E) entre 0 e 12 nêutrons a menos que o número de prótons.

5. (Enem 2012) A falta de conhecimento em relação ao que vem a ser um material radioativo e quais os efeitos, consequências e usos da irradiação pode gerar o medo e a tomada de decisões equivocadas, como a apresentada no exemplo a seguir.

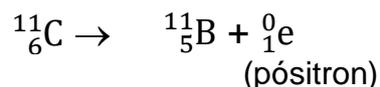
“Uma companhia aérea negou-se a transportar material médico por este portar um certificado de esterilização por irradiação”.

(Física na Escola, v. 8, n. 2, 2007 (adaptado).)

A decisão tomada pela companhia é equivocada, pois

- A) o material é incapaz de acumular radiação, não se tornando radioativo por ter sido irradiado.
- B) a utilização de uma embalagem é suficiente para bloquear a radiação emitida pelo material.
- C) a contaminação radioativa do material não se prolifera da mesma forma que as infecções por microrganismos.
- D) o material irradiado emite radiação de intensidade abaixo daquela que ofereceria risco à saúde.
- E) o intervalo de tempo após a esterilização é suficiente para que o material não emita mais radiação.

6. (Enem 2013) Glicose marcada com núclídeos de carbono-11 é utilizada na medicina para se obter imagens tridimensionais do cérebro, por meio de tomografia de emissão de pósitrons. A desintegração do carbono-11 gera um pósitron, com tempo de meia-vida de 20,4 min, de acordo com a equação da reação nuclear:



A partir da injeção de glicose marcada com esse nuclídeo, o tempo de aquisição de uma imagem de tomografia é cinco meias-vidas.

Considerando que o medicamento contém 1,00 g do carbono-11, a massa, em miligramas, do nuclídeo restante, após a aquisição da imagem, é mais próxima de

- A) 0,200.
- B) 0,969.
- C) 9,80.
- D) 31,3.
- E) 200.

7. (Enem 2015) A bomba

reduz neutros e neutrinos, e abana-se com o leque da
reação em cadeia.

(ANDRADE C. D. *Poesia completa e prosa*. Rio de Janeiro. Aguilar, 1973 (fragmento).)

Nesse fragmento de poema, o autor refere-se à bomba atômica de urânio. Essa reação é dita “em cadeia” porque na

- A) fissão do ${}^{235}\text{U}$ ocorre liberação de grande quantidade de calor, que dá continuidade à reação.
- B) fissão de ${}^{235}\text{U}$ ocorre liberação de energia, que vai desintegrando o isótopo ${}^{238}\text{U}$ enriquecendo-o em mais ${}^{235}\text{U}$

- C) fissão do ^{235}U ocorre uma liberação de nêutrons, que bombardearão outros núcleos.
- D) fusão do ^{235}U com ^{238}U ocorre formação de neutrino, que bombardeará outros núcleos radioativos.
- E) fusão do ^{235}U com ^{238}U ocorre formação de outros elementos radioativos mais pesados, que desencadeiam novos processos de fusão.

8. (Enem 2016) Pesquisadores recuperaram DNA de ossos de mamute (*Mammuthus primigenius*) encontrados na Sibéria, que tiveram sua idade de cerca de 28 mil anos confirmada pela técnica do carbono-14.

(FAPESP. *DNA do mamute é revelado*. Disponível em: <http://agencia.fapesp.br>. Acesso em: 13 ago. 2012 (adaptado).)

A técnica de datação apresentada no texto só é possível devido à

- A) proporção conhecida entre carbono-14 e carbono-12 na atmosfera ao longo dos anos.
- B) decomposição de todo o carbono-12 presente no organismo após a morte.
- C) fixação maior do carbono-14 nos tecidos de organismos após a morte.
- D) emissão de carbono-12 pelos tecidos de organismos após a morte.
- E) transformação do carbono-12 em carbono-14 ao longo dos anos

9. (Enem 2017) A técnica do carbono-14 permite a datação de fósseis pela medição dos valores de emissão beta desse isótopo presente no fóssil. Para um ser em vida, o máximo são 15 emissões beta /min.g. Após a morte, a quantidade

de ^{14}C se reduz pela metade a cada 5730 anos.

(A prova do carbono 14. Disponível em: <http://noticias.terra.com.br>.

Acesso em: 9 nov. 2013 (adaptado).)

Considere que um fragmento fóssil de massa igual a 30g foi encontrado em um sítio arqueológico, e a medição de radiação apresentou 6750 emissões beta por hora. A idade desse fóssil, em anos, é

- A) 450.
- B) 1433.
- C) 11.460.
- D) 17.190.
- E) 27.000.

10. (Enem 2016) Primeiro, em relação àquilo a que chamamos água, quando congela, parece-nos estar a olhar para algo que se tornou pedra ou terra, mas quando derrete e se dispersa, esta torna-se bafo e ar; o ar, quando é queimado, torna-se fogo; e, inversamente, o fogo, quando se contrai e se extingue, regressa a forma do ar; o ar, novamente concentrado e contraído, torna-se nuvem e nevoeiro, mas, a partir destes estados, se for ainda mais comprimido, torna-se água corrente, e de água torna-se novamente terra e pedras; e deste modo, como nos parece, dão geração uns aos outros de forma cíclica.

(PLATÃO. *Timeu-Crítias*. Coimbra: CECH, 2011.)

Do ponto de vista da ciência moderna, os “quatro elementos” descritos por Platão

correspondem, na verdade, às fases sólida, líquida, gasosa e plasma da matéria. As transições entre elas são hoje entendidas como consequências macroscópicas de transformações sofridas pela matéria em escala microscópica.

Excetuando-se a fase de plasma, essas transformações sofridas pela matéria, em nível microscópico, estão associadas a uma

- A) troca de átomos entre as diferentes moléculas do material.
- B) transmutação nuclear dos elementos químicos do material.
- C) redistribuição de prótons entre os diferentes átomos do material.
- D) mudança na estrutura espacial formada pelos diferentes constituintes do material.
- E) alteração nas proporções dos diferentes isótopos de cada elemento presente no material.

11. (Enem 2009) O ciclo da água é fundamental para a preservação da vida no planeta. As condições climáticas da Terra permitem que a água sofra mudanças de fase e a compreensão dessas transformações é fundamental para se entender o ciclo hidrológico. Numa dessas mudanças, a água ou a umidade da terra absorve o calor do sol e dos arredores. Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas das moléculas do líquido podem ter energia necessária para começar a subir para a atmosfera.

A transformação mencionada no texto é a

- A) fusão.
- B) liquefação.
- C) evaporação.
- D) solidificação.
- E) condensação.

12. (Enem 2016) O quadro apresenta alguns exemplos de combustíveis empregados em residências, indústrias e meios de transporte

Combustível	Temperatura de fusão (° C)	Temperatura de ebulição (° C)
Butano	-135	-0,5
Etanol	-112	78
Metano	-183	-162
Metanol	-98	65
Octano	-57	126

São combustíveis líquidos à temperatura ambiente de 25 °C:

- A) Butano, etanol e metano
- B) Etanol, metanol e octano
- C) Metano, metanol e octano
- D) Metanol e metano
- E) Octano e butano

13. (Enem 1999) A gasolina é vendida por litro, mas em sua utilização como combustível, a massa é o que importa. Um aumento da temperatura do ambiente leva a um aumento no volume da gasolina. Para diminuir os efeitos práticos dessa variação, os tanques dos postos de gasolina são subterrâneos. Se os tanques não fossem subterrâneos:

- I. Você levaria vantagem ao abastecer o carro na hora mais quente do dia pois estaria comprando mais massa por litro de combustível.
- II. Abastecendo com a temperatura mais baixa, você estaria comprando mais massa de combustível para cada litro.
- III. Se a gasolina fosse vendida por kg em vez de por litro, o problema comercial decorrente da dilatação da gasolina estaria resolvido.

Destas considerações, somente:

- A) I é correta.
- B) II é correta.
- C) III é correta.
- D) I e II são corretas.
- E) II e III são corretas.

14. (Enem 2000) A adaptação dos integrantes da seleção brasileira de futebol à altitude de La Paz foi muito comentada em 1995, por ocasião de um torneio, como pode ser lido no texto abaixo.

“A seleção brasileira embarca hoje para La Paz, capital da Bolívia, situada a 3.700 metros de altitude, onde disputará o torneio Interamérica. A adaptação deverá ocorrer em um prazo de 10 dias, aproximadamente. O organismo humano, em altitudes elevadas, necessita desse tempo para se adaptar, evitando-se, assim, risco de um colapso circulatório.”

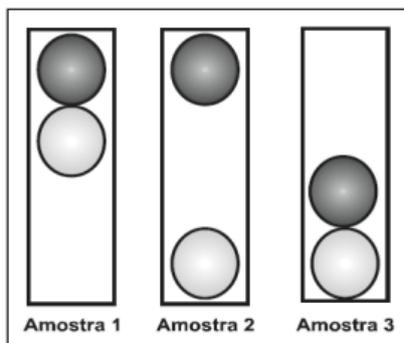
(Adaptado da revista *Placar*, edição fev.1995)

A adaptação da equipe foi necessária principalmente porque a atmosfera de La Paz, quando comparada à das cidades brasileiras, apresenta:

- A) menor pressão e menor concentração de oxigênio.
- B) maior pressão e maior quantidade de oxigênio.
- C) maior pressão e maior concentração de gás carbônico.
- D) menor pressão e maior temperatura.
- E) maior pressão e menor temperatura.

15. (Enem 2009) O controle de qualidade é uma exigência da sociedade moderna na qual os bens de consumo são produzidos em escala industrial. Nesse controle de qualidade são determinados parâmetros que permitem checar a qualidade de cada produto. O álcool combustível é um produto de amplo consumo muito adulterado, pois recebe adição de outros materiais para aumentar a margem de lucro de quem o comercializa. De acordo com a Agência Nacional de Petróleo (ANP), o álcool combustível deve ter densidade entre $0,805 \text{ g/cm}^3$ e $0,811 \text{ g/cm}^3$. Em algumas bombas de combustível a densidade do álcool pode ser verificada por meio de um densímetro similar ao desenhado

abaixo, que consiste em duas bolas com valores de densidade diferentes e verifica quando o álcool está fora da faixa permitida. Na imagem, são apresentadas situações distintas para três amostras de álcool combustível.



A respeito das amostras ou do densímetro, pode-se afirmar que

- A) a densidade da bola escura deve ser igual a $0,811 \text{ g/cm}^3$.
- B) a amostra 1 possui densidade menor do que a permitida.
- C) a bola clara tem densidade igual à densidade da bola escura.
- D) a amostra que está dentro do padrão estabelecido é a de número 2.
- E) o sistema poderia ser feito com uma única bola de densidade entre $0,805 \text{ g/cm}^3$ e $0,811 \text{ g/cm}^3$.

UNIDADE 4

CLASSIFICANDO OS ELEMENTOS

A história da tabela periódica

Desde a antiguidade eram conhecidos alguns elementos químicos, tais como a prata, o cobre, o ouro, o chumbo, o estanho e o mercúrio. A primeira descoberta científica de um elemento ocorreu em 1669, quando o fósforo foi encontrado pelo mercador e alquimista alemão Henning Brand (1630 - 1710), ao destilar uma mistura de ureia e areia.

Há alguns séculos depois, após a descoberta de inúmeros elementos químicos, começou-se a investigar as suas propriedades e se passou a ter a necessidade de se construir alguma forma de organização e classificação desses elementos.

Em 1789, cerca de 30 elementos eram conhecidos, então o cientista Antoine Laurent de Lavoisier (1743 - 1794) se destacou, agrupando-os em quatro categorias que levavam em consideração as propriedades físicas e químicas: gases, não-metals, metais e elementos terrosos.

No início do século XIX, John Dalton (1766 - 1844) procurou agrupar os elementos químicos conforme a ordem crescente de sua massa atômica. No entanto, muitos dos valores conhecidos por Dalton não estavam corretos e mesmo após os eles terem sido retificados por outros cientistas, a classificação dos elementos dessa forma não era muito clara, porque não levava em consideração as suas propriedades físico-químicas. Por exemplo, os elementos

cloro, bromo e iodo, que apresentavam propriedades semelhantes, tinham suas massas atômicas muito separadas.

No ano de 1817, o alemão Johann Wolfgang Döbereiner (1780 – 1849), observou que a massa atômica do estrôncio era próxima à média das massas atômicas do cálcio e do bário. Ele também verificou que tais elementos tinham propriedades químicas semelhantes e que essa relação também se dava em outras tríades, como enxofre/selênio/telúrio ou cloro/bromo/iodo. Em 1829, ele criou as tríades e cada uma delas era constituída por três elementos com propriedades semelhantes, organizados por ordem crescente de massa atômica. Döbereiner foi o primeiro cientista a relacionar os elementos químicos conhecidos com base em um determinado critério, mas uma das falhas do seu método é que muitos metais não podiam ser agrupados em tríades.

Esta falha abriu espaço para que em 1862, o geólogo francês Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois (1820-1886) propusesse uma outra classificação, pautada na disposição dos elementos na superfície de um cilindro, sendo o primeiro esboço do ordenamento pela periodicidade. Os elementos dispunham-se sobre uma linha diagonal formando um ângulo de 45° com a horizontal, desenhando uma espiral e estavam ordenados por ordem crescente de massa atômica de forma que os que tinham propriedades semelhantes se situavam na mesma linha vertical. O problema era que neste modelo, conhecido como parafuso telúrico, havia elementos que, apesar de estarem em posição correta na ordem crescente, apresentavam propriedades diferentes dos demais elementos situados na mesma faixa, o que invalidava o padrão.

No ano de 1864, surge uma nova ideia, baseada em conceitos musicais, do químico inglês John Alexander Reina Newlands (1837-1898) que propôs um sistema de classificação em que os elementos, organizados em ordem crescente das massas atômicas, eram divididos em sete grupos, cada um com sete elementos, sendo que o oitavo elemento químico era a repetição do primeiro, assim como ocorre nas oito notas da escala musical e por isso a proposta de recebeu o nome de Lei das Oitavas. Entretanto, o modelo só se mostrava coerente até chegar ao cálcio e não valia para os elementos que vinham depois dele conforme a ordem crescente de massas atômicas e foi ridicularizado pela Sociedade de Química de Londres.

Os últimos passos para a construção de uma classificação em que as propriedades dos elementos se repetissem em períodos mais próxima da tabela periódica que conhecemos, foram dados pelos químicos russo Dimitri Ivanovitch Mendeleev (1834-1907) que teve sua tabela publicada em 1869, e pelo químico alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895), que, independentemente, construiu uma tabela idêntica, mas que só foi publicada em 1870.

Mendelyeev e Meyer, ao levar em consideração as propriedades químicas e físicas dos elementos, respectivamente, construíram uma tabela que continham sessenta e três elementos conhecidos organizados em ordem crescente de massa atômica, distribuídos em dezessete colunas, entretanto sem os gases nobres, pois ainda não haviam sido descobertos.

O trabalho desenvolvido por Mendeleev teve maior destaque, pois ele foi mais detalhado. A grande vantagem de sua tabela periódica sobre outras é que ela exibiu semelhanças numa rede de relações vertical, horizontal e diagonal e apresentava lacunas quando o elemento correspondente ainda não havia sido descoberto. Contudo, ela apresentava algumas imperfeições, necessitando de trocas entre alguns elementos para se adequarem às semelhanças dos demais, mas que possibilitaram a construção da tabela periódica atual, em que os elementos são ordenados segundo a ordem crescente de número atômico.

A tabela periódica atual

A classificação periódica dos elementos ou tabela periódica atual foi formulada pelo químico inglês Henry Gwinh Albericosdete-Jeffreys Moseley (1887-1915) e nela os elementos são ordenados por ordem crescente de número atômico. Ela é composta por 18 colunas e por 7 linhas.

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

1																		18																										
Hidrogênio																		Hélio																										
1 2,2																		2 4,0																										
Li 7,0																		Be 9,0																										
3 1,0																		4 1,6																										
11 0,9																		12 1,3																										
Na 23,0																		Mg 24,3																										
3			4			5			6			7			8			9			10			11			12			13			14			15			16			17		
Potássio																		Alumínio																										
19 0,8																		13 1,5																										
K 39,1																		Al 27,0																										
20 1,0																		14 1,9																										
Ca 40,0																		Si 28,1																										
21 1,3																		15 2,2																										
Sc 45,0																		P 31,0																										
22 1,5																		16 2,6																										
Ti 47,9																		S 32,0																										
23 1,6																		17 3,2																										
V 50,9																		Cl 35,5																										
24 1,6																		18																										
Cr 52,0																		Argônio																										
25 1,5																		36																										
Mn 54,9																		Kr 83,8																										
26 1,8																		37																										
Fe 55,8																		Rb 85,5																										
27 1,8																		38 1,0																										
Co 58,9																		Sr 87,6																										
28 1,9																		39 1,2																										
Ni 58,7																		Y 88,9																										
29 1,9																		40 1,3																										
Cu 63,5																		Zr 91,2																										
30 1,6																		41 1,6																										
Zn 65,4																		Nb 92,9																										
31 1,6																		42 2,1																										
Ga 69,7																		Mo 95,9																										
32 2,0																		43 1,9																										
Ge 72,6																		Tc (99)																										
33 2,2																		44 2,2																										
As 74,9																		Ru 101,0																										
34 2,5																		45 2,2																										
Se 79,0																		Rh 102,9																										
35 2,9																		46 2,2																										
Br 79,9																		Pd 106,4																										
36																		47 1,9																										
Kr 83,8																		Ag 107,9																										
37																		48 1,7																										
Xe 131,3																		Cd 112,4																										
38																		49 1,7																										
I 127,0																		In 114,8																										
39																		50 1,9																										
At (210)																		Sn 118,7																										
40																		51 2,0																										
Rn (222)																		Sb 121,6																										
41																		52 2,1																										
Og (294)																		Te 127,6																										
42																		53 2,5																										
																		I 127,0																										
43																		54																										
																		Xe 131,3																										
44																		55																										
																		Cs 132,9																										
45																		56																										
																		Ba 137,3																										
46																		57-71																										
																		Série dos Lantanídeos																										
47																		58																										
																		Ce 140,1																										
48																		59																										
																		Pr 140,9																										
49																		60																										
																		Nd 144,2																										
50																		61																										
																		Pm (147)																										
51																		62																										
																		Sm 150,4																										
52																		63																										
																		Eu 152,0																										
53																		64																										
																		Gd 157,3																										
54																		65																										
																		Tb 158,9																										
55																		66																										
																		Dy 162,5																										
56																		67																										
																		Ho 164,9																										
57																		68																										
																		Er 167,3																										
58																		69																										
																		Tm 168,9																										
59																		70																										
																		Yb 173,0																										
60																		71																										
																		Lu 174,9																										

Número Atômico	Eletronegatividade
SÍMBOLO	
Nome do Elemento	
Massa Atômica Aproximada	

SÉRIE DOS LANTANÍDIOS

57	1,1	58	1,1	59	1,1	60	1,1	61	1,1	62	1,2	63	1,2	64	1,2	65	1,2	66	1,2	67	1,2	68	1,2	69	1,2	70	1,1	71	1,2
Lantânio	La	Cério	Ce	Praseodímio	Pr	Neodímio	Nd	Promécio	Pm	Samário	Sm	Európio	Eu	Gadolínio	Gd	Terbio	Tb	Disprósio	Dy	Hólmio	Ho	Érbio	Er	Túlio	Tm	Ítrio	Yb	Lúteo	Lu
138,9		140,1		140,9		144,2		(147)		150,4		152,0		157,3		158,9		162,5		164,9		167,3		168,9		173,0		174,9	

SÉRIE DOS ACTINÍDIOS

89	1,1	90	1,3	91	1,5	92	1,7	93	1,3	94	1,3	95	1,3	96	1,3	97	1,3	98	1,3	99	1,3	100	1,3	101	1,3	102	1,3	103	
Actínio	Ac	Tório	Th	Protactínio	Pa	Urânio	U	Neptúlio	Np	Plutônio	Pu	Americônio	Am	Cúrio	Cm	Berquélio	Bk	Califórnia	Cf	Einstatênio	Es	Fermônio	Fm	Mendelévio	Md	Nobelônio	No	Laurêncio	Lr
(227)		232,0		(231)		238,0		(237)		(242)		(243)		(247)		(247)		(251)		(252)		(257)		(258)		(259)		(262)	

A tabela periódica atual.

Hoje, essa tabela traz 118 elementos químicos, sendo 88 naturais e 30 artificiais, que são aqueles produzidos em laboratório (elementos sintéticos). Os elementos tecnécio ($_{43}\text{Tc}$), promécio ($_{61}\text{Pm}$), astato ($_{85}\text{At}$), frâncio ($_{87}\text{Fr}$) e os de número atômico maiores que 92 são artificiais, os outros são naturais.

Elementos artificiais com números atômicos menores que 92 são denominados **elementos cisurânicos**, enquanto que os elementos artificiais com números atômicos maiores que 92 são chamados de **elementos transurânicos**.

A obtenção desses elementos é feita por cientistas por meio de reações nucleares, principalmente de transmutação, realizadas nos denominados aceleradores de partículas, dispositivos nos quais partículas eletricamente carregadas (α , β , prótons, íons) adquirem elevadas velocidades e se chocam contra átomos. Esses choques desencadeiam processos nucleares que, estudados pelos cientistas têm ajudado a elucidar as propriedades dos núcleos atômicos.

Glen Theodore Seaborg (1912-1999) recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1951 e colaborou na síntese de dez dos elementos transurânicos. O elemento químico de número atômico 106 (Seabórgio) , recebeu esse nome em sua homenagem.

Cada elemento químico é identificado por um símbolo, que não são os mesmos utilizados pelos alquimistas. Por exemplo, eles representavam o ouro pelo símbolo do Sol e a prata pelo símbolo da Lua.

Os símbolos dos elementos químicos foram organizados no início do século XIX, pelo químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848). Em 1919 foi criada a União Internacional de Química Pura e Aplicada – IUPAC, que passou a ser responsável pela elaboração de normas para classificar e nomear as substâncias e elementos químicos. Nos dias de hoje, os símbolos seguem critérios internacionais, o que permite que um elemento químico da tabela periódica seja identificado em qualquer lugar do mundo, de modo universal.

O padrão adotado para a escolha da simbologia é em geral baseado no nome do elemento em latim ou grego com sua letra inicial em maiúscula, seguido, se houver necessidade, de uma segunda letra, dessa vez minúscula. Como por exemplo, o símbolo do cálcio é Ca justamente porque já existia outro elemento com o símbolo C, no caso o carbono. Mas, nem todos apresentam grafia similar à língua portuguesa, como o ouro que tem símbolo Au (*aurum* em latim, que significa “brilhante) e o mercúrio, que tem símbolo Hg (vem do grego latinizado *hydrargyrum* que significa “prata líquida”).

Alguns outros elementos cujo símbolo não corresponde ao nome em Português estão listados na tabela a seguir:

Nome do elemento em Latim ou grego	Nome do elemento em Português	Símbolo
Natrium	Sódio	Na
Cuprum	Cobre	Cu
Argentum	Prata	Ag
Phosphorum	Fósforo	P

Elementos cujos símbolos não correspondem à grafia em Português.

As colunas da tabela são denominadas **famílias** ou **grupos** e numeradas de 1 a 18. As linhas são denominadas **períodos**.

O período em que determinado elemento pertence, indica o número de camadas eletrônicas que o átomo possui. Por exemplo, o rubídio (Rb) pertence ao 5º período da tabela periódica, logo possui 5 camadas eletrônicas: K, L, M, N, O.

Elementos de uma mesma família ou grupo possuem propriedades físicas e químicas semelhantes e, em geral, apresentam a mesma configuração de elétrons em seu subnível de maior energia. Por exemplo o sódio e o lítio apresentam 1 elétron no subnível “s”. Isso não vale para o hélio, que possui 2 elétrons no subnível “s” e está localizado na família 18, onde os outros elementos possuem 6 elétrons no subnível de maior energia “p”.

No grupo 3, os **lantanídeos** e **actinídeos** são um conjunto de elementos químicos do sexto e sétimo períodos, respectivamente. Os lantanídeos são elementos agrupados numa série cujo primeiro elemento é o lantânio e os actinídeos são agrupados em outra série cujo primeiro elemento é o actínio. Eles estão dispostos, destacadamente, na parte inferior da tabela periodica.

Classificando os elementos quanto às propriedades físicas e químicas

Os elementos também são classificados segundo suas propriedades físicas e químicas em **metal**, **não metal** (ou ametal) e **gás nobre**. A tabela a seguir, apresenta essa classificação por cores e as propriedades dos elementos conforme sua classificação são listadas mais adiante. Aqueles que se apresentam na coloração verde fazem parte de um grupo de elementos descobertos cujas propriedades ainda não foram determinadas.

Não metais ou ametais

Os não metais não apresentam brilho (exceto o carbono sob a forma de diamante e o iodo), não conduzem bem calor e eletricidade. Em geral, são considerados isolantes térmicos ou semicondutores elétricos, com exceção do carbono sob a forma de grafite ou de nanotubos. Eles não são dúcteis nem maleáveis, possuindo baixas temperaturas de fusão e de ebulição (exceto o carbono na forma de diamante).

Esses elementos constituem a maior parte do planeta Terra em abundância e os organismos vivos são principalmente compostos por eles.

Gases nobres

Nas condições ambientes, esses elementos se apresentam no estado gasoso, possuindo baixos pontos de fusão e ebulição. Eles dificilmente se combinam com outros elementos.

A primeira evidência de que os gases nobres existiam foi através de análise da luz solar, observando-se a presença de gás hélio no sol.

“Sem classificação”

Os elementos de números atômico 113 até 118, foram fabricados em laboratório mais recentemente e não há dados oficiais sobre suas classificações.

Curiosidade

O oganessônio ($Z=118$) foi descoberto entre 2002 e 2006, sendo detectado indiretamente e produzido através de colisões de átomos de Califórnio e Cálcio em laboratório. Em 2015, a IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) e a IUPAP (*International Union of Pure and Applied Physics*) confirmaram esta descoberta e o seu nome oficial foi definido em 28 de novembro de 2016, sendo uma referência ao físico nuclear russo Yuri Tsolakovich Oganessian.

Famílias com nomes especiais

Algumas famílias mais importantes da tabela periódica recebem nomes especiais:

Família ou Grupo	Nome especial
1	Metais alcalinos (exceto Hidrogênio)
2	Metais alcalinos terrosos
16	Calcogênios
17	Halogênios
18	Gases nobres

Família com nomes especiais.

O hidrogênio, embora esteja colocado no grupo 1, não é considerado um metal alcalino.

Classificando os elementos quanto ao subnível de maior energia

A tabela a seguir apresenta uma classificação conforme o subnível de maior energia de cada elemento químico baseada na configuração de Linus Pauling. De acordo com esta organização, os elementos foram classificados em representativos, de transição externa e de transição interna.

1																	18
1s ¹	2											13	14	15	16	17	1s ²
2s ¹	2s ²											2p ¹	2p ²	2p ³	2p ⁴	2p ⁵	2p ⁶
3s ¹	3s ²	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	3p ¹	3p ²	3p ³	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶
4s ¹	4s ²	3d ¹	3d ²	3d ³	3d ⁴	3d ⁵	3d ⁶	3d ⁷	3d ⁸	3d ⁹	3d ¹⁰	4p ¹	4p ²	4p ³	4p ⁴	4p ⁵	4p ⁶
5s ¹	5s ²	4d ¹	4d ²	4d ³	4d ⁴	4d ⁵	4d ⁶	4d ⁷	4d ⁸	4d ⁹	4d ¹⁰	5p ¹	5p ²	5p ³	5p ⁴	5p ⁵	5p ⁶
6s ¹	6s ²		5d ²	5d ³	5d ⁴	5d ⁵	5d ⁶	5d ⁷	5d ⁸	5d ⁹	5d ¹⁰	6p ¹	6p ²	6p ³	6p ⁴	6p ⁵	6p ⁶
7s ¹	7s ²		6d ²	6d ³	6d ⁴	6d ⁵	6d ⁶	6d ⁷	6d ⁸	6d ⁹	6d ¹⁰	7p ¹	7p ²	7p ³	7p ⁴	7p ⁵	7p ⁶

4f ¹	4f ²	4f ³	4f ⁴	4f ⁵	4f ⁶	4f ⁷	4f ⁸	4f ⁹	4f ¹⁰	4f ¹¹	4f ¹²	4f ¹³	4f ¹⁴	5d ¹
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	-----------------

5f ¹	5f ²	5f ³	5f ⁴	5f ⁵	5f ⁶	5f ⁷	5f ⁸	5f ⁹	5f ¹⁰	5f ¹¹	5f ¹²	5f ¹³	5f ¹⁴	6d ¹
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	-----------------

Classificação quanto aos subníveis de maior energia de cada elemento.



Elementos Representativos (s ou p são os subníveis de maior energia)



Elementos de Transição Externa (d é o subnível de maior energia)

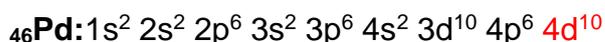
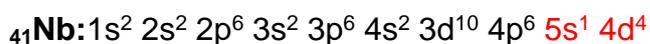
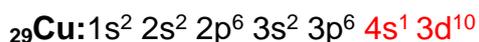
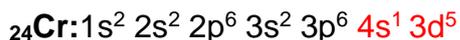


Elementos de Transição Interna (f, 5d¹ e 6d¹ são os subníveis de maior energia)

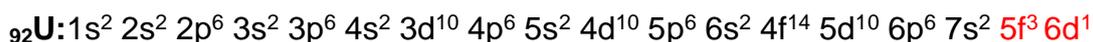
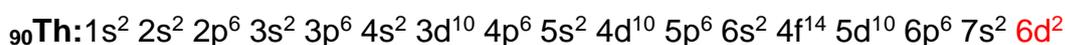
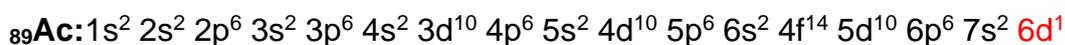
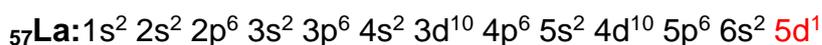
Curiosidade

Alguns elementos de transição externa e interna apresentam distribuições eletrônicas que não seguem as regras do Diagrama de Pauling, apresentando configurações eletrônicas consideradas mais estáveis energeticamente do que as esperadas. São eles:

• Elementos de transição externa:



• Elementos de transição interna:



Distribuição eletrônica compacta

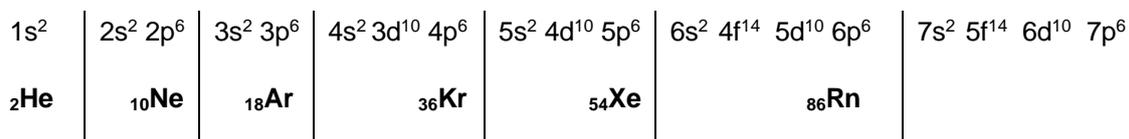
Com o auxílio da Tabela Periódica, pode-se realizar uma distribuição eletrônica em subníveis mais compacta de um elemento químico, levando em consideração a configuração eletrônica do gás nobre anterior e mais próximo desse elemento. Essa distribuição, em subníveis de energia, é chamada de compacta, simplificada, condensada ou em notação de gás nobre. Por exemplo, para representar a distribuição eletrônica compacta do sódio, ${}_{11}\text{Na}$, basta procurar, na tabela periódica, o gás nobre do período imediatamente anterior, o (${}_{10}\text{Ne}$), e representamos seu símbolo entre colchetes, que indica quais são os elétrons mais internos, completando com a distribuição do(s) elétron(s) da camada de valência.

Com exceção do hélio, todos os outros gases nobres possuem o subnível p^6 como o de maior energia. Observe a tabela a seguir a relação dos gases nobre que poderão aparecer numa distribuição eletrônica compacta:

Gás nobre	Subnível de maior energia
He	$1s^2$
Ne	$2p^6$
Ar	$3p^6$
Kr	$4p^6$
Xe	$5p^6$
Rn	$6p^6$

Subníveis de maior energia dos gases nobres.

Considerando a ordem crescente de energia dos subnível segundo o Diagrama de Pauling, a seguir, podemos facilmente montar a distribuição eletrônica compacta dos elementos químicos.



Exemplos:

- Fósforo (${}_{15}\text{P}$): o gás nobre do período anterior ao do fósforo é o neônio (Ne). O símbolo do neônio deve ser colocado entre colchetes. Como esse gás nobre tem 10 elétrons, deve-se continuar com a distribuição após o $2p^6$ até completar os 15 elétrons do fósforo, ou seja, **$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$** .

- Cátion trivalente do ferro (${}_{26}\text{Fe}^{2+}$): nesse caso, faz-se primeiro a distribuição dos 26 elétrons do átomo de ferro no estado fundamental e depois retira-se os dois elétrons perdidos dos subnível mais distante do núcleo (4s).

O gás nobre do período anterior ao do ferro é o argônio (Ar). O símbolo do argônio deve ser colocado entre colchetes. Como esse gás nobre tem 18 elétrons, deve-se continuar com a distribuição após o $3p^6$ até completar 26 elétrons, ou seja, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. Com a perda de dois elétrons de sua última camada, o cátion bivalente do ferro (${}_{26}\text{Fe}^{2+}$) possui a configuração compacta: **$[\text{Ar}] 3d^6$** .

Propriedades e aplicações de elementos químicos

Os elementos químicos podem formar substâncias simples que se apresentam nos estados sólido, líquido ou gasoso. Considerando os ambientes, em que a temperatura é 25° C e a pressão é de 1 atmosfera, a maioria delas se encontra no estado sólido. No estado líquido e gasoso têm-se:

Estado físico	Elemento	Substância simples formada
Líquido	Mercúrio (Hg)	Hg
	Bromo (Br)	Br ₂
Gasoso	Gases nobres	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og
	Hidrogênio	H ₂
	Oxigênio	O ₂ ou O ₃
	Nitrogênio	N ₂
	Flúor	F ₂
	Cloro	Cl ₂

Substâncias simples líquidas e gasosas em condições ambientes.

O hidrogênio(H), o nitrogênio(N), o oxigênio(O) e os elementos da família 17 não são encontrados de forma isolada, ao contrário dos outros elementos da Tabela Periódica. Eles se combinam com eles mesmos, formando moléculas com dois átomos ou três no caso do oxigênio. Assim, a fórmula do gás hidrogênio, do gás oxigênio, gás ozônio, do gás nitrogênio, gás flúor, gás cloro, bromo líquido e do iodo sólido são, respectivamente, H₂, O₂, O₃, N₂, F₂, Cl₂, Br₂ e I₂.

As substâncias simples formadas pelos demais elementos da tabela são, em geral, monoatômicas, ou seja, suas fórmulas são representadas pelo símbolo de um único átomo. Por exemplo a fórmula da substância ferro é representada apenas pelo símbolo Fe. O fósforo forma as substâncias simples sólidas P₄ (fósforo branco) e P_n (fósforo vermelho), em que “n” é um número indefinido de átomos por fórmula. O enxofre forma substâncias simples de fórmula S₈, o enxofre rômico e o monoclinico, a diferença está na estrutura cristalina dessas substâncias.

Na tabela a seguir, são apresentados alguns elementos suas principais aplicações.

Elemento	Aplicação
Hidrogênio (H)	Combustível de foguetes
Lítio (Li)	Baterias de celulares
Sódio (Na)	Sal de cozinha
Potássio (K)	Fertilizantes
Magnésio (Mg)	Rodas de liga leve
Cálcio (Ca)	Cimento
Ferro (Fe)	Parafusos
Alumínio (Al)	Latinhas de sucos e refrigerantes
Ouro (Au)	Joias
Prata (Ag)	Talheres
Cobre (Cu)	Fios
Zinco (Zn)	Calhas
Manganês (Mn)	Trilho de trem
Platina (Pt)	Obturações dentárias
Cromo (Cr)	Proteção de superfícies
Mercúrio (Hg)	Termômetro
Urânio (U)	Energia nuclear
Fósforo (P)	Caixas de fósforos
Carbono (C)	Minas de grafite para lápis
Nitrogênio (N)	Fertilizantes
Oxigênio (O)	Balões
Enxofre (S)	Pólvora
Flúor (F)	Aditivos de pasta dental
Cloro (Cl)	Tratamento de água
Hélio (He)	Balão dirigível
Neônio (Ne)	Letreiros luminosos

Aplicações de alguns elementos químicos.

Propriedades periódicas

Uma vez que compreendemos a organização dos elementos e sua localização na tabela periódica, podemos avançar no que diz respeito a algumas propriedades como o tamanho do átomo ou a tendência destes, em atrair ou afastar elétrons.

Propriedades cujos valores aumentam ou diminuem periodicamente à medida que os números atômicos aumentam, são chamadas de **propriedades periódicas**. As principais são **raio atômico**, **eletronegatividade**, **eletropositividade**, **potencial de ionização** e **afinidade eletrônica**.

Raio atômico (RA)

Como sabemos, o átomo não é rígido e nem é uma esfera, e tal fato impossibilita a medida exata de seu tamanho. Porém, costuma-se falar em raio de um átomo, como se ele tivesse um formato esférico. Como a sua forma e seu limite não são bem definidos, trabalha-se com o conceito de raio médio. O raio de um átomo é considerado como a metade da distância entre dois núcleos de átomos unidos do mesmo elemento químico. É como se fosse a distância do centro do núcleo até a extremidade da eletrosfera.

O raio de um átomo depende do número de camadas eletrônicas. Quanto maior o número de camadas eletrônicas, maior é o raio do átomo.

Porém, se dois átomos tiverem o mesmo número de camadas eletrônicas, terá o menor raio, o átomo com mais prótons em seu núcleo, pois a força de atração exercida sobre os elétrons é maior, o que aproxima mais os elétrons do núcleo, diminuindo o tamanho da eletrosfera. Logo, o átomo com menos prótons em seu núcleo tem raio maior que outro átomo com o mesmo número de camadas eletrônicas e com maior número de prótons.

A variação do raio atômico na Tabela Periódica é a seguinte:

- **Famílias ou Grupos:** quanto maior o número atômico do elemento maior é o raio do átomo, pois quanto mais abaixo na família, mais camadas eletrônicas o átomo desse elemento possui.

Observe como isso ocorre com os elementos da família 1 da Tabela Periódica:

Elemento	Raio atômico (pm)
H	37
Li	134
Na	154
K	196
Rb	211
Cs	225

Raios atômicos dos elementos da família 1.

• **Períodos:** Quanto maior o número atômico do elemento, menor é o raio do átomo, pois como no mesmo período todos os elementos têm o mesmo número de camadas, o elemento com mais prótons tem menor raio.

Observe como isso ocorre com os elementos do 3º período, da Tabela Periódica:

Elemento	Raio atômico (pm)
Na	154
Mg	130
Al	121
Si	111
P	106
S	102
Cl	99
Ar	97

Raios atômicos dos elementos do 3º período.



Marcelo Pinheiro

Varição do raio dos elementos na Tabela Periódica.

Quando um átomo perde elétrons, seu raio diminui. Quando um átomo ganha elétrons o seu raio aumenta. Desse modo, o elemento com maior raio atômico, na tabela é o Frâncio (Z=87).

O estudo do raio iônico abrange o aumento e a diminuição do tamanho de um átomo quando ele perde ou ganha elétrons, formando espécies iônicas.

Logo, define-se **raio iônico** como o raio de um íon, átomo que perdeu ou ganhou um ou mais elétrons e que, por essa razão, passa a ser chamado de cátion ou ânion.

- **Cátion:** a perda de um ou mais elétrons faz com que o número de prótons no núcleo fique maior do que o número de elétrons. Assim, o núcleo exerce uma maior atração sobre a eletrosfera, os elétrons se aproximam mais da região central, o que diminui o tamanho do átomo. Portanto:

$$\text{Raio do átomo} > \text{Raio do seu cátion}$$

Por exemplo, o raio do átomo Na é maior que o raio do seu cátion Na⁺.

- **Ânion:** o ganho de um ou mais elétrons faz com que o número de prótons no núcleo fique menor do que o número de elétrons. Como os elétrons apresentam a mesma carga e sua quantidade está maior, ocorre um aumento na repulsão entre essas partículas, fazendo com que o tamanho do átomo se torne maior. Assim, a repulsão entre os elétrons supera a atração entre o núcleo e a eletrosfera. Portanto:

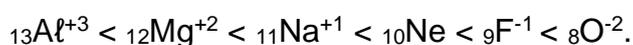
$$\text{Raio do átomo} < \text{Raio do seu ânion}$$

Por exemplo, o raio do átomo de O é menor que o raio do seu ânion O²⁻.

Ao se comparar os raios de espécies isoeletrônicas (espécies que apresentam o mesmo número de elétrons), tem-se:

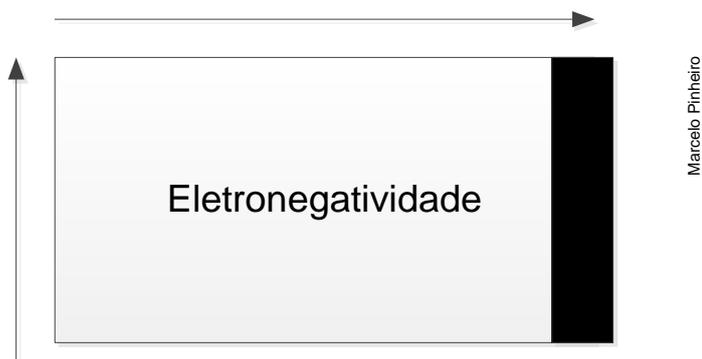
Raio do cátion	<	Raio do átomo	<	Raio do ânion
(perda de elétrons: diminui o raio)				(ganho de elétrons: aumenta o raio)

Por exemplo, temos em ordem crescente de tamanho, as espécies isoeletrônicas que possuem 10 elétrons:



Eletronegatividade (En)

A eletronegatividade é a media da tendência de um átomo atrair um ou mais elétrons de outro átomo. Quanto menor o raio do átomo, maior a eletronegatividade. Os gases nobres, apesar de serem pequenos não possuem tendência em ganhar elétrons, logo não possuem esse valor. O seu crescimento na Tabela Periódica é o seguinte:



Varição da eletronegatividade dos elementos na Tabela Periódica.

A eletronegatividade de cada elemento pode ser encontrada na tabela periódica no canto superior direito do quadrado onde o elemento está localizado.

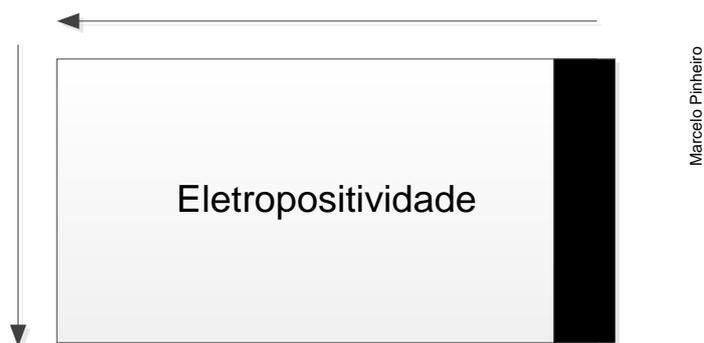
Baseado no esquema de setas mostrado acima, podemos observar que os elementos mais eletronegativos da Tabela, são o flúor (F), o oxigênio (O) e o nitrogênio(N), visto que os elementos do grupo dos gases nobres não possuem essa propriedade.

O cientista químico Linus Pauling foi o primeiro a elaborar uma escala para essa propriedade química, tendo como limite inferior o átomo de Frâncio e como superior o átomo de Flúor. Sua escala apresenta uma variação de 0,7 a 4,0 e tais valores foram todos calculados, levando em consideração as diferenças de energias envolvidas entre 2 átomos ligados entre si.

Como os elementos mais eletronegativos da Tabela Periódica são os ametais, o valor de eletronegatividade serve para comparar o **caráter ametálico** dos elementos químicos, ou seja, quanto mais eletronegativo é o elemento químico, maior é o seu caráter ametálico.

Eletropositividade (Ep)

A eletropositividade mede a tendência de um átomo perder um ou mais elétrons para outro átomo. Quanto maior o raio do átomo, maior a eletropositividade. Os gases nobres são estáveis e não têm tendência em perder elétrons. O seu crescimento na Tabela Periódica é o contrário da eletronegatividade.

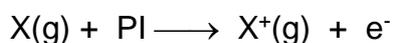


Variação da eletropositividade dos elementos na Tabela Periódica.

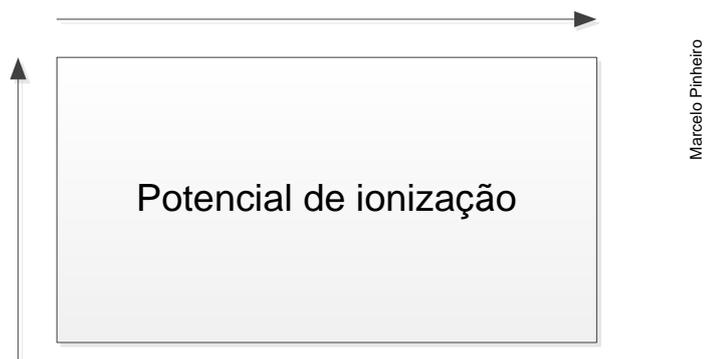
Como os elementos mais eletropositivos da Tabela Periódica são os metais, o valor de e eletropositividade serve para comparar o caráter metálico dos elementos químicos, ou seja, quanto mais eletropositivo é o elemento químico, maior é o seu caráter metálico.

Potencial de ionização (PI) ou energia de ionização (EI)

É a energia necessária para arrancar um elétron de um átomo de uma substância simples no estado gasoso, formando um cátion. A equação a seguir, representa a formação de um cátion, pela retirada de 1 elétron de um átomo genérico X.



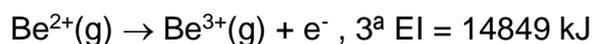
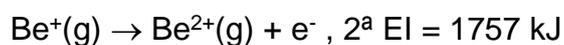
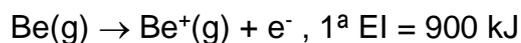
Quanto menor o tamanho (raio) do átomo, mais difícil será retirar um elétron, logo maior energia deverá ser fornecida para arrancá-lo. Desta maneira, vemos que o potencial de ionização cresce da seguinte maneira na Tabela Periódica :



Variação do potencial de ionização dos elementos na Tabela Periódica.

A energia necessária para arrancar o primeiro elétron (o que está mais longe do núcleo) de um átomo é denominado 1º potencial de ionização (1º PI ou 1ª EI). Quando retirarmos o 2º elétron, após a retirada do primeiro, a energia é denominada 2º PI (ou 2ª EI), e assim por diante. Quanto mais elétrons arrancamos de um átomo, menor vai ficando o raio, e mais difícil se torna a retirada dos elétrons restantes. Se o elétron a ser retirado estiver em outra camada, o PI fica ainda maior.

Observe os três primeiros potenciais de ionização do Be (Z=4):



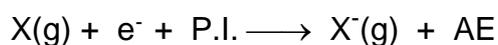
A medida que cada elétron vai sendo retirado, aumenta o valor da energia para se retirar o próximo elétron do Be. Há um grande salto de valor da 2ª para 3ª energia de ionização, o que indica que os dois primeiros elétrons que foram

retirados estavam na mesma camada eletrônica. Portanto, o átomo de berílio tem 2 elétrons em sua última camada.

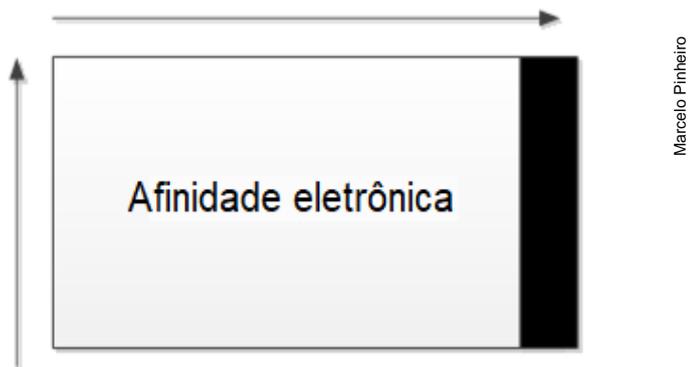
Afinidade eletrônica (AE)

Afinidade eletrônica ou **eletoafinidade** é a energia liberada quando se introduz um elétron num átomo de uma substância simples no estado gasoso.

Quanto menor o raio do átomo, maior a sua afinidade eletrônica. A equação a seguir, representa a formação de um ânion, pelo introdução de 1 elétron num átomo genérico X.



Nos gases nobres, a afinidade eletrônica não é bem definida.



Variação da afinidade eletrônica dos elementos na Tabela Periódica.

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 4

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no site do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2018) Na mitologia grega, Nióbia era a filha de Tântalo, dois personagens conhecidos pelo sofrimento. O elemento químico de número atômico (Z) igual a 41 tem propriedades químicas e físicas tão parecidas com as do elemento de número atômico 73 que chegaram a ser confundidos. Por isso, em homenagem a esses dois personagens da mitologia grega, foi conferido a esses elementos os nomes de nióbio (Z = 41) e tântalo (Z = 73). Esses dois elementos químicos adquiriram grande importância econômica na metalurgia, na produção de supercondutores e em outras aplicações na indústria de ponta, exatamente pelas propriedades químicas e físicas comuns aos dois.

(KEAN, S. A colher que desaparece: e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos. Rio de Janeiro: Zahar, 2011)

A importância econômica e tecnológica desses elementos, pela similaridade de suas propriedades químicas e físicas, deve-se a:

- A) terem elétrons no subnível f.
- B) serem elementos de transição interna.
- C) pertencerem ao mesmo grupo na tabela periódica.
- D) terem seus elétrons mais externos nos níveis 4 e 5, respectivamente.
- E) estarem localizados na família dos alcalinos terrosos e alcalinos, respectivamente.

2. (Enem 2010) O cádmio, presente nas baterias, pode chegar ao solo quando esses materiais são descartados de maneira irregular no meio ambiente ou quando são incinerados.

Diferentemente da forma metálica, os íons Cd^{2+} são extremamente perigosos para o organismo, pois eles podem substituir íons Ca^{2+} , ocasionando uma doença degenerativa dos ossos, tornando-os muito porosos e causando dores intensas nas articulações. Podem ainda inibir enzimas ativadas pelo cátion Zn^{2+} , que são extremamente importantes para o funcionamento dos rins. A figura mostra a variação do raio de alguns metais e seus respectivos cátions.

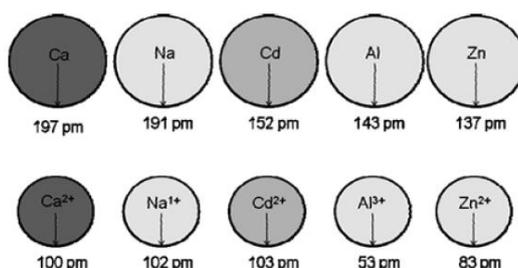


FIGURA 1: Raios atômicos e iônicos de alguns metais.

ATKINS, P; JONES, L. Princípios de química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001 (adaptado).

Com base no texto, a toxicidade do cádmio em sua forma iônica é consequência de esse elemento

- A) apresentar baixa energia de ionização, o que favorece a formação do íon e facilita sua ligação a outros compostos.
- B) possuir tendência de atuar em processos biológicos mediados por cátions metálicos com cargas que variam de +1 a +3.
- C) possuir raio e carga relativamente próximos aos de íons metálicos que atuam nos processos biológicos, causando interferência nesses processos.

- D) apresentar raio iônico grande, permitindo que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons menores participam.
- E) apresentar carga +2, o que permite que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons com cargas menores participam.

3. (Enem 2017) No ar que respiramos existem os chamados gases inertes”. Trazem curiosos nomes gregos, que significam “O Novo”, “o Oculto”, “o Inativo”. E de fato são de tal modo inertes, tão satisfeitos em sua condição, que não interferem em nenhuma reação química, não se combinam com nenhum outro elemento e justamente por esse motivo ficaram sem ser observados durante séculos: só em 1962 um químico, depois de longos e engenhosos esforços, conseguiu forçar “o Estrangeiro” (o Xenônio) a combinar-se fugazmente com o flúor ávido e vivaz, e a façanha pareceu tão extraordinária que lhe foi conferido o Prêmio Nobel.

(LEVI, P. A tabela periódica. Rio de Janeiro: Relume-Dumará, 1994 - adaptado)

Qual propriedade do flúor justifica sua escolha como reagente para o processo mencionado?

- A) Densidade.
- B) Condutância.
- C) Eletronegatividade.
- D) Estabilidade nuclear.
- E) Temperatura de ebulição.

UNIDADE 5

TIPOS DE MATÉRIA

Estudando a matéria

Vimos na unidade 3 desse livro que matéria é tudo aquilo que possui massa e volume. Uma amostra de matéria pode ser uma **substância** ou uma **mistura**.

Substâncias

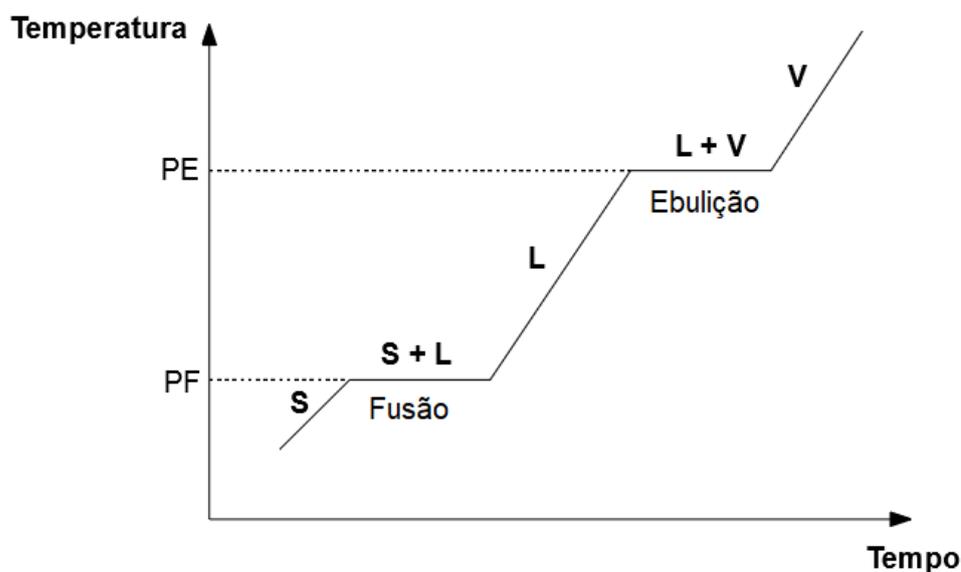
Substância é o tipo de matéria que apresenta propriedades físicas e químicas definidas em determinadas condições. Por exemplo, a água pura tem densidade aproximadamente igual a $1,0 \text{ g/cm}^3$ a 20°C , temperatura de fusão igual a 0°C e temperatura de ebulição igual a 100°C sob 1atm de pressão, é incolor, sem sabor (insípida), sem cheiro (inodora) e não sofre combustão. Outras substâncias apresentam outras propriedades características. Observe os dados do cloreto de sódio (sal de cozinha) e do etanol (álcool das bebidas) na tabela a seguir:

	Cloreto de sódio	Etanol
Densidade a 20°C	$2,17 \text{ g/cm}^3$	$0,79 \text{ g/cm}^3$
Temperatura de fusão a 1 atm	801°C	$-114,3^\circ\text{C}$
Temperatura de ebulição a 1 atm	1465°C	$78,4^\circ\text{C}$
Cor	branca	incolor
Sabor	salgado	com sabor
Odor	inodoro	com odor
Combustão	não sofre	sofre

Propriedades físicas e químicas do cloreto de sódio e do etanol.

As substâncias apresentam pontos de fusão e de ebulição fixos e definidos em determinado valor de pressão. Ao aquecermos ou resfriarmos uma substância, sua temperatura permanece constante durante cada mudança de estado físico.

O gráfico a seguir representa o aquecimento de uma substância. No eixo y são colocados os valores de temperatura, enquanto que no eixo x são colocados os valores de tempo. Observe que a temperatura permanece constante durante a fusão e durante a ebulição.



Marcelo Pinheiro

Gráfico de aquecimento de uma substância.

Analisando o gráfico, verificamos que a substância começa a ser aquecida no estado sólido e a temperatura vai aumentando até começar a fusão. Durante o tempo da fusão, sólido e líquido estão juntos no mesmo recipiente e a temperatura não se altera. Após esse processo, só há líquido presente, e a temperatura volta a aumentar até o início da ebulição. Durante o tempo da

ebulição, o líquido vai se transformando em vapor, e a temperatura novamente não se altera durante esse processo. Após toda a vaporização do líquido, a temperatura volta a aumentar. A temperatura se eleva quando as moléculas aumentam seu estado de agitação. Durante as mudanças de estado físico, as moléculas da substância utilizam o calor fornecido para se afastarem umas das outras, e a temperatura não muda.

Uma substância é formada pela união de unidades microscópicas iguais. Essas unidades podem ser **compostos iônicos, moléculas** ou **crístais metálicos**, formando **substâncias iônicas, moleculares** ou **metálicas**, respectivamente. As unidades estruturais surgem pela atração (ou ligação) entre átomos iguais ou diferentes. As diferenças entre essas unidades estruturais de uma substância, serão estudadas a seguir.

Substâncias denominadas gases nobres são formadas apenas por **átomos iguais**.

A substância pode ser identificada pelo seu nome ou:

- Por um **símbolo**: quando sua unidade estrutural é um **gás nobre** ou um **metal**;
- Por uma **fórmula**: quando sua unidade estrutural é um **composto iônico** ou **molécula**.

As substâncias também podem ser classificadas em **simples** ou **compostas**, conforme a quantidade de elementos químicos que a formam.

A **substância simples** é formada por apenas um elemento químico. Gás oxigênio (O_2), gás ozônio (O_3), enxofre em pó (S_8), gás cloro (Cl_2), bromo líquido (Br_2), gás hidrogênio (H_2), gás nitrogênio (N_2), cobre (Cu), ferro (Fe), gás hélio (He) são substâncias formadas por apenas 1 elemento químico, têm apenas um símbolo em sua representação, logo são substâncias simples.

A **substância composta** é formada por elementos químicos diferentes, então, nas fórmulas das substâncias compostas há mais de um símbolo. Água (H_2O), ácido sulfúrico (H_2SO_4) e carbonato de cálcio ($CaCO_3$), são exemplos de substâncias compostas. A molécula H_2O é formada por 2 elementos químicos (H e O) e 3 átomos (2 átomos de H e 1 átomo de O). A molécula H_2SO_4 é formada por 3 elementos químicos (H, S e O) e 7 átomos (2 de H, 1 de S e 4 de O). A fórmula $CaCO_3$ indica que essa substância é formada por 3 elementos químicos (Ca, C e O) e 5 átomos (1 de Ca, 1 de C e 3 de O).

As substâncias também podem ser **iônicas**, **moleculares** ou **metálicas**, dependendo da forma com que os átomos se unem para formá-las.

Substâncias iônicas

Os átomos dos gases nobres, em condições naturais, apresentam elevada estabilidade e não se ligam a nenhum átomo. Todos eles apresentam

8 elétrons na última camada (exceto o Hélio, que apresenta apenas 2 elétrons no último nível). Tal fato, provoca nos outros átomos uma tendência natural a ganhar ou perder elétrons, participando de ligações químicas para atingir a configuração do gás nobre mais próximo na Tabela Periódica. Essa tendência é denominada **regra do octeto**. Os elementos H, Li e Be realizam ligações químicas para ficarem com apenas 2 elétrons na última camada, ficando com a mesma configuração do Hélio.

Uma **substância iônica** é formada por um conjunto de **compostos iônicos iguais**. Cada composto iônico é resultado da atração ou ligação entre íons, denominada **ligação iônica**. Os compostos iônicos formados também se atraem por ligação iônica.

Na ligação iônica ocorre a transferência de elétrons de um átomo perdedor para um átomo ganhador de elétrons. Assim, o átomo perdedor forma um cátion e o átomo ganhador forma um ânion, que se atraem por forças de natureza eletrostática, formando um **composto iônico**.

A ligação é predominantemente iônica quando é realizada por um **metal** (perdedor de elétrons) e um **não-metal** (ganhador de elétrons) e a diferença de eletronegatividade entre os átomos for maior ou igual a 1,7.

Para compostos iônicos pode-se montar a **fórmula iônica e a fórmula eletrônica (ou fórmula de Lewis)**.

O quadro a seguir deve ser conhecido para facilitar a montagem das fórmulas.

Grupo	Número de Elétrons na Última Camada	Tendência	Carga
1	1	Perder 1 elétron	1+
2	2	Perder 2 elétrons	2+
13	3	Perder 3 elétrons	3+
15	5	Ganhar 3 elétrons	3-
16	6	Ganhar 2 elétrons	2-
17	7	Ganhar 1 elétron	1-

Cargas elétricas adquiridas pelos átomos em uma ligação iônica.

a) **Fórmula iônica:** posicionar o metal na frente do ametal, colocar as cargas (ou nox) de acordo com as famílias e cruzar os valores numéricos caso a soma das cargas não seja igual a zero. Se a soma der zero, deve-se juntar os símbolos dos elementos químicos participantes. Observe os exemplos a seguir:

- Composto iônico formado por sódio (Na) e cloro (Cl):

O **sódio (Na)** é um metal da família 1 da Tabela Periódica, logo tende a perder um elétron, adquirindo a carga 1+. O **cloro (Cl)** é um não-metal da família 17, logo tende a ganhar um elétron do sódio, adquirindo a carga 1-. Como possuem cargas opostas, o cátion sódio (Na^+) atrai (ligação iônica) o ânion do cloro (Cl^-) e formam o composto iônico de fórmula **NaCl**, cujo nome é **cloreto de sódio**. As cargas se anulam, logo elas não são colocadas na fórmula iônica.



A soma das cargas é igual a zero, então basta juntar os símbolos dos elementos químicos.

- Composto iônico formado por magnésio (Mg) e cloro(Cl):

O **magnésio (Mg)** é um metal da família 2 da Tabela Periódica, logo tende a perder dois elétrons, adquirindo a carga 2+. O **cloro (Cl)** é um não-metal da família 17, logo tende a ganhar apenas um elétron do magnésio, adquirindo a carga 1-. Como o magnésio tende a perder mais elétrons do que o cloro pode ganhar, deve-se ter mais um átomo de cloro para receber o outro elétron perdido pelo magnésio. Portanto, esse composto é formado por 1 cátion de magnésio (Mg^{2+}) e dois ânions de cloro (Cl^-). O cátion atrai os ânions (ligação iônica) e eles formam o composto iônico de fórmula **MgCl_2** , cujo nome é **cloreto de magnésio**.



A soma das cargas não é igual a zero, então deve-se cruzar os valores numéricos das cargas para se determinar as quantidades de átomos de cada elemento químico da fórmula.

- Composto iônico formado por cálcio (Ca) e oxigênio(O):

O **cálcio (Ca)** é um metal da família 2 da Tabela Periódica, logo tende a perder dois elétrons, adquirindo a carga 2+. O **oxigênio(O)** é um não-metal da família 16, logo tende a ganhar dois elétrons do cálcio, adquirindo a carga 2-. Como possuem cargas opostas, o cátion cálcio (Ca^{2+}) atrai (ligação iônica) o

ânion do oxigênio (O^{2-}) e formam o composto iônico de fórmula **CaO**, cujo nome é **óxido de cálcio**.



A soma das cargas é igual a zero, então basta juntar os símbolos dos elementos químicos.

- Composto iônico formado por alumínio (Al) e oxigênio(O):

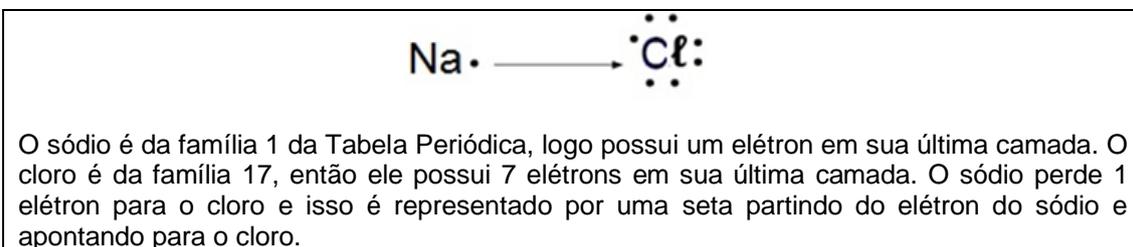
O **alumínio (Al)** é um metal da família 13 da Tabela Periódica, logo tende a perder três elétrons, adquirindo a carga 3+. O **oxigênio (O)** é um não-metal da família 16, logo tende a ganhar dois elétrons do elétron do alumínio, adquirindo a carga 2-. Como o alumínio tende a perder mais elétrons do que o oxigênio pode ganhar, deve-se ter mais um átomo de oxigênio para receber o terceiro elétron perdido pelo alumínio. Porém, esse átomo de oxigênio também ganha dois elétrons, então precisará se ligar a outro átomo de alumínio para fornecer o segundo elétron que ele precisa. Porém, o outro átomo de alumínio, tende a perder mais dois elétrons, o que é possível se ele se ligar a mais um átomo de oxigênio. Portanto, esse composto é formado por 2 cátions de alumínio (Al^{3+}) e três ânions de oxigênio(O^{2-}). Os cátions atraem os ânions (ligação iônica) e eles formam o composto iônico de fórmula **Al_2O_3** , cujo nome é **óxido de alumínio**.



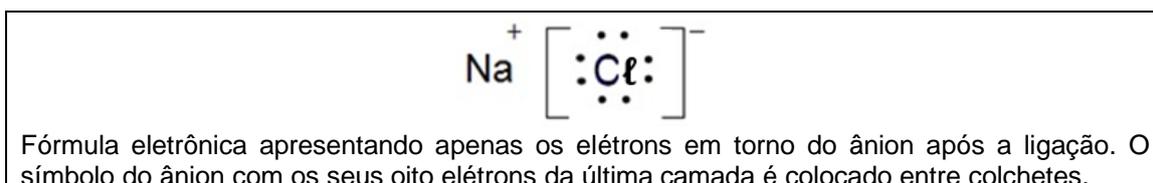
A soma das cargas não é igual a zero, então deve-se cruzar os valores numéricos das cargas para se determinar as quantidades de átomos de cada elemento químico da fórmula.

b) **Fórmula Eletrônica ou de Lewis:** a partir da fórmula eletrônica, colocar os símbolos dos átomos que formam o composto iônico, inserir os elétrons da última camada de cada átomo e usar setas para indicar os elétrons que o metal perdeu para o não-metal. A seta deve ter sua origem no elétron e apontar para o não-metal.

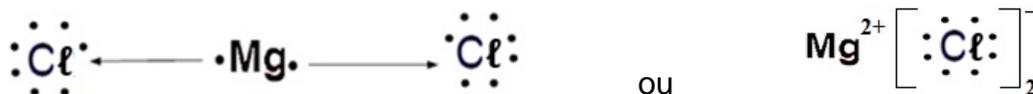
Como exemplo, tem-se o NaCl:



Outra possibilidade é colocar o símbolo do cátion na frente e o símbolo do ânion entre colchetes com os elétrons (representados por bolinhas) da sua última camada após a ligação. Observe o exemplo do NaCl:

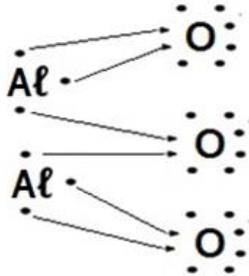
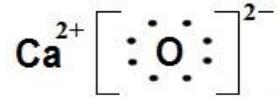


A seguir, são apresentadas as fórmulas eletrônicas do MgCl₂, CaO e Al₂O₃.

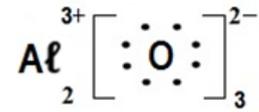




ou



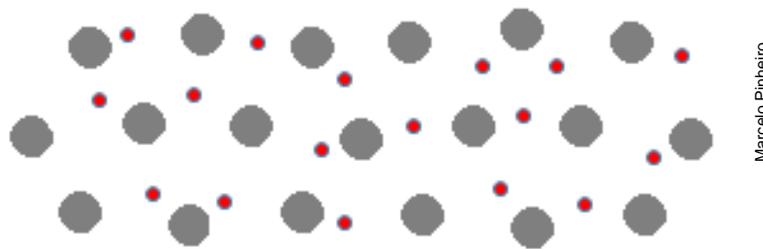
ou



Substâncias metálicas

Uma **substância metálica** é formada por um conjunto de **cristais metálicos** iguais, e cada cristal metálico é resultado da atração (ou ligação) entre **metais** denominada **ligação metálica**.

Substâncias metálicas só contêm ligações metálicas. Nesse tipo de ligação, há cátions metálicos envolvidos por elétrons livres, ou seja, elétrons que escaparam do último nível dos átomos metálicos, os quais apresentam altos valores de eletropositividade. Essa “nuvem” ou “mar” de elétrons livres funciona como ligação metálica mantendo os cátions unidos, pois os elétrons da camada de valência não ficam restritos ao átomo de origem, mas circulam por todo o material metálico. As repulsões entre os cátions são neutralizadas pelos elétrons em movimento. A figura a seguir ilustra um modelo de ligação metálica.



Marcelo Pinheiro

- Elétron em movimento
- Cátion metálico

Modelo do “mar de elétrons” para a ligação metálica.

A existência e o movimento de elétrons livres possibilitam explicar as propriedades importantes das substâncias metálicas, tais como condução de calor e de corrente elétrica, brilho, elevadas temperaturas de fusão e ebulição.

A representação de uma substância metálica pode ser dada por uma fórmula contendo o símbolo do metal acompanhado de um índice “**n**”, indicando que ele aparece em um número indeterminado de vezes, ou apenas pelo símbolo do elemento metálico. Por exemplo, uma barra de ferro pode ser representada pela fórmula Fe_n ou simplesmente pelo símbolo Fe.

Substâncias moleculares

Uma **substância molecular** é formada pela atração entre **moléculas iguais**. Uma molécula é resultado da atração (ou ligação) entre átomos denominada **ligação covalente ou molecular**. Na ligação covalente, os átomos se unem por emparelhamento ou compartilhamento de pares de elétrons,

formando uma **molécula**. Como nenhum átomo participante perde ou ganha elétrons, neste tipo de ligação não há a formação de cátion nem ânion.

Esse tipo de ligação ocorre entre **não-metals**, porém há moléculas contendo metal e um outro elemento não metálico, casos em que a diferença de eletronegatividade entre os átomos é menor que 1,7.

Três fórmulas podem ser utilizadas para representar uma substância molecular: **fórmula molecular**, **fórmula estrutural plana** e **fórmula eletrônica**. Como existem casos em que dois elementos podem se combinar por covalência para formar moléculas diferentes, a fórmula molecular será fornecida nos exercícios. Há ainda a fórmula estrutural espacial que será vista mais adiante e as fórmulas condensada e em linha de ligação (ou fórmula em bastão) utilizadas para compostos de carbono, que serão estudadas no livro de Química Orgânica.

Para montarmos as fórmulas das moléculas devemos saber o seguinte:

Grupo	Número de elétrons na camada de valência	Quantidade de pares compartilhados	Número de ligações
Hidrogênio	1	1 par de elétrons	1 ligação*
13	3	3 pares de elétrons	3 ligações*
14	4	4 pares de elétrons	4 ligações
15	5	3 pares de elétrons	3 ligações
16	6	2 pares de elétrons	2 ligações
17	7	1 par de elétrons	1 ligação

* Não segue a regra do octeto.

Número de ligações covalentes que podem ser feitas pelos elementos.

a) Fórmula molecular: especifica o número de átomos de cada espécie que compõem uma única molécula. Vejamos alguns exemplos:

A fórmula molecular do gás hidrogênio é H_2 , o que indica que suas moléculas são formadas pela união de dois átomos de hidrogênio.

O gás oxigênio tem fórmula molecular O_2 , o que significa que cada molécula é constituída por dois átomos de oxigênio.

O gás nitrogênio é representada pela fórmula molecular N_2 , ou seja, cada uma de suas moléculas é formada pela ligação entre dois átomos de nitrogênio.

A água tem fórmula molecular H_2O , ou seja, suas moléculas são formadas por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.

O gás carbônico ou dióxido de carbono é representado pela fórmula molecular CO_2 , pois cada uma de suas moléculas possui um átomo de carbono e dois átomos de oxigênio.

A amônia tem a fórmula molecular NH_3 , o que significa que suas moléculas são formadas pela união de um átomo de nitrogênio e três átomos de hidrogênio.

O gás metano possui moléculas formadas pela ligação de um átomo de carbono e quatro átomos de hidrogênio, logo é representado pela fórmula molecular **CH₄**.

b) Fórmula eletrônica ou estrutura de Lewis: nesse tipo de fórmula, cada elétron da camada de valência é representado por um pequeno círculo, e aqueles elétrons que participam da ligação covalente são envolvidos por uma linha.

Exemplos:

• **Montando a fórmula eletrônica do H₂:**

A fórmula molecular tem dois átomos de hidrogênio e eles fazem entre si apenas uma ligação covalente, pois o hidrogênio compartilha apenas dois elétrons. Então, na fórmula eletrônica são colocados os símbolos dos dois átomos de hidrogênio e no centro os dois elétrons da ligação covalente envolvidos por uma linha. Observe que cada elétron é proveniente de um átomo de hidrogênio.



• **Montando a fórmula eletrônica do O₂:**

Diferente da fórmula anterior, colocam-se dois pares de elétrons envolvidos por uma linha entre os símbolos dos átomos de oxigênio. Como esse elemento químico pertence ao grupo 16 da tabela periódica, cada átomo de oxigênio faz duas ligações covalentes.

Na fórmula eletrônica também devem ser representados os elétrons que não participam das ligações e que estão nas últimas camadas dos átomos. Como cada átomo de oxigênio tem seis elétrons em sua camada de valência, devem ser colocados mais quatro elétrons em torno de cada símbolo.



• **Montando a fórmula eletrônica do NH₃:**

Essa fórmula tem mais de dois átomos, então um deles deve ficar no centro da estrutura da molécula. O símbolo do elemento central é o que possui apenas um átomo, ou seja, o nitrogênio. Os símbolos dos átomos de hidrogênio devem ser distribuídos igualmente em torno do átomo central. O nitrogênio pertence à família 15 da tabela periódica, então ele faz três ligações covalentes, e cada átomo de hidrogênio faz uma ligação covalente.

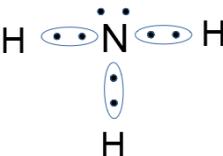
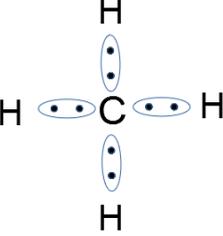
Substância	Fórmula Molecular	Fórmula Eletrônica	Fórmula Estrutural Plana	Tipo de ligação
Gás hidrogênio	H ₂	H  H	H—H	1 ligação simples
Água	H ₂ O	H  H	H—O—H	2 ligações simples
Gás amônia	NH ₃	H  H H	H—N—H H	3 ligações simples
Gás metano	CH ₄	H  H H	H H—C—H H	4 ligações simples
Gás oxigênio	O ₂		O=O	1 ligação dupla
Gás nitrogênio	N ₂		N≡N	1 ligação tripla
Gás carbônico	CO ₂		O=C=O	2 ligações duplas

Tabela de representação de fórmulas.

O tipo de ligação covalente estudado é denominado **ligação covalente comum**. Há muitos casos que um elemento já efetuou todas as suas ligações covalentes comuns possíveis para atingir o octeto, mas quando há sobra de um

ou mais pares eletrônicos na sua última camada, ele pode efetuar outro tipo de ligação covalente denominada **ligação covalente coordenada**.

A diferença entre os dois tipos de ligação covalente é que na ligação coordenada (ou dativa) os dois elétrons são provenientes do mesmo átomo.

Um átomo só faz a ligação coordenada quando não houver mais a possibilidade de efetuar covalências comuns.

O número máximo de ligações covalentes coordenadas que pode ser efetuado depende do grupo do elemento que participa das ligações.

Grupo	Número máximo de ligações coordenadas
15	1
16	2
17	3

Número máximo de ligações coordenadas feitas pelos elementos dos grupos 15, 16 e 17.

Observe alguns exemplos:

- **Gás ozônio**

Fórmula molecular: O₃

Fórmula eletrônica: nessa fórmula, a ligação covalente coordenada é representada por uma seta que parte do par eletrônico ligante proveniente de um único átomo e que aponta para o átomo que não contribuiu com elétrons para a ligação.



A molécula de gás ozônio é formada por três átomos de oxigênio. Os dois primeiros átomos de oxigênio fazem duas ligações covalentes comuns, tal qual ocorre no O_2 . No entanto, o terceiro átomo de oxigênio precisa de dois elétrons para se estabilizar eletronicamente. Dessa forma, um dos átomos de oxigênio que já está com o octeto completo compartilha um de seus pares eletrônicos com esse terceiro átomo de oxigênio e essa é a ligação covalente coordenada.

Fórmula estrutural plana: nessa fórmula, a ligação covalente coordenada é representada por um traço e representa o compartilhamento de um par eletrônico proveniente de um mesmo átomo.

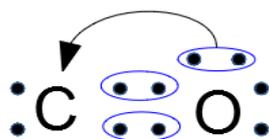


- **Monóxido de carbono**

Fórmula molecular: CO

Fórmula eletrônica:

O oxigênio (grupo 16) compartilha dois de seus seis elétrons da camada de valência com o átomo de carbono, realizando duas ligações covalentes comuns (ligação dupla), completando o seu octeto. No entanto, com apenas essas duas ligações covalentes comuns, o átomo de carbono (grupo 14) não adquire a estabilidade eletrônica, pois ele precisa compartilhar 4 elétrons, ou seja, realizar quatro ligações covalentes. Para completar o octeto do carbono, o átomo de oxigênio compartilha dois elétrons com o átomo de carbono, ou seja, uma ligação covalente coordenada.

**Fórmula estrutural plana:**

Nessa fórmula, a ligação coordenada é representada por um traço, sendo que duas ligações são do tipo covalente comum e a terceira ligação é do tipo covalente coordenada.



- **Dióxido de enxofre**

Fórmula molecular: SO₂

Fórmula eletrônica:

As duas primeiras ligações entre um átomo de enxofre e um dos átomos de oxigênio são covalentes comuns, e os dois atingem o octeto. Como o enxofre ainda possui quatro elétrons não ligantes em sua última camada, ele compartilha mais dois elétrons com o outro átomo de oxigênio. Como esses dois elétrons são provenientes do mesmo átomo (enxofre) a terceira ligação é covalente coordenada.

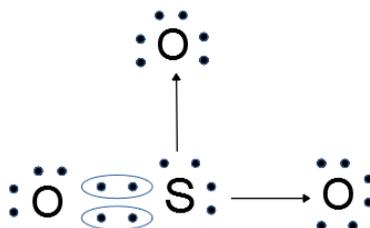
**Fórmula estrutural plana:**

Uma vez que ainda sobraram dois elétrons na última camada do átomo de enxofre, ele ainda pode fazer mais uma ligação covalente coordenada, o que ocorre no SO_3 .

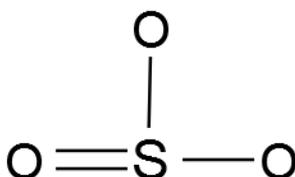
- **Trióxido de enxofre**

Fórmula molecular: SO_3

Fórmula eletrônica:



Fórmula estrutural plana:



Geometria Molecular

Uma substância molecular é formada por moléculas cuja estrutura é tridimensional. Então, uma molécula também pode ser representada por uma estrutura espacial que indica sua forma geométrica. A geometria molecular é a disposição espacial em que se encontram os átomos em uma molécula.

Moléculas que possuem apenas dois átomos têm seus núcleos alinhados, possuindo uma geometria linear.

A geometria de moléculas com mais de 2 átomos depende do número de átomos da molécula e se sobram ou não elétrons não ligantes (elétrons da camada de valência que não participaram de ligações) na última camada do átomo central, conforme o quadro a seguir:

Número de átomos da molécula	Fórmula molecular	Fórmula Eletrônica	Elétrons não ligantes do átomo central	Estrutura espacial	Geometria Molecular
2	H ₂		não há átomo central	H—H	Linear
	HCl			H—Cl	
3	CO ₂		não possui	O=C=O	Linear
	H ₂ O		possui		Angular
	SO ₂				
4	BF ₃		não possui		Trigonal Plana
	SO ₃				
	NH ₃		possui		Piramidal
5	CH ₄		não possui		Tetraédrica

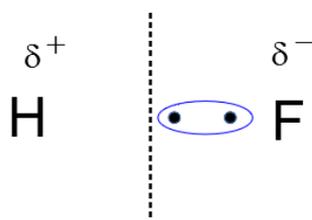
Geometria de moléculas.

Polaridade das ligações covalentes

Uma ligação covalente pode ser classificada quanto à polaridade em **polar** ou **apolar**.

Para entender a **ligação covalente polar**, considere a molécula do fluoreto de hidrogênio (HF). Como a eletronegatividade do átomo de flúor é maior do que a do átomo de hidrogênio, os elétrons da ligação covalente ficam mais próximos do núcleo que os puxa com mais força, ou seja, o núcleo mais eletronegativo. Como os elétrons da ligação ficam mais próximos do átomo de flúor, dizemos que o hidrogênio possui uma carga parcial positiva (polo positivo) e o flúor possui uma carga parcial negativa (polo negativo).

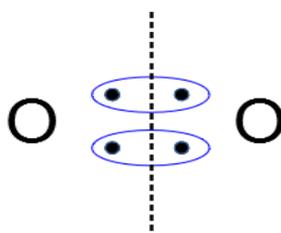
A imagem a seguir representa apenas os elétrons da ligação no HF. Observe que ao traçar uma linha imaginária no centro da ligação, os elétrons participantes da ligação covalente se movimentam na região mais próxima do flúor, gerando os polos elétricos positivo (δ^+) e negativo (δ^-).



Convém ressaltar que não se trata de formação de cátion e ânion, pois não há perda nem ganho de elétrons, e sim polos elétricos na ligação.

Para entender a **ligação covalente apolar**, considere a molécula do gás oxigênio (O_2) que apresenta átomos com a mesma eletronegatividade. Logo, os elétrons das ligações covalentes permanecerão equidistantes dos átomos não havendo a formação de polos elétricos.

A imagem a seguir representa apenas os elétrons das ligações no O_2 . Observe que ao traçar uma linha imaginária no centro das ligações, os elétrons participantes da ligação dupla estão equidistantes dessa linha.



Então a ligação é covalente polar quando há diferença de eletronegatividade entre os elementos, caso contrário a ligação é covalente apolar.

Quanto maior for a diferença de eletronegatividade (ΔE) entre os dois átomos de uma ligação, maior é a polaridade dessa ligação.

As **ligações iônicas são polares** pela sua própria natureza de ser formada pela atração de íons.

Polaridade das moléculas

Vamos estudar a polaridade de moléculas formadas por no máximo dois elementos químicos.

As moléculas cuja diferença de eletronegatividade entre os átomos é igual a zero possuem ligações covalentes apolares, logo são **moléculas apolares**.

Exemplos: H_2 , O_2 , N_2 , O_3 , F_2 , PH_3

Moléculas cuja diferença de eletronegatividade entre os átomos possuem ligações polares, porém elas podem ser **polares**, se os efeitos das suas ligações polares não se anularem, ou **apolares**, se os efeitos das suas ligações polares se anularem.

O efeito de uma ligação covalente polar pode ser considerado como um “vetor polaridade” cujo sentido é, por convenção, do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo da ligação.

A polaridade das moléculas depende do vetor momento dipolar (μ), que é a resultante da soma dos vetores polaridade presentes em cada molécula. Caso haja um vetor resultante a molécula é polar. Caso os vetores se anulem, a molécula é apolar.

Exemplo 1: HCl (eletronegatividade do H = 2,1 e do Cl = 3,0)



(ligação polar, pois $\Delta E \neq 0$, e **molécula polar**, pois só há um vetor

polaridade: $\mu \neq 0$)

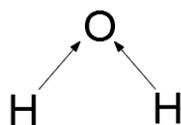
Exemplo 2: CO₂ (eletronegatividade do C = 2,5 e do O = 3,5)



(ligações polares, pois $\Delta E \neq 0$, e **molécula apolar**, pois os vetores

direcionados para lados opostos se anulam: $\mu = 0$)

Exemplo 3: H₂O (eletronegatividade do O = 3,5 e do H = 2,1)



(ligações polares, pois $\Delta E \neq 0$, e **molécula polar**, pois devido à geometria

angular, os vetores não se anulam: $\mu \neq 0$)

Se uma molécula só possui ligações covalentes apolares, ela é uma **molécula apolar**. Porém, se uma molécula possui ligações covalentes polares, ela pode ser uma **molécula polar ou apolar**.

Uma forma simples de se determinar a polaridade de uma molécula sem trabalhar com vetor polaridade é a seguinte:

- Se $\Delta E = 0$: **molécula apolar.**
- Se $\Delta E \neq 0$:
 - a) molécula com **2 átomos**: **molécula polar.**
 - b) molécula com **mais de 2 átomos** com ligantes iguais ao átomo central:
 - **molécula polar**: átomo central com elétrons não ligantes na camada de valência (**geometrias angular e piramidal**).
 - **molécula apolar**: átomo central sem elétrons não ligantes na camada de valência (**geometrias linear, trigonal plana e tetraédrica**).

Determinando a polaridade das moléculas.

Observe o quadro a seguir, são apresentadas algumas moléculas e suas polaridades:

Número de átomos por molécula	Fórmula molecular	Polaridade da(s) ligação(ões)	Geometria	Polaridade da molécula
2	O ₂	apolar	linear	apolar
	HCl	polar	linear	polar
3	CO ₂	polar	linear	apolar
	SO ₂	polar	angular	polar
	H ₂ O			
4	BF ₃	polar	trigonal plana	apolar
	SO ₃			
	NH ₃	polar	piramidal	polar
5	CH ₄	polar	tetraédrica	apolar

Polaridade das moléculas

Substâncias moleculares polares são formadas por **moléculas polares**, e **substâncias moleculares apolares** são formadas por **moléculas apolares**.

As **substâncias iônicas** são **polares**, pois os compostos iônicos são polares pela sua própria natureza.

Ligações intermoleculares

As substâncias iônicas só possuem fortes ligações iônicas entre seus átomos.

As substâncias metálicas só possuem fortes ligações metálicas entre seus átomos.

As substâncias moleculares têm ligações covalentes entre seus átomos, e no estado sólido e líquido, apresentam interações mais fracas entre suas moléculas denominadas **ligações intermoleculares**. Estas ligações praticamente deixam de existir quando um líquido entra em ebulição.

As forças ou ligações intermoleculares, ou seja, as atrações entre as moléculas são muito mais fracas do que as atrações entre os átomos no interior das moléculas (forças ou ligações intramoleculares, que são as ligações químicas que formam as moléculas). Por exemplo, para a molécula de HCl, os átomos de H e de Cl são unidos pelo compartilhamento de elétrons (ligação

covalente), o que determina as **propriedades químicas** da substância HCl. Por outro lado, as atrações entre as moléculas (ligações intermoleculares) de HCl próximas são mais fracas e são as responsáveis pelas **propriedades físicas** da substância HCl.

Existem diferentes tipos de ligações ou interações intermoleculares e todas têm em comum o fato de elas surgirem a partir das atrações entre cargas elétricas opostas. A Tabela a seguir apresenta os diferentes tipos de ligações intermoleculares.

Tipo de molécula	Ligação intermolecular
Apolar	Dipolo induzido ou força de London
Polar	Dipolo-dipolo ou dipolo permanente
Polar (H ligado a F, O ou N)	Ligação de hidrogênio

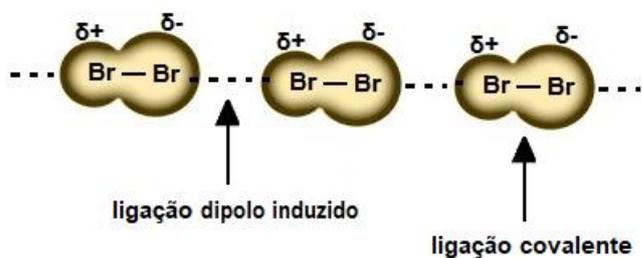
Tipos de ligações intermoleculares.

Exemplos:

- **Interações entre as moléculas de Br₂**

As moléculas da substância bromo (Br₂) são apolares e as interações que ocorrem entre esses tipos de moléculas são chamadas de **dipolo induzido ou forças de dispersão de London (forças de London)**. Quando uma molécula de Br₂ se aproxima de outra, os elétrons de uma molécula repelem os elétrons da outra e vice-versa. Então, em cada molécula de Br₂ os elétrons tenderão a ficar mais para o lado oposto da molécula vizinha, gerando uma região com excesso de elétrons e outra com falta de elétrons. Com isso, há formação de um **dipolo**

instantâneo ou **dipolo induzido**, pois a primeira molécula induz a formação de um dipolo na molécula vizinha, conforme a figura a seguir.



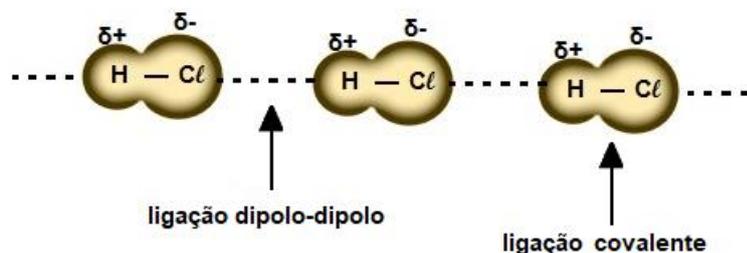
Lidiane Almeida

A ligação entre os átomos na molécula apolar de Br_2 é covalente, e a interação entre as moléculas de Br_2 é dipolo induzido. A região com maior concentração de elétrons foi representada por um círculo maior.

Esses dois dipolos se atraem brevemente, o que caracteriza um tipo de interação molecular fraca.

• **Interações entre moléculas de HCl**

As moléculas da substância cloreto de hidrogênio (HCl) são polares, pois são formadas por dois átomos com eletronegatividades diferentes, apresentando dipolos elétricos. Portanto, quando duas moléculas de HCl estão próximas, a região positiva de uma molécula atrai a região negativa de outra molécula próxima, e vice-versa. Assim, as moléculas polares interagem umas com as outras por atração eletrostática entre os dipolos. Esse tipo de interação que ocorre em todas as moléculas polares é denominado **interação dipolo-dipolo** e é mais forte do que as interações dipolo induzido.

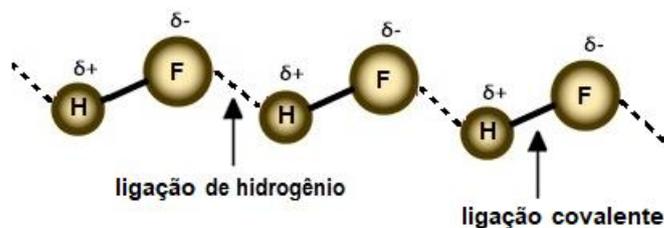


Lidiane Almeida

A ligação entre os átomos na molécula polar de HCl é covalente, e a interação entre as moléculas de HCl é dipolo-dipolo. A região com maior concentração de elétrons foi representada por um círculo maior.

• Interações entre moléculas de HF

As moléculas da substância ácido fluorídrico (HF) também são polares, porém as interações entre suas moléculas são mais fortes que as que ocorrem entre as moléculas do HCl. Isso ocorre porque o átomo de flúor (F) é muito pequeno, possuindo elevada eletronegatividade. Assim, esse átomo atrai com muita intensidade o elétron do átomo de hidrogênio. A região do átomo de hidrogênio fica positiva e a do flúor torna-se negativa e essa polarização é mais intensa. Com isso, numa molécula o átomo de hidrogênio interage fortemente com a região negativa de outra molécula de HF, e seu o átomo de flúor interage fortemente com a região positiva de outra molécula de HF.



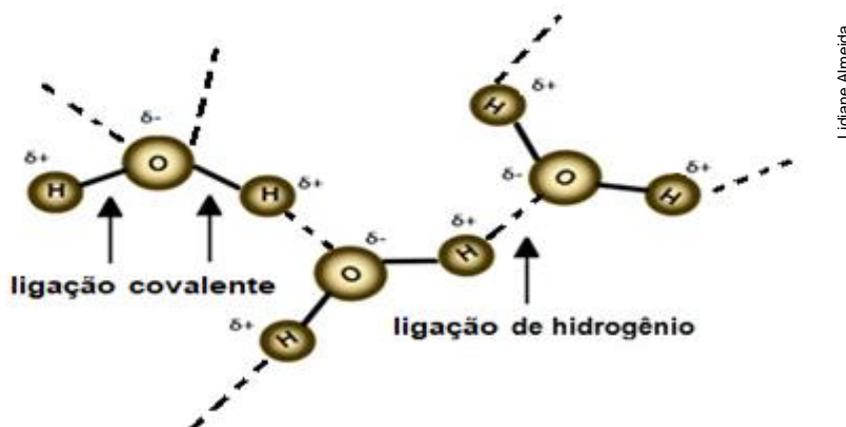
Lidiane Almeida

A ligação entre os átomos na molécula polar de HF é covalente, e a interação entre as moléculas de HF é ligação de hidrogênio.

Esse tipo de interação entre moléculas polares recebe o nome de **ligação de hidrogênio**. Além do átomo de flúor, os átomos de oxigênio (O) e nitrogênio (N) também apresentam esse comportamento quando ligados ao átomo de hidrogênio. Esse tipo de interação é mais forte do que as do tipo dipolo-dipolo e dipolo induzido.

• **Interações entre moléculas de H₂O**

Conforme mencionado anteriormente, as moléculas, em que há ligações entre átomos de oxigênio e hidrogênio são polares. As moléculas de água (H₂O) se mantêm unidas nos estados sólido e líquido, graças às interações entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio de moléculas vizinhas. Por ser mais eletronegativo o oxigênio funciona como polo negativo e o hidrogênio é o polo positivo. Essas interações entre as moléculas de água são ligações de hidrogênio.



A ligação entre os átomos na molécula polar de H₂O é covalente, e a interação entre as moléculas de H₂O é ligação de hidrogênio.

Temperatura de ebulição das substâncias

Sabemos que ao aquecermos uma substância no estado líquido, ela começa a passar para o estado gasoso ao ser atingida a sua temperatura de ebulição. A temperatura de ebulição da substância depende da força da ligação que será rompida durante a mudança de estado físico. Quanto mais forte for essa ligação, maior é a temperatura de ebulição da substância.

As ligações interatômicas (iônica, covalente e metálica) são mais fortes que as ligações intermoleculares (dipolo induzido, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio). Dentre as ligações interatômicas, as covalentes são mais fracas que as iônicas e metálicas.

Como as substâncias iônicas possuem somente fortes ligações iônicas e as substâncias metálicas possuem somente fortes ligações metálicas, suas temperaturas de ebulição são altas. As substâncias moleculares possuem fortes ligações covalentes entre os átomos de uma mesma molécula e fracas ligações entre as moléculas, portanto somente as ligações intermoleculares são rompidas durante a ebulição.

A ordem crescente das forças das ligações intermoleculares é a seguinte:

Dipolo induzido < dipolo-dipolo < ligação de hidrogênio

- Normalmente (existem exceções), se substâncias moleculares possuem o mesmo tipo de força intermolecular, apresenta maior temperatura de ebulição aquela formada por moléculas de maior tamanho, pois podem fazer um número maior de ligações intermoleculares. Por exemplo, substâncias cujas moléculas só possuem átomos de carbono e hidrogênio, como C_3H_8 , C_4H_{10} e C_5H_{12} são apolares, logo suas ligações intermoleculares são do tipo dipolo induzido. O propano (C_3H_8) apresenta temperatura de ebulição de $-42,1\text{ }^\circ\text{C}$, enquanto que butano (C_4H_{10}) e pentano (C_5H_{12}) apresentam temperatura de ebulição de $-0,5\text{ }^\circ\text{C}$ e $36,06\text{ }^\circ\text{C}$, respectivamente. O pentano possui moléculas maiores que o butano que por sua vez possui moléculas maiores que o propano.

- Se substâncias moleculares cujas moléculas possuem tamanhos próximos tiverem forças intermoleculares diferentes, terá maior ponto de ebulição aquela que tiver a ligação intermolecular mais forte. Por exemplo, a substância metano (CH_4), que apresenta interações intermoleculares do tipo dipolo induzido, tem temperatura de ebulição de $-161,5\text{ }^\circ\text{C}$, enquanto que a substância cloreto de hidrogênio (HCl), que têm interações do tipo dipolo-dipolo, tem $-85\text{ }^\circ\text{C}$ de temperatura de ebulição e por último, a substância água (H_2O) que apresenta interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio entra em ebulição a $100\text{ }^\circ\text{C}$.

Características das substâncias iônicas, moleculares e metálicas

As **substâncias iônicas** apresentam ligações resultantes da atração eletrostática entre íons positivos (cátions) e negativos (ânions) que se atraem fortemente. Portanto, um sólido iônico é constituído por íons dispostos em arranjos organizados com formas geométricas bem definidas, denominados **retículos cristalinos**. Tais arranjos explicam as seguintes propriedades dos compostos iônicos:

- possuem elevadas temperaturas de fusão e de ebulição, pois deve ser fornecida uma grande quantidade de energia para romper a forte atração (ligação iônica) entre os íons;
- se apresentam no estado físico sólido em temperatura e pressão ambientes (25 °C e 1 atm);
- são bons condutores de energia elétrica quando estão no estado líquido ou em dissolvidos em água (solução aquosa), pois nesses casos as ligações iônicas são rompidas e os íons ficam livres para se movimentarem e conduzirem eletricidade. Já no estado sólido não há condução, pois os íons estão fortemente unidos no retículo cristalino.

As **substâncias metálicas** apresentam como principais características:

- boas condutividades elétrica e térmica, devido à presença de elétrons livres (elétrons deslocalizados) em sua estrutura;
- apresentam brilho, pois os elétrons deslocalizados em uma superfície metálica, absorvem e irradiam a luz que incide na superfície;
- Em geral, são sólidas em condições ambientes, exceto o mercúrio que se apresenta no estado líquido, pois possuem elevadas temperaturas de ebulição e de fusão. Elas possuem essas características devido à forte atração entre os elétrons livres e os íons positivos presentes nessas substâncias;
- A maioria dos metais possui coloração prateada, exceto ouro (Au), que é dourado e o cobre (Cu), que é avermelhado;
- são maleáveis, pois podem ser transformados em lâminas;
- São dúcteis, pois podem ser transformados em fios.

As **substâncias moleculares** possuem fortes ligações covalentes entre os átomos de cada molécula e ligações mais fracas entre as moléculas (dipolo induzido, dipolo-dipolo e ligação de hidrogênio). Isso confere a essas substâncias as seguintes propriedades:

- podem ser encontradas nos três estados físicos, nas condições ambientes (25 °C e 1 atm). Por exemplo, a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) é sólida; o etanol (C_2H_6O) e a água são líquidos e o metano (CH_4) é um gás nas condições ambientes;
- Em geral, são consideradas isolantes elétricos nos estados sólido e líquido.

Curiosidade

Algumas substâncias conhecidas como **sólidos covalentes** apresentam elevadas temperaturas de fusão e de ebulição e são boas condutoras de corrente elétrica, como por exemplo, diamante, grafite, grafeno e fulereno. Essas substâncias são diferentes, mas são formadas pelo mesmo elemento químico, o carbono, ou seja, são **formas alotrópicas** do carbono. Além desses exemplos, existem outros sólidos covalentes tais como o dióxido de silício (SiO_2) e o carbeto de silício (SiC). Nestes sólidos não há moléculas independentes e sim um retículo tridimensional, o que justifica as elevadas temperaturas de fusão e de ebulição de tais substâncias, que podem ultrapassar os 1000 °C.

Número de oxidação

Número de oxidação (Nox) de um elemento químico é a carga elétrica que esse elemento adquire ao realizar uma ligação química. Para se determinar o Nox de um elemento usando a fórmula molecular, devemos conhecer as regras:

- O Nox de um elemento em uma substância simples é igual a **zero**.
- A soma dos Nox dos elementos em uma substância composta é igual a **zero**.
- A soma dos Nox dos elementos em um íon é igual à **carga do íon**.

No caso de substâncias compostas e íons compostos, para se calcular o Nox de um elemento deve-se conhecer os valores das cargas dos outros elementos, que podem ser obtidos na tabela a seguir:

Nox de elementos em substâncias compostas

- Elementos da Família 1 e prata (Ag) => **+ 1**
- Elementos da Família 2, cádmio (Cd) e zinco (Zn) => **+ 2**
- Alumínio (Al) => **+ 3**
- Elementos da Família 15 => **-3** (em ausência de Oxigênio)
- Elementos da Família 16 => **-2** (em ausência de Oxigênio)
- Elementos da Família 17 (exceto flúor) => **-1** (em ausência de Oxigênio)
- Flúor (F) => **-1**
- O Oxigênio apresenta Nox = **-2** na maioria dos casos.
- O Hidrogênio apresenta Nox = **+1** na maioria dos casos, exceto em compostos binários com metais, onde seu Nox é igual a **- 1**.

Valores de número de oxidação de alguns elementos em substâncias compostas.

Observe a seguir a determinação do Nox do elemento sublinhado em cada exemplo:

- O₂ => **o Nox do oxigênio é igual a zero**, pois trata-se de uma substância simples.

• **FeCl₃**

Fe	Cl₃	Separação de átomos.
x	-1	Nox de cada átomo. O Cl tem Nox = -1, pois é elemento da família 17.
x	-3	Multiplicou-se o n° de átomos de cada elemento pelo seu Nox.

Como a soma dos nox de cada elemento é igual a zero, tem-se:

$$x - 3 = 0 \Rightarrow x = +3$$

O Nox do ferro (Fe) é +3.

• **H₃PO₄**

H₃	P	O₄	Separação de átomos.
+1	x	-2	Nox de cada átomo.
+3	x	-8	Multiplicou-se o n° de átomos de cada elemento pelo seu Nox

Como a soma dos nox de cada elemento é igual a zero, tem-se:

$$+ 3 + x - 8 = 0 \Rightarrow x = +5$$

O Nox do fósforo (P) é +5.

• Na₂CO₃

Na ₂	<u>C</u>	O ₃	Separação de átomos.
+1	x	-2	Nox de cada átomo. O Na tem Nox = +1, pois é elemento da família 1.
+2	x	-6	Multiplicou-se o n° de átomos de cada elemento pelo seu Nox

Como a soma dos nox de cada elemento é igual a zero, tem-se:

$$+ 2 + x - 6 = 0 \Rightarrow x = +4$$

O Nox do carbono (C) é +4.

• K₂Cr₂O₇

K ₂	<u>Cr</u> ₂	O ₇	Separação de átomos.
+1	x	-2	Nox de cada átomo. O K tem Nox = +1, pois é elemento da família 1.
+2	2x	-14	Multiplicou-se o n° de átomos de cada elemento pelo seu Nox.

Como a soma dos nox de cada elemento é igual a zero, tem-se:

$$+ 2 + 2x - 14 = 0 \Rightarrow 2x - 12 = 0 \Rightarrow 2x = 12 \Rightarrow x = +6$$

O Nox do crômio (Cr) é +6.

• $Al_2(\underline{S}O_4)_3$

Al_2	\underline{S}_3	O_{12}	Separação de átomos.
+3	x	-2	Nox de cada átomo.
+6	3x	-24	Multiplicou-se o n° de átomos de cada elemento pelo seu Nox.

Como a soma dos nox de cada elemento é igual a zero, tem-se:

$$+ 6 + 3x - 24 = 0 \Rightarrow 3x - 18 = 0 \Rightarrow 3x = 18 \Rightarrow x = +6$$

O Nox do alumínio (Al) é +6.

• $\underline{N}O_3^-$

\underline{N}	O_3	-	Separação de átomos e carga do íon.
x	-2		Nox de cada átomo.
x	-6		Multiplicou-se o n° de átomos de cada elemento pelo seu Nox.

O NO_3^- é um íon, logo a soma dos nox de cada elemento é igual a caega do íon, ou seja, -1. Portanto:

$$x - 6 = -1 \Rightarrow x = +5$$

O Nox do nitrogênio (N) é +5.

Misturas

As **misturas** são formadas pela união de duas ou mais substâncias que conservam suas individualidades, ou seja, podem ser separadas por simples processos de separação de misturas. Formar uma mistura é um fenômeno físico, pois não ocorre formação de nova substância. Como uma mistura não apresenta moléculas iguais, ela não é representada por uma única fórmula, tal qual a substância. Neste caso, se informa a composição química da mistura, ou seja, os componentes que estão presentes.

Por exemplo, o leite é uma mistura de água, gordura, proteínas, etc. e o ar atmosférico é uma mistura de gases, contendo principalmente gás nitrogênio e gás oxigênio.

Ao misturar dois ou mais elementos, entre os quais pelo menos um é metal, é possível obter um material com propriedades e características físicas mais satisfatórias do que com as substâncias individualmente. Portanto, uma **liga metálica** é uma mistura de substâncias cujo componente principal é um metal.

Uma liga metálica é produzida pela fusão de um metal que tem temperatura de fusão mais elevada seguida da adição dos demais componentes da liga, que se fundem completamente. Depois, a mistura resfria e solidifica,

produzindo materiais de melhor qualidade em relação às propriedades mecânica, térmica, elétrica, anticorrosiva ou magnéticas.

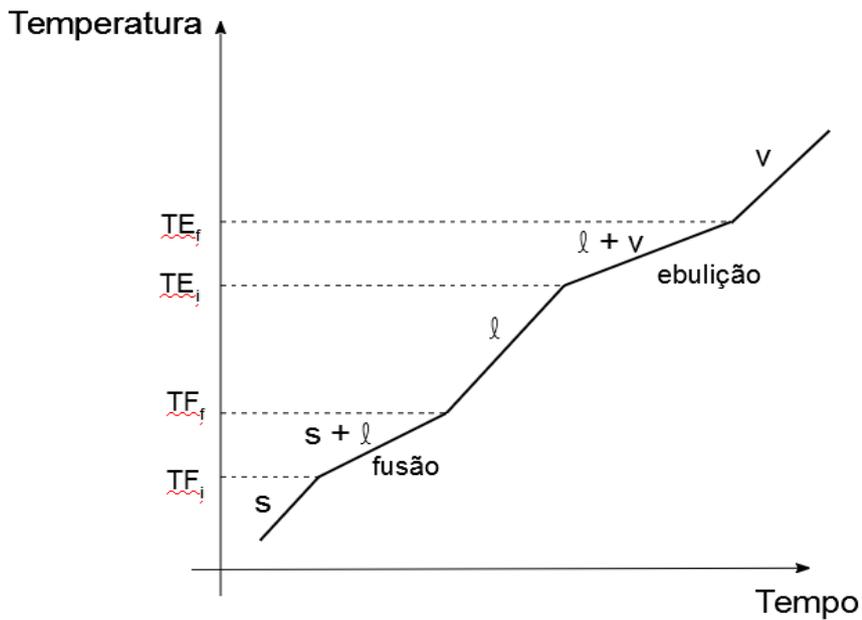
Observe a tabela a seguir com alguns exemplos de ligas metálicas.

Liga	Composição
Aço	98,5% de Fe + 0,5 a 1,7% de C + traços de Si, S e P.
Aço Inox	74% de aço + 18% de Cr + 8% de Ni
Bronze	90% de Cu + 10% de Sn
Latão	67% de Cu + 33% de Zn
Ouro 18 quilates	75% de Au + 13% de Ag + 12% de Cu

Exemplos de ligas metálicas.

Uma mistura não apresenta propriedades físicas e químicas definidas, pois tais propriedades dependem das quantidades misturadas. Por exemplo, a temperatura de fusão, de ebulição e a densidade de uma mistura entre água e sal, depende da massa de sal que foi dissolvida na água.

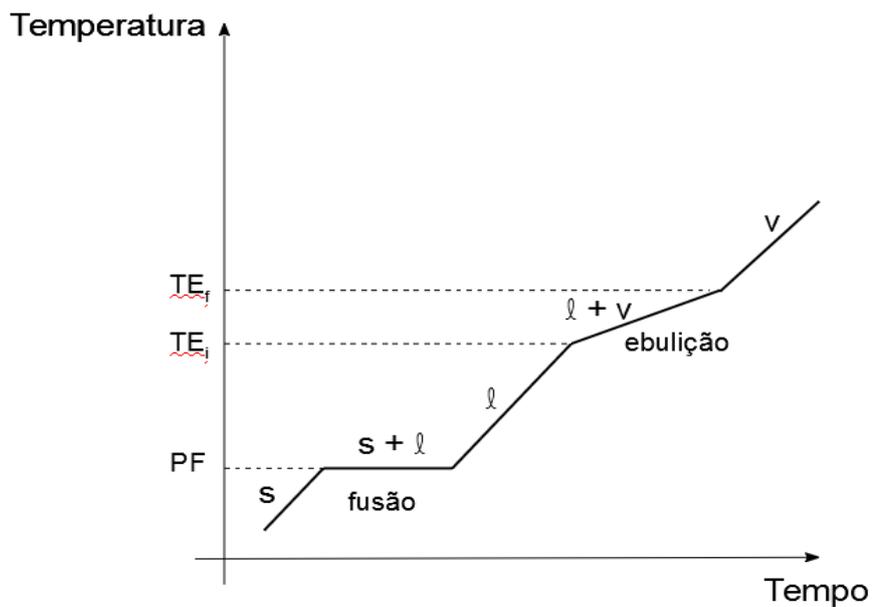
As misturas não apresentam temperatura constante durante as duas mudanças de estado físico. Diferente do gráfico de substância, no eixo x não há PF e PE, pois a temperatura não fica constante durante a fusão e a ebulição da mistura. Assim, tem-se uma temperatura inicial de fusão (TF_i) e uma temperatura final de fusão (TF_f). Da mesma forma são definidos TE_i e TE_f para a ebulição.



Marcelo Pinheiro

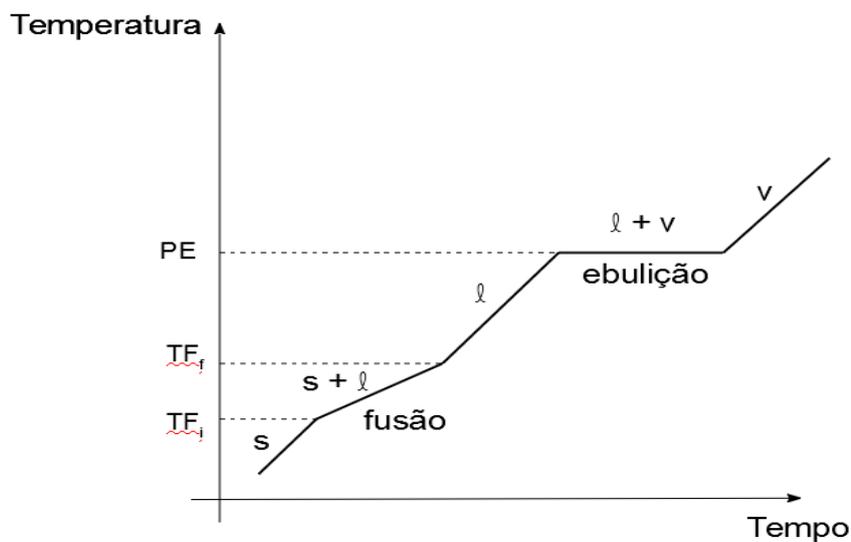
Gráfico de aquecimento de uma mistura comum.

Existem casos especiais de misturas em que a temperatura permanece constante em apenas uma das mudanças de estado físico. Tais misturas são denominadas eutética e azeotrópica. A mistura **eutética** apresenta temperatura constante apenas durante a fusão e a **azeotrópica** apresenta temperatura constante apenas durante a ebulição.



Marcelo Pinheiro

Gráfico de aquecimento de uma mistura eutética.



Marcelo Pinheiro

Gráfico de aquecimento de uma mistura azeotrópica.

Quando as substâncias entram em contato elas podem se misturar ou não. Uma **substância polar** tende a dissolver outra **substância polar**, formando uma mistura com apenas um aspecto visual, ou seja, um aspecto homogêneo. Da mesma forma, **substância apolar** tende a dissolver **substância apolar**. Quando uma substância polar é posta em contato com uma substância apolar, elas não tendem a se dissolver, e formam uma mistura com mais de um aspecto visual, ou seja, com aspecto heterogêneo.

Portanto, uma mistura pode ser classificada quanto ao aspecto visual em **homogênea** ou **heterogênea**.

A **mistura homogênea** ou **solução** é o tipo de mistura que apresenta apenas uma fase (1 aspecto visual) ao ser observada a olho nu e ao microscópio óptico comum. É denominada também de mistura monofásica.

Exemplos: água e sal dissolvido ou água e álcool: 1 fase (mistura monofásica) e 2 componentes (água com sal ou água com álcool).



Marcelo Pinheiro

Mistura entre água e sal ou água e álcool.

Nesse tipo de mistura não conseguimos identificar visualmente os componentes da mistura, tanto que no copo da imagem acima pode haver água e sal dissolvido, ou água e álcool, ou outra mistura homogênea incolor.

A **mistura heterogênea** é o tipo de mistura que apresenta mais de uma fase ao ser observada ao olho nu ou ao microscópio óptico comum. É também chamada de mistura polifásica.

Exemplo: água e óleo de cozinha: 2 fases (mistura bifásica) e 2 componentes (água com óleo).



Marcelo Pinheiro

Mistura entre água e óleo de cozinha.

Óleo de cozinha e água são imiscíveis, ou seja, não se misturam. O óleo flutua sobre a água por ser menos denso. Apesar de os líquidos não se misturarem, o conjunto água e óleo é chamado de mistura heterogênea.

Se tentarmos agitar a mistura, pequenos glóbulos do óleo ficarão dentro da água. Trata-se de uma emulsão que é instável, pois com o tempo essas gotículas se separam da água novamente.

Os **agentes emulsificantes** (surfactantes) são substâncias adicionadas às emulsões para aumentar a sua estabilidade tornando-as estáveis e homogêneas. O leite e a maionese são exemplos de emulsões estáveis.

Curiosidade

Os derivados de petróleo (querosene, gasolina, óleo diesel) são apolares, por isso, solúveis entre si e insolúveis em água.

As moléculas presentes no etanol ou álcool etílico (C_2H_5OH) e nos detergentes possuem uma região polar e outra apolar, por isso tais substâncias são solúveis em solventes polares, como a água, e em apolares, como o óleo e a gasolina.

Processos físicos de separação de misturas

Como os materiais encontrados na natureza são em sua grande maioria formados por misturas, muitas vezes se quer separar um ou mais componentes de uma mistura para tentar aproveitar de alguma forma o que foi separado. Para tal, podem ser utilizados processos físicos de separação de misturas tais como separar pedrinhas do feijão por catação, remover bagaços de um suco de frutas por filtração, obter essências para preparar um chá por extração, retirar sal de cozinha a partir da água do mar por evaporação, separar componentes do petróleo numa refinaria por destilação fracionada.

Os processos utilizados para separação de componentes de uma mistura dependem do tipo de mistura, ou seja, se ela é heterogênea ou homogênea. Para a separação desses componentes são utilizados diversos processos, destacando-se:

Separação de misturas heterogêneas

Os principais processos utilizados para separar componentes de misturas heterogêneas são: catação, peneiração, levigação, decantação, dissolução fracionada e sublimação. Com exceção da sublimação, os outros processos utilizados para separar misturas heterogêneas não utilizam aquecimento ou resfriamento.

Catação

A catação é empregada na separação de componentes sólidos que possuem tamanhos diferentes, utilizando-se geralmente as mãos ou uma pinça para a retirada de um dos componentes.

Por exemplo, pode-se utilizar as mãos para se retirar as impurezas presentes numa amostra de feijão.



Lidiane Almeida

Separação das impurezas do feijão por catação.

Peneiração ou tamisação

A peneiração é empregada na separação de componentes sólidos de tamanhos diferentes com o auxílio de uma peneira, também conhecida como tamis.

Quando se quer retirar pedras misturadas na areia, pode-se utilizar uma peneira que só deixe passar a areia. Uma peneira caseira também pode ser usada para se separar grãos maiores presentes na farinha de trigo.



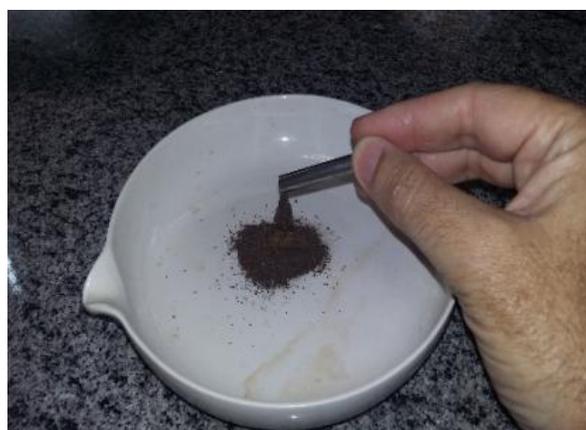
Lidiane Almeida

Separação de grãos maiores da farinha de trigo usando uma peneira.

Imantação ou separação magnética

Consiste no uso de um ímã para atrair um componente metálico da mistura.

Numa mistura entre pó de ferro e areia, usa-se um ímã para atrair o pó de ferro e separar da areia.



Marcelo Pinheiro

Uso de um ímã para retirar pó de ferro em uma mistura com areia.

Levigação

A levigação é empregada na separação de componentes sólidos onde o menos denso é arrastado por uma corrente de água.

É um procedimento utilizado, por exemplo, para separar pedrinhas de ouro de uma mistura entre areia e pedras com uma bacia chamada bateia. Impurezas presentes em cascas de frutas também podem ser retiradas pelo uso de água corrente.



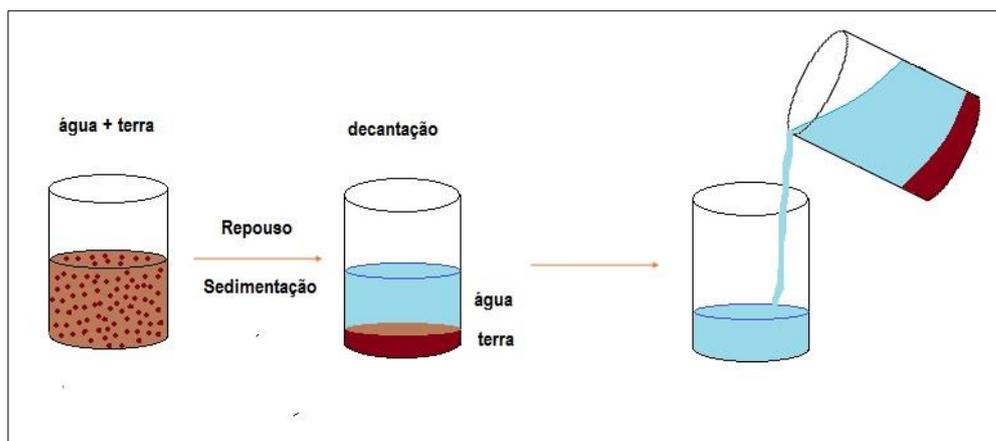
Lidiane Almeida

Uso de água corrente para retirar impurezas das cascas das frutas.

Decantação

O processo de decantação consiste em deixar a mistura em repouso para que o componente mais denso se deposite no fundo de um recipiente. O tempo de decantação depende da velocidade de deposição das partículas, o que pode ser bastante lento.

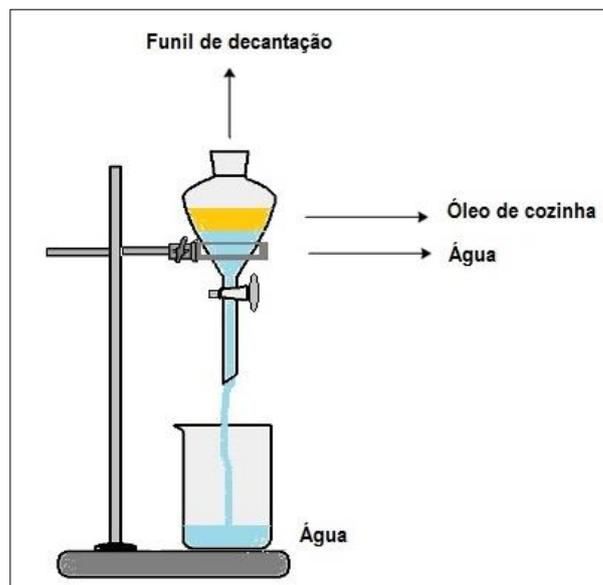
- Se a mistura for entre **um sólido e um líquido**, como terra e água, deixa-se a mistura em repouso para que a terra se deposite no fundo. Pode-se retirar a água entornando-a em outro recipiente. Nesse caso, não é um processo muito eficiente, pois deve-se tomar cuidado para a terra não passar para o outro frasco. Isso só será possível se um pouco de água ficar no recipiente onde estava a mistura, ou seja, a separação não é completa.



Lidiane Almeida

Decantação para separar uma mistura entre água e terra.

- Se a mistura for entre **dois líquidos imiscíveis**, como por exemplo água e óleo de cozinha, utiliza-se um funil de decantação ou funil de separação. A mistura é colocada no funil e deixada em repouso. O funil possui uma torneira que fecha ou abre a passagem de líquido por um pequeno orifício. Após a separação das camadas, abre-se a torneira do funil para que o líquido mais denso esorra para outro recipiente. Quando a superfície de separação entre os componentes atingir o orifício, o que não é tão preciso, deve-se fechar a torneira.



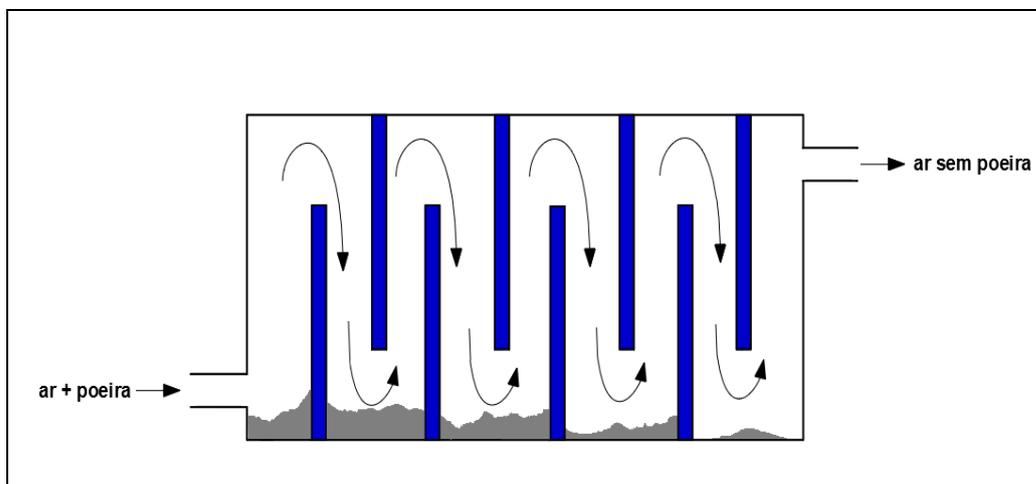
Uso do funil de decantação para separar a mistura entre água e óleo de cozinha.

Fechar a torneira no exato momento que a superfície de separação entre os líquidos chegar ao orifício não é uma tarefa possível, então deve-se analisar o que se está querendo, água sem óleo ou óleo sem água. No primeiro caso, fecha-se a torneira antes da superfície de separação chegar ao orifício não deixando passar o óleo, e na segunda opção, deixa-se escorrer um pouco de óleo antes de fechar a torneira, ficando somente óleo no funil de decantação.

- Se uma mistura for entre um **sólido e um gás**, como o caso de uma mistura entre poeira e ar, pode-se usar uma câmara de poeira, equipamento em que as impurezas sólidas se separam do ar ao se chocarem contra paredes posicionadas em cima e em baixo de forma alternada.

Nessa câmara, o ar misturado com partículas sólidas(poeira) entra por baixo. Quando essas partículas mais densas se chocam contra as paredes da

câmara, elas sedimentam no fundo do equipamento. O ar sai do outro lado pela parte superior sem as partículas sólidas.



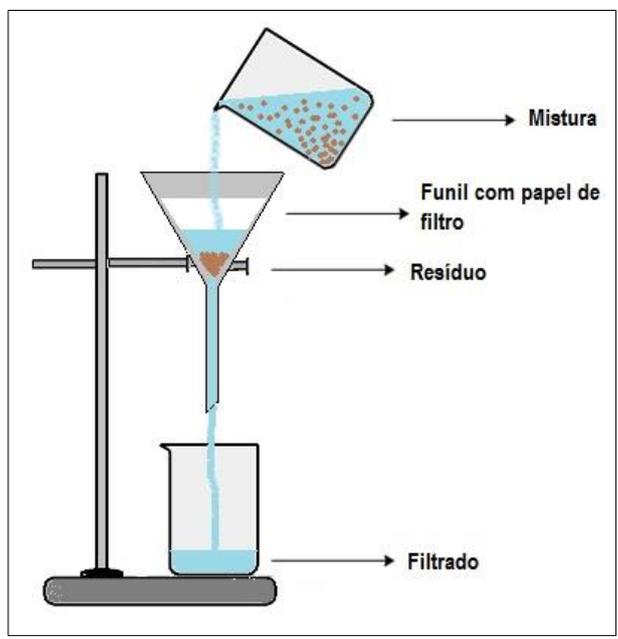
Câmara de poeira.

A decantação é um processo lento, então uma centrífuga pode ser utilizada para aumentar a velocidade da decantação de uma mistura entre líquido e sólido. Na **centrifugação**, a mistura é colocada em um dos tubos da centrífuga que, ao realizar uma rotação, faz com que as partículas sólidas se depositem no fundo desse tubo. Esse processo é utilizado, por exemplo, para separar os componentes sólidos da parte líquida do sangue denominada plasma.

Filtração

Na filtração utiliza-se um sistema para separar um componente sólido de um líquido ou gás. Em laboratório, esse sistema costuma ser um funil de vidro preso a um suporte universal. Dentro do funil coloca-se um papel de filtro que permite a passagem apenas do líquido. A filtração pode ser **simples**, que ocorre de forma lenta, ou **a vácuo**, que é um procedimento mais rápido.

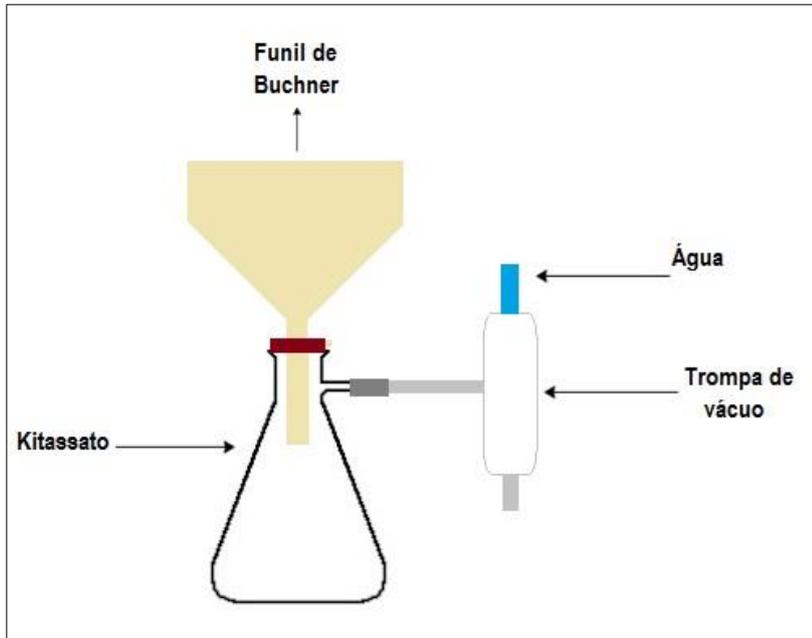
- No caso de uma mistura entre **sólido e líquido**, como areia e água, pode-se utilizar a filtração simples, e a areia fica retida no papel de filtro.



Lidiane Almeida

Filtração simples entre uma mistura entre água e areia.

Outra opção, é utilizar um equipamento de filtração a vácuo cuja aparelhagem é composta por um kitassato, um funil feito de porcelana com vários furinhos em seu interior chamado de funil de Buchner e uma trompa de vácuo. No funil se coloca o papel de filtro, e a trompa de vácuo serve para puxar o ar de dentro do kitassato. A mistura heterogênea entre líquido e sólido é colocada dentro do funil com o papel de filtro. Com a retirada do ar de dentro do kitassato, a pressão em seu interior passa a ser menor que a pressão atmosférica, então o líquido é empurrado rapidamente para dentro do recipiente, e o sólido fica preso no papel de filtro. Esse processo é muito mais rápido que a filtração simples.



Equipamento para filtração a vácuo.

- No caso de uma mistura entre **sólido e gás**, como poeira e ar atmosférico, pode-se usar um aspirador de pó que possui um filtro para retirar as impurezas do ar que é sugado pelo tubo.



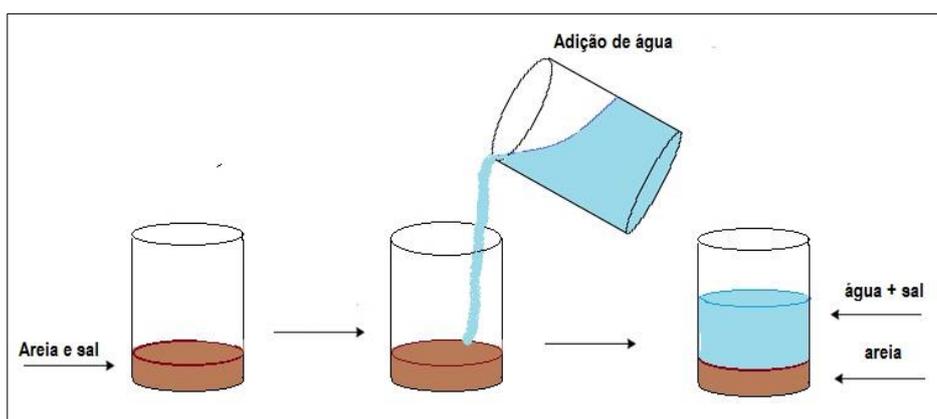
Marcelo Pinheiro

Aspirador de pó.

Dissolução fracionada ou extração

Nesse processo, adiciona-se à mistura heterogênea entre sólidos uma substância capaz de dissolver apenas um dos componentes.

Por exemplo, a adição da água a uma mistura entre areia e sal de cozinha para dissolver o sal, extraíndo o sal da mistura. Ainda são necessários outros processos para obter cada componente individual, tais como filtração para separar a areia da água e evaporação ou destilação simples para separar a mistura homogênea entre sal e água, processos que serão vistos a seguir.



Lidiane Almeida

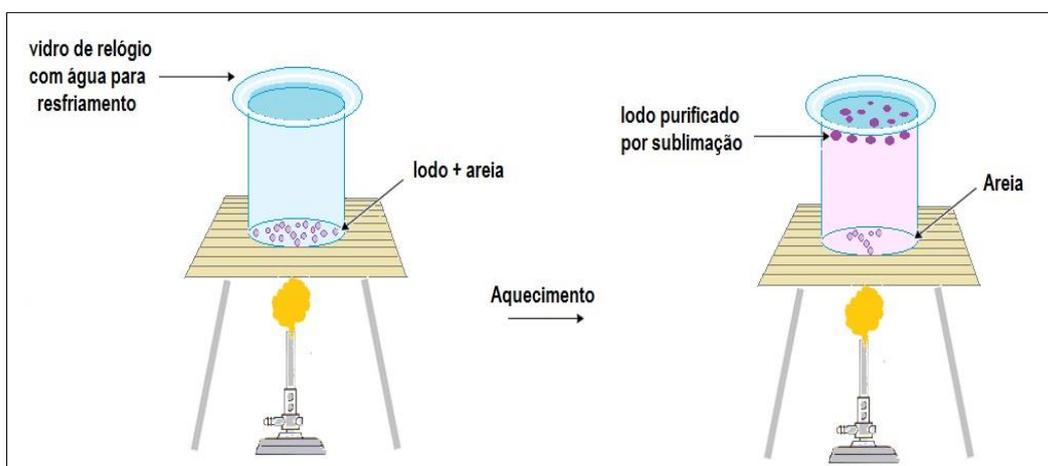
Dissolução fracionada em uma mistura de sal e areia.

Esse processo também é utilizado no preparo de café, ao extrair essências do pó utilizando água quente. A retirada de clorofila das folhas de uma planta também pode ser realizada por extração utilizando álcool.

Separação por sublimação

Esse processo pode ser utilizado quando um dos componentes de uma mistura heterogênea entre sólidos sofre sublimação ao ser aquecido. O vapor formado pode ser resfriado em seguida, obtendo-se novamente o componente que sublimou separado da mistura.

Por exemplo, ao aquecer uma mistura entre iodo e areia em um recipiente, o iodo sofre sublimação, liberando vapores arroxeados. Esses vapores podem retornar ao estado sólido ao entrarem em contato com um vidro de relógio (tampa de vidro utilizada em laboratório) colocado sobre o recipiente, recuperando o iodo puro. O iodo puro fica retido na superfície do vidro de relógio.



Lidiane Almeida

Separação de iodo e areia por sublimação.

Separação de misturas homogêneas

Os principais processos utilizados para separar componentes de misturas homogêneas são: evaporação, destilação simples, destilação fracionada, fusão

fracionada e liquefação fracionada. Os quatro primeiros processos ocorrem com fornecimento de calor, já a liquefação fracionada ocorre com resfriamento.

Evaporação

A evaporação é um processo em que se deixa uma mistura homogênea entre **sólido e líquido** em repouso num ambiente que possibilite a evaporação do líquido.

Numa salina, a água do mar é deixada sob o calor do sol. A água evapora e sobra o sal.



Pixabay/Structuro

Obtenção de sal a partir da água do mar numa salina.

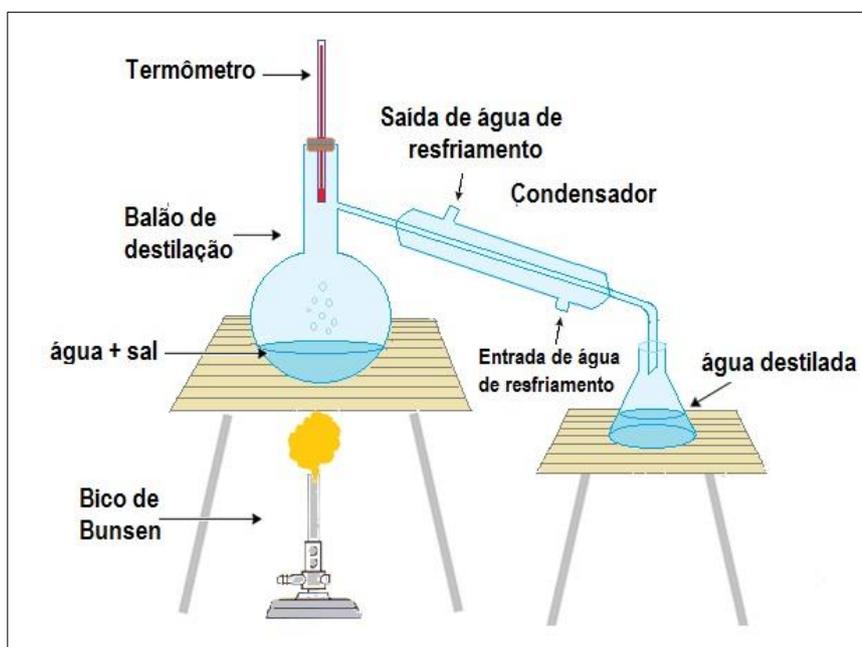
Fonte: <https://pixabay.com/pt/sal-mar-evapora%C3%A7%C3%A3o-apartamento-485919/>

Destilação simples

A destilação simples também é utilizada para se separar uma mistura homogênea entre sólido e líquido, porém, diferentemente da evaporação, o líquido é recuperado. Para se realizar esse processo, utiliza-se um equipamento

chamado de destilador. Em laboratório, a mistura é aquecida num balão de destilação, o líquido entra em ebulição e seu vapor vai para o condensador, onde é liquefeito. O sólido permanece no balão de destilação e o líquido é recuperado em outro recipiente.

Uma mistura homogênea entre sal de cozinha (cloreto de sódio) e água pode ser separada por esse processo. Num laboratório, a mistura é aquecida em um balão de destilação, a água entra em ebulição e os vapores formados passam por um condensador, que é um tubo de vidro resfriado por água proveniente de uma torneira. Como a temperatura do condensador é menor que a temperatura de ebulição da água, os vapores dessa substância sofrem condensação e o líquido formado pode ser acondicionado num erlenmeyer, por exemplo.



Lidiane Almeida

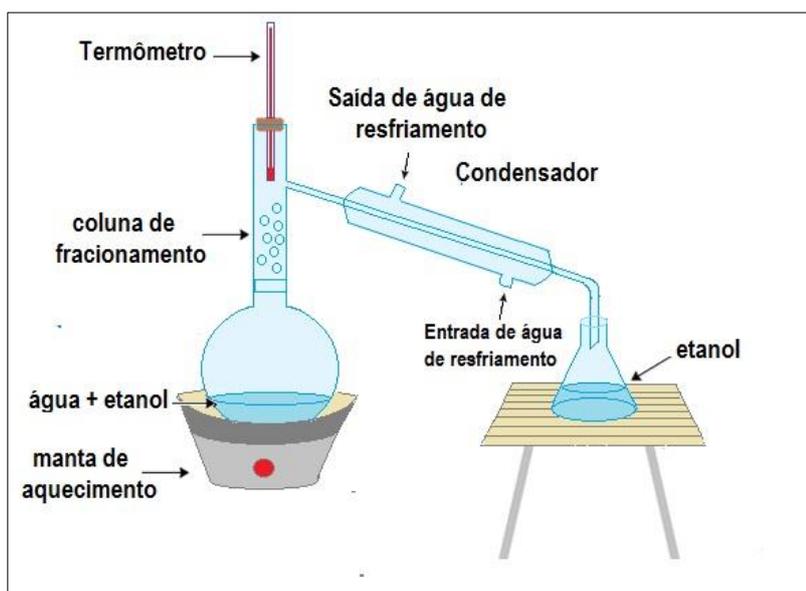
Destilação de uma mistura de água e sal de cozinha (cloreto de sódio).

Destilação fracionada

Esse processo é utilizado para separar uma mistura homogênea de líquidos utilizando-se um destilador de fracionamento. O líquido de menor temperatura de ebulição (mais volátil) passa para o estado gasoso primeiro e é separado do outro.

Em laboratório, para se evitar que alguns vapores do líquido menos volátil escapem para o condensador, coloca-se entre o balão de destilação e o condensador uma coluna de fracionamento, que contém superfícies para condensar tais vapores.

Esse processo pode ser utilizado para a separação de uma mistura entre água e álcool ou dos componentes do petróleo numa refinaria.



Lidiane Almeida

Separação de uma mistura entre água e etanol.

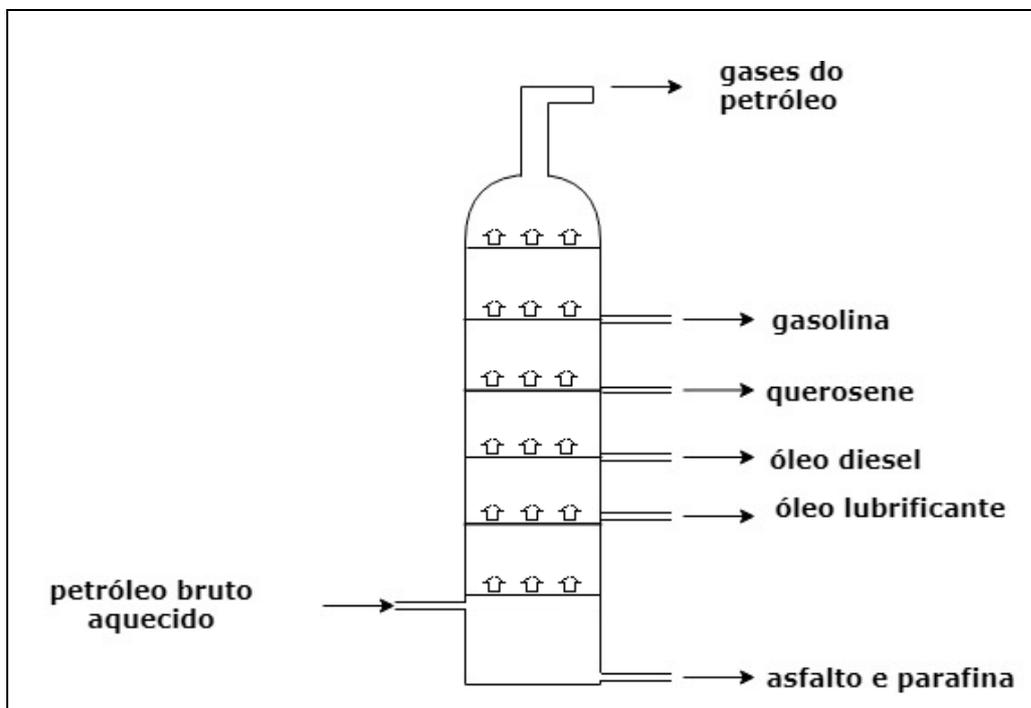
O processo de refino de petróleo envolve várias etapas e uma delas é a etapa de destilação fracionada que tem como objetivo a separação dos componentes do petróleo em função das suas diferentes temperaturas de ebulição.

O petróleo é uma mistura complexa de muitas substâncias, cuja separação individual não é viável. Então, o que se faz é a separação de frações do petróleo, que também são misturas, ou seja, asfalto, parafina, querosene, gasolina, óleo lubrificante, óleo diesel, querosene, gasolina e gases, que possuem importantes aplicações em nosso dia a dia e na indústria.

A etapa de destilação fracionada é um processo que ocorre dentro de uma torre de destilação, que é uma estrutura de aço. Na parte interna da torre de destilação ou fracionamento há bandejas com orifícios que permitem a passagem dos gases formados. O petróleo é aquecido apenas na parte inferior da torre, então quanto mais alto estiver localizada uma bandeja, menor é a sua temperatura.

O processo de separação das frações do petróleo por destilação fracionada se inicia com o aquecimento do petróleo até que este entre em ebulição. Quando uma determinada fração gasosa atinge uma bandeja cuja temperatura é menor que a sua temperatura de ebulição, ela condensa e o líquido formado é recolhido pela lateral da torre. Portanto, frações de menores temperaturas de ebulição (gases de petróleo) são recolhidas no ponto mais alto

da torre. Já as frações que não conseguem chegar ao topo são recolhidas nos níveis inferiores da torre, conforme apresentado na figura a seguir.



Marcelo Pinheiro

Destilação fracionada do petróleo.

Fusão fracionada

Esse processo consiste no aquecimento de uma mistura homogênea formada por sólidos, resultando na passagem para o estado líquido do componente de temperatura de fusão mais baixa.

Por exemplo, ao aquecer uma liga metálica entre ferro (Fe) e estanho (Sn), o estanho funde primeiro e se separa da mistura, pois o estanho tem temperatura de fusão (231°C) menor que a do ferro (1536°C).

Liquefação fracionada

Esse processo é utilizado para separar as substâncias presentes em uma mistura de gases. A mistura é resfriada e o componente que possui temperatura de liquefação mais alta condensa primeiro e se separa da mistura.

Por exemplo, ao se resfriar uma mistura entre gás oxigênio (O_2) e gás nitrogênio (N_2), o gás oxigênio condensa primeiro, pois ele tem uma temperatura de liquefação maior ($- 183\text{ }^\circ\text{C}$) que a do gás nitrogênio ($- 196\text{ }^\circ\text{C}$).

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 5

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no site do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2016) O descarte do óleo de cozinha na rede de esgotos gera diversos problemas ambientais. Pode-se destacar a contaminação dos cursos d'água, que tem como uma das consequências a formação de uma película de óleo na superfície, causando danos à fauna aquática, por dificultar as trocas gasosas, além de diminuir a penetração dos raios solares no curso hídrico.

Disponível em: <http://revistagalileu.globo.com>. Acesso em: 3 ago. 2012 (adaptado).

Qual das propriedades dos óleos vegetais está relacionada aos problemas ambientais citados?

- A) Alta miscibilidade em água.
- B) Alta reatividade com a água.
- C) Baixa densidade em relação à água.
- D) Baixa viscosidade em relação à água.
- E) Alto ponto de ebulição em relação à água.

2. (Enem 2010) Em visita a uma usina sucroalcooleira, um grupo de alunos pôde observar a série de processos de beneficiamento da cana-de-açúcar, entre os quais se destacam:

1. A cana chega cortada da lavoura por meio de caminhões e é despejada em mesas alimentadoras que a conduzem para as moendas. Antes de ser esmagada para a retirada do caldo açucarado, toda a cana é transportada por esteiras e passada por um eletroímã para a retirada de materiais metálicos.

2. Após se esmagar a cana, o bagaço segue para as caldeiras, que geram vapor e energia para toda a usina.

3. O caldo primário, resultante do esmagamento é passado por filtros e sofre tratamento para transformar-se em açúcar refinado e etanol.

Com base nos destaques da observação dos alunos, quais operações físicas de separação de materiais foram realizadas nas etapas de beneficiamento de cana-de-açúcar?

A) Separação mecânica, extração, decantação.

B) Separação magnética, combustão, filtração.

C) Separação magnética, extração, filtração.

D) Imantação, combustão, peneiração.

E) Imantação, destilação, filtração.

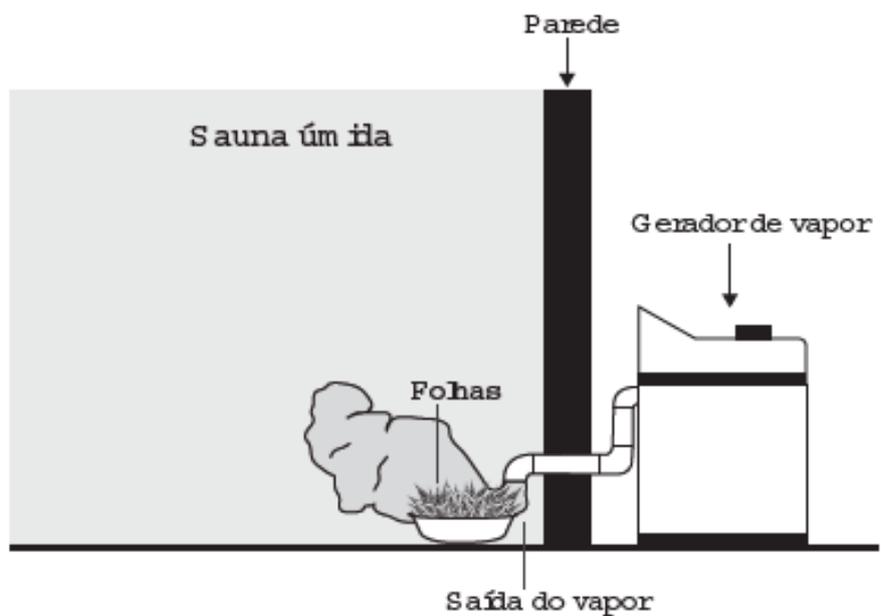
3. (Enem 2015) Um grupo de pesquisadores desenvolveu um método simples, barato e eficaz de remoção de petróleo contaminante na água, que utiliza um plástico produzido a partir do líquido da castanha-de-caju (LCC). A composição química do LCC é muito parecida com a do petróleo e suas moléculas, por suas características, interagem formando agregados com o petróleo. Para retirar os agregados da água, os pesquisadores misturam ao LCC nanopartículas magnéticas.

KIFFER, D. Novo método para remoção de petróleo usa óleo de mamona e castanha-de-caju. Disponível em: www.faperj.br. Acesso em: 31 jul. 2012 (adaptado).

Essa técnica considera dois processos de separação de misturas, sendo eles, respectivamente,

- A) flotação e decantação.
- B) decomposição e centrifugação.
- C) floculação e separação magnética.
- D) destilação fracionada e peneiração.
- E) dissolução fracionada e magnetização.

4. (Enem 2016) Uma pessoa é responsável pela manutenção de uma sauna úmida. Todos os dias cumpre o mesmo ritual: colhe folhas de capim-cidreira e algumas folhas de eucalipto. Em seguida, coloca as folhas na saída do vapor da sauna, aromatizando-a, conforme representado na figura.



Qual processo de separação é responsável pela aromatização promovida?

- A) Filtração simples.
- B) Destilação simples.
- C) Extração por arraste.
- D) Sublimação fracionada.
- E) Decantação sólido-líquido.

5. (Enem 2016) Em Bangladesh, mais da metade dos poços artesianos cuja água serve à população local está contaminada com arsênio proveniente de minerais naturais e de pesticidas. O arsênio apresenta efeitos tóxicos cumulativos. A ONU desenvolveu um kit para tratamento dessa água a fim de torná-la segura para o

consumo humano. O princípio desse kit é a remoção do arsênio por meio de uma reação de precipitação com sais de ferro (III) que origina um sólido volumoso de textura gelatinosa.

Disponível em: <http://tc.iaea.org>. Acesso em: 11 dez. 2012 (adaptado).

Com o uso desse *kit*, a população local pode remover o elemento tóxico por meio de

- A) fervura.
- B) filtração
- C) destilação.
- D) calcinação.
- E) evaporação.

6. (Enem 2017) As centrífugas são equipamentos utilizados em laboratórios, clínicas e indústrias. Seu funcionamento faz uso da aceleração centrífuga obtida pela rotação de um recipiente e que serve para a separação de sólidos em suspensão em líquidos ou de líquidos misturados entre si.

RODITI. I. *Dicionário Houaiss de física*. Rio de Janeiro: Objetiva, 2005 (adaptado).

Nesse aparelho, a separação das substâncias ocorre em função

- A) das diferentes densidades.
- B) dos diferentes raios de rotação.
- C) das diferentes velocidades angulares.
- D) das diferentes quantidades de cada substância.
- E) da diferente coesão molecular de cada substância.

UNIDADE 6

SUBSTÂNCIAS INORGÂNICAS

Substâncias inorgânicas e orgânicas

A Química estuda as diversas substâncias existentes na natureza e produzidas pelo ser humano. Há substâncias inorgânicas e orgânicas. As substâncias orgânicas são aquelas que apresentam o elemento carbono como principal componente. As outras substâncias que não possuem tal característica são inorgânicas, embora haja algumas substâncias que apresentam carbono em sua estrutura e que são consideradas inorgânicas.

As substâncias possuem propriedades características que podem ser semelhantes às de outras substâncias. Ao se agrupar substâncias com propriedades químicas semelhantes, tem-se uma **função química**.

Nesse livro, estudaremos as quatro principais funções da Química Inorgânica: **bases**, **ácidos**, **sais** e **óxidos**. As substâncias orgânicas serão estudadas no livro de Química Orgânica.

Bases

O químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927) definiu as bases como substâncias que, em solução aquosa, sofrem dissociação, liberando como único ânion OH^- (hidroxila). A hidroxila dá à solução propriedades básicas ou alcalinas.

As bases também são conhecidas como **hidróxidos** e podem estar presentes nos alimentos, conferindo a eles um sabor adstringente, como se “prendessem” a língua. Ao se provar uma banana verde ou um caqui verde, pode-se notar esse tipo de sabor.

As bases são substâncias iônicas formadas por três elementos (composto ternário). O ânion é sempre a hidroxila (OH^-) e o cátion é o metal ou o íon amônio (NH_4^+).

As equações químicas a seguir representam a dissociação de algumas bases em água:

Exemplos:



Cada composto NaOH se dissocia em 1 cátion Na^+ e 1 ânion OH^- .



Cada composto $\text{Mg}(\text{OH})_2$ se dissocia em 1 cátion Mg^{2+} e 2 ânions OH^- .

Classificação das bases

As bases podem ser classificadas de acordo com o número de hidroxilas de sua fórmula, como mostrado na tabela abaixo.

Exemplos	Número de hidroxila (OH ⁻)	Classificação
KOH	1	Monobase
Zn(OH) ₂	2	Dibase
Al(OH) ₃	3	Tribase
Pb(OH) ₄	4	Tetrabase

Classificação das bases quanto ao número de hidroxilas.

As bases também podem ser classificadas quanto à solubilidade em água, conforme a tabela a seguir:

Bases de:		
Metais Alcalinos	Metais Alcalino terrosos	Outros metais
Solúveis	Pouco solúveis	Praticamente insolúveis

As bases de berílio e magnésio são praticamente insolúveis, apesar de esses elementos pertencerem à família dos metais alcalino terrosos.

O hidróxido de amônio (NH₄OH) é a única base cujo cátion não é metal. Essa substância só existe em solução aquosa, sendo assim, é solúvel em água.

Força das bases

As bases se dissociam ao serem dissolvidas e água, porém essa dissociação nem sempre é total. As bases fortes são aquelas que praticamente todas as estruturas presentes se separam em íons em presença de água, ou seja, apresentam uma dissociação de aproximadamente 100 %. Já bases que possuem uma dissociação menor que 5% são bases fracas.

Soluções aquosas de bases fortes conduzem melhor eletricidade do que soluções de bases fracas, pois no primeiro caso há maior presença de íons livres em solução.

As bases de metais dos grupos 1 e 2 (exceto bases de Be e Mg) são bases fortes, as outras são fracas.

Nomenclatura das bases

A nomenclatura de uma base depende se o cátion apresenta apenas um Nox, formando apenas um tipo de base, ou se o cátion é um metal com mais de um Nox, formando duas bases diferentes.

- **Nomenclatura de base de cátion que possui apenas um Nox:**

Hidróxido de **nome do cátion**

A tabela a seguir apresenta a relação de cátions que apresentam apenas um Nox:

Cátions de apenas 1 Nox
Família 1, Ag => +1
Família 2, Cd , Zn => +2
Al => +3
NH ₄ ⁺ (amônio) => +1

Cátions que possuem apenas 1 Nox.

Exemplos:

NaOH = hidróxido de sódio

NH₄OH = hidróxido de amônio

Ca(OH)₂ = hidróxido de cálcio

• **Nomenclatura de base de metal que possui mais de um de Nox:**

Hidróxido de **nome do metal** + Nox do metal em algarismo romano

ou

Hidróxido + **nome do metal** com sufixo **OSO** ou **ICO**

A tabela a seguir apresenta a relação dos principais metais que possuem mais de um Nox. Observe que o sufixo **OSO** é utilizado para o **menor Nox** do metal e o sufixo **ICO** é utilizado quando o metal apresenta o seu **maior Nox**.

Metais que possuem mais de um Nox
Fe, Co, Ni => +2 (ferroso; cobaltoso; níqueloso) ou +3 (férico; cobáltico; níquelico)
Cu, Hg => +1 (cuproso; mercurioso) ou +2 (cúprico; mercúrico)
Sn, Pb => +2 (estano; plumboso) ou +4 (estânico; plúmbico)

Metais de Nox variável.

Exemplos:

Fe(OH)₂ : hidróxido de ferro II ou hidróxido ferroso

Fe(OH)₃ : hidróxido de ferro III ou hidróxido férico

CuOH : hidróxido de cobre I ou hidróxido cuproso

Cu(OH)₂ : hidróxido de cobre II ou hidróxido cúprico

Pb(OH)₂ : hidróxido de chumbo II ou hidróxido plumboso

Pb(OH)₄ : hidróxido de chumbo IV ou hidróxido plúmbico

Montando a fórmula de uma base

A fórmula de uma base é obtida unindo-se o cátion ao ânion, no caso a hidroxila (OH^-). Se o Nox do cátion for **+1**, junta-se o cátion à hidroxila, cujo Nox é **-1**, anulando-se as cargas. Caso contrário, faz-se o cruzamento das cargas, da mesma forma que foi estudado em ligações iônicas. Como o ânion é formado por dois elementos, ele deverá ser colocado entre parênteses e ao lado o índice subscrito que indica a quantidade de hidroxilas por fórmula. Só se usa parênteses para o ânion caso sua quantidade seja maior ou igual a 2. Observe, nos exemplos a seguir, que o número de hidroxilas é igual ao valor numérico da carga do cátion.

- **Hidróxido de potássio**

- O nome **hidróxido** refere-se a uma base, logo contém hidroxila (OH^-);
- O elemento **potássio** faz parte da base e possui símbolo **K**;
- Na tabela periódica, verifica-se que o elemento potássio pertence ao grupo 1, logo, possui 1 elétron na última camada e sendo um metal, tem a tendência de perdê-lo para estabilizar-se, originando o íon K^+ ;
- Como o Nox do cátion é **+1** e da hidroxila é **-1**, essas cargas se anulam, então basta unir o cátion potássio com o ânion hidroxila e montar a fórmula:



Essa base tem somente uma hidroxila porque a carga do cátion é **+1**.

- **Hidróxido de amônio**

- O cátion amônio (NH_4^+) tem carga igual a **+1**;
- Como o Nox do cátion é **+1** e da hidroxila é **-1**, essas cargas se anulam, então basta unir o cátion amônio com o ânion hidroxila e montar a fórmula:

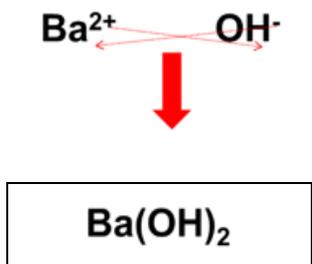


Essa base tem somente uma hidroxila porque a carga do cátion é **+1**.

- **Hidróxido de bário**

- O elemento **bário** faz parte da base e possui símbolo **Ba**;
- Na tabela periódica, verifica-se que o elemento bário pertence ao grupo 2, logo, possui 2 elétrons na última camada e sendo um metal, tem a tendência de perdê-los para estabilizar-se, originando o íon **Ba²⁺**;
- Como a carga do cátion é **+2**, não sendo anulada totalmente pela carga **-1** da hidroxila, deve-se cruzar os valores numéricos das cargas, gerando uma fórmula com duas hidroxilas.

Assim, tem-se:

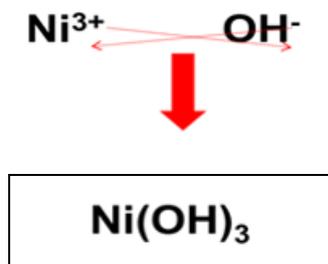


Essa base tem duas hidroxilas porque a carga do cátion é **+2**.

- **Hidróxido níquelico**

- O nome **níquelico** refere-se ao elemento **níquel**, que possui símbolo **Ni**;
- O elemento níquel possui número de oxidação variável, podendo ser +2 ou 3+. Então, pode-se verificar que a terminação ICO refere-se ao seu maior Nox (+3), originando o íon **Ni³⁺**.
- Como a carga do cátion é **+3**, não sendo anulada totalmente pela carga **- 1** da hidroxila, deve-se cruzar os valores numéricos das cargas, gerando uma fórmula com três hidroxilas.

Assim, tem-se:



Essa base tem três hidroxilas porque a carga do cátion é **+3**.

Algumas bases e suas aplicações

Bases	Aplicações
Hidróxido de sódio (NaOH)	É conhecida comercialmente como soda cáustica e é higroscópica, ou seja, absorve água, ficando com aspecto derretido em presença de umidade. É corrosiva e pode provocar queimaduras ao entrar em contato com a pele e mucosas. Algumas aplicações são: desentupimento de pias, limpeza fornos, fabricação de papéis, tecidos e sabão.
Hidróxido de potássio (KOH)	Também é conhecida como potassa cáustica, pode ser utilizada na fabricação de sabões, no processamento de alimentos e como alvejante.
Hidróxido de amônio (NH₄OH)	É a única base que não possui metal e só está presente em solução aquosa, como resultado da dissolução de amônia (NH ₃) em água, originando íons NH ₄ ⁺ e OH ⁻ . Ela é utilizada na produção de fertilizantes, de ácido nítrico, explosivos, alisantes e tintas de cabelo.
Hidróxido de magnésio (Mg(OH)₂)	Compõe o leite de magnésia que é utilizado no tratamento de acidez estomacal e como laxante. O leite de magnésia também serve como desodorante, pois neutraliza a acidez sob as axilas, que fornece um ambiente apropriado para bactérias que metabolizam o suor e produzem substâncias de odor desagradável.
Hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂)	É utilizada em procedimentos odontológicos, na fabricação de argamassas e tintas, no tratamento de água, e na correção da acidez de solos.

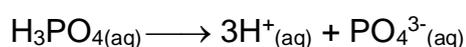
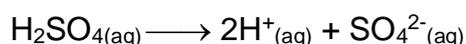
Principais bases e suas aplicações.

Ácidos

Svante Arrhenius (1859-1927) definiu ácido como toda substância molecular formada por dois (composto binário) ou três elementos (composto ternário) que possui um ou mais hidrogênios ionizáveis ao ser dissolvido em

água, ou seja, é capaz de, em solução aquosa, sofrer ionização (formar íons), liberando cátions H^+ .

Exemplos:



Classificação dos ácidos

Quanto à presença de Oxigênio

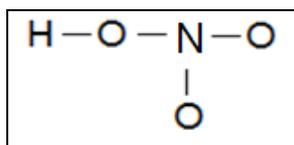
Ácidos que não possuem oxigênio em suas fórmulas são classificados como **hidrácidos**, tais como HF, H_2S , HCl. Já os ácidos que possuem oxigênio em suas fórmulas são classificados como **oxiácidos**, tais como HClO, HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 .

Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

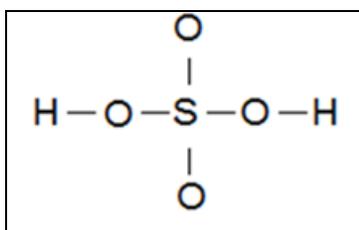
Nos hidrácidos, todos os hidrogênios são ionizáveis, podendo ser classificados em **monoácidos** ou **diácidos**. Por exemplo, o HF possui 1 hidrogênio ionizável, logo ele é classificado como monoácido, já o H_2S possui 2 hidrogênios ionizáveis, portanto ele é um diácido.

Nos oxiácidos, apenas os hidrogênios ligados a átomos de oxigênio são ionizáveis.

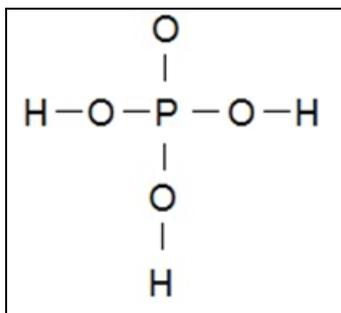
O HNO_3 é um monoácido, pois apresenta 1 hidrogênio ionizável (1 H^+) conforme sua fórmula estrutural plana:



O H_2SO_4 é um diácido, pois apresenta 2 hidrogênios ionizáveis (2 H^+) conforme sua fórmula estrutural plana:

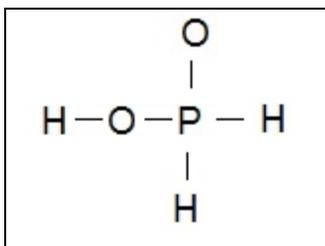


O H_3PO_4 é um triácido, pois apresenta 3 hidrogênios ionizáveis (3 H^+) conforme sua fórmula estrutural plana:

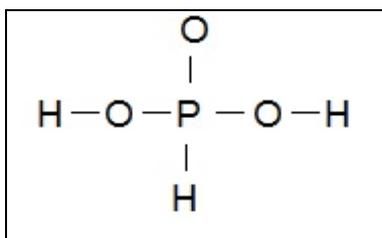


Observe que, nos exemplos anteriores, o número de hidrogênios na fórmula corresponde ao número de hidrogênios ionizáveis, porém nem sempre é assim. Alguns ácidos não possuem todos os hidrogênios ionizáveis, ou seja, nem todos os átomos de hidrogênio estão ligados a átomos de oxigênio em suas moléculas, como os exemplos a seguir:

O H_3PO_2 é um monoácido, pois apresenta apenas 1 hidrogênio ionizável (1 H^+) conforme sua fórmula estrutural plana:



O H_3PO_3 é um diácido, pois apresenta 2 hidrogênios ionizáveis (2 H^+) conforme sua fórmula estrutural plana:



Força dos ácidos

A força dos ácidos relaciona-se com a sua capacidade de liberar H^+ em sua ionização ao serem dissolvidos em água. Ácidos em que mais do que 50 %

das moléculas se ionizam, são considerados ácidos fortes. Já ácidos que possuem uma ionização menor que 5% são ácidos fracos. Soluções de ácidos fortes conduzem melhor eletricidade do que soluções de ácidos fracos, devido a maior presença de íons livres.

Os hidrácidos fortes são HCl , HBr , HI .

No caso dos oxiácidos, os fortes são aqueles cuja diferença entre o número átomos de oxigênio e o número de átomos de hidrogênio por molécula é maior ou igual a 2, tais como HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 .

Nomenclatura dos ácidos

Para dar a nomenclatura de um ácido, basta saber o nome do ânion ligado ao hidrogênio, e fazer a troca dos sufixos segundo as regras:

Hidrácidos: ácido + nome do ânion trocando **ETO** por **ÍDRICO**

Oxiácidos: ácido + nome do ânion trocando o sufixo **ITO** por **OSO** ou trocando **ATO** por **ICO**.

A tabela a seguir apresenta os nomes dos principais ânions.

Ânions e seus nomes
S^{2-} (sulfeto)
F^{-} (fluoreto), Cl^{-} (cloreto), Br^{-} (brometo), I^{-} (iodeto)
CN^{-} (cianeto)
BO_3^{3-} (borato)
CO_3^{2-} (carbonato)
NO_2^{-} (nitrito), NO_3^{-} (nitrato)
PO_3^{3-} (fosfito), PO_4^{3-} (fosfato)
SO_3^{2-} (sulfito), SO_4^{2-} (sulfato)
ClO^{-} (hipoclorito), ClO_2^{-} (clorito), ClO_3^{-} (clorato), ClO_4^{-} (perclorato) BrO^{-} (hipobromito), BrO_2^{-} (bromito), BrO_3^{-} (bromato), BrO_4^{-} (perbromato) IO^{-} (hipoiodito), IO_2^{-} (iodito), IO_3^{-} (iodato), IO_4^{-} (periodato)
CrO_4^{2-} (cromato), $Cr_2O_7^{2-}$ (dicromato)
MnO_4^{-} (permanganato)

Principais ânions e seus nomes.

Exemplos:

- **HCl**

Observando a fórmula do ácido, verifica-se que não possui oxigênio, sendo um hidrácido. O ânion formado a partir da liberação do hidrogênio ionizável é o Cl^{-} cujo nome é **cloreto**, conforme a tabela de ânions. Trocando o sufixo **ETO** por **ÍDRICO**, tem-se: **clorídrico**. Então, o nome do ácido é:

Ácido clorídrico

- **HCN**

Observando a fórmula do ácido, verifica-se que não possui oxigênio, logo é um hidrácido. O ânion formado a partir da liberação do hidrogênio ionizável é

o CN^- e seu nome é **cianeto**. Trocando a terminação **ETO** por **ÍDRICO**, tem-se: **cianídrico**. Portanto, o nome do ácido é:

Ácido cianídrico

- H_2S

Ao observar a fórmula do ácido, verifica-se que não possui oxigênio, sendo um hidrácido. O ânion formado a partir da liberação dos 2 hidrogênios ionizáveis é o S^{2-} cujo nome é **sulfeto**. Ao mudar o sufixo **ETO** por **ÍDRICO**, tem-se: **sulfídrico**. Assim, o nome do ácido é:

Ácido sulfídrico

- H_2CO_3

Essa é fórmula de um ácido que contém oxigênio, logo se trata de um oxiácido. O ânion formado a partir da liberação dos hidrogênios ionizáveis é o CO_3^{2-} e seu nome é **carbonato**. Trocando a terminação **ATO** por **ICO**, tem-se: **carbônico**. Logo, o nome do ácido é:

Ácido carbônico

- HNO_3

A fórmula do ácido contém oxigênio, logo se trata de um oxiácido. O ânion formado a partir da liberação do hidrogênio ionizável é o NO_3^- e seu nome é **nitrato**. Quando se troca a terminação **ATO** por **ICO**, tem-se: **nítrico**. Então, o nome do ácido é:

Ácido nítrico

- H_3PO_3

Observando a fórmula do ácido verifica-se que se trata de um oxiácido. O ânion formado a partir da liberação dos hidrogênios ionizáveis é o PO_3^{3-} cujo nome é **fosfito**. Como fósforo é proveniente do latim phosphorus, trocando a terminação **ITO** por **OSO**, tem-se: **fosforoso**. Portanto, o nome do ácido é:

Ácido fosforoso

- H_3PO_4

Essa substância ácida tem oxigênio na fórmula molecular, logo é um oxiácido. O ânion formado a partir da liberação dos hidrogênios ionizáveis é o PO_4^{3-} cujo nome é **fosfato**. Como fósforo é proveniente do latim phosphorus, trocando a terminação **ATO** por **ICO**, temos: **fosfórico**. Assim, o nome do ácido é:

Ácido fosfórico

- H_2SO_4

A presença do oxigênio na fórmula do ácido, indica que essa substância é um oxiácido. O ânion formado a partir da liberação dos hidrogênios ionizáveis é o SO_4^{2-} e seu nome é **sulfato**. Como o nome enxofre é proveniente do latim sulphur, trocando a terminação **ATO** por **ICO**, tem-se: **sulfúrico**. Portanto, o nome do ácido é:

Ácido sulfúrico

- **HClO**

A fórmula do ácido tem oxigênio, logo é um oxiácido. O ânion formado a partir da liberação do hidrogênio ionizável seria o **ClO⁻** cujo nome é **hipoclorito**. Ao se trocar a terminação **ITO** por **OSO**, tem-se: **hipocloroso**. Então, o nome do ácido é:

Ácido hipocloroso

- **HClO₄**

Esse ácido tem oxigênio em sua fórmula molecular, logo é um oxiácido. O ânion formado a partir da liberação do hidrogênio ionizável é o **ClO₄⁻** cujo nome é **perclorato**. Ao se trocar o sufixo **ATO** por **ICO**, tem-se: **perclórico**. Assim, o nome do ácido é:

Ácido perclórico

Montando a fórmula de um ácido

Para se determinar a fórmula de um ácido a partir do seu nome, deve-se procurar o ânion na tabela de ânions e incluir a quantidade de hidrogênios (H⁺) necessários para neutralizar a carga do ânion. O nome do ânion pode ser obtido retirando-se a palavra ácido e trocando-se o sufixo do nome que sobrou de IDRICO para ETO, de OSO para ITO, de ICO para ATO.

Exemplos:

- **Ácido cianídrico**

Trocando-se o sufixo ÍDRICO de cianídrico por ETO, tem-se o ânion denominado cianeto, cuja fórmula é CN^- . Para neutralizar a carga negativa do CN^- , deve-se juntar apenas 1 H^+ , resultando na fórmula:



- **Ácido carbônico**

Trocando-se o sufixo ICO de carbônico por ATO, tem-se o ânion denominado carbonato, cuja fórmula é CO_3^{2-} . Para neutralizar as cargas negativas do CO_3^{2-} , deve-se juntar 2 H^+ , resultando na fórmula:



- **Ácido sulfuroso**

Trocando-se o sufixo OSO de **sulfuroso** por ITO, tem-se o ânion denominado sulfito, cuja fórmula é SO_3^{2-} . Para neutralizar as cargas negativas do SO_3^{2-} , deve-se juntar 2 H^+ , resultando na fórmula:



- **Ácido brômico**

Trocando-se o sufixo ICO de **brômico** por ATO, tem-se o ânion denominado bromato, cuja fórmula é **BrO₃⁻**. Para neutralizar a carga negativa do BrO₃⁻, deve-se juntar 1 H⁺, resultando na fórmula:



- **Ácido hipocloroso**

Trocando-se o sufixo OSO de **hipocloroso** por ITO, tem-se o ânion denominado hipoclorito, cuja fórmula é **ClO⁻**. Para neutralizar a carga negativa do ClO⁻, deve-se juntar 1 H⁺, resultando na fórmula:



Alguns ácidos e suas aplicações

Ácidos	Aplicações
Ácido clorídrico (HCl)	É bastante corrosivo e muito utilizado nas indústrias químicas e nos laboratórios, sendo conhecido comercialmente como ácido muriático. Ele costuma ser aplicado na limpeza de pisos, azulejos e superfícies metálicas. Está presente no suco gástrico, possibilitando a digestão de alimentos.
Ácido nítrico (HNO₃)	É um ácido muito corrosivo, sendo utilizado na fabricação de pesticidas, fertilizantes, fibras sintéticas e explosivos.
Ácido carbônico (H₂CO₃)	Este ácido está presente nas águas e refrigerantes gaseificados, conferindo acidez a essas bebidas. Ele é formado pela reação entre o gás carbônico e a água.
Ácido sulfúrico (H₂SO₄)	O ácido sulfúrico pode provocar queimaduras quando em contato com a pele. Ele é um agente desidratante, retirando água de compostos orgânicos como os açúcares, por exemplo. Ele está presente na bateria dos automóveis, é utilizado nas indústrias de papel, petroquímica e automobilística.
Ácido fosfórico (H₃PO₄)	Este ácido é utilizado em refrigerantes do tipo cola e alimentos industrializados com o objetivo de melhorar o sabor e manter a conservação do produto. Ele possui importantes aplicações na indústria de fertilizantes, farmacêutica, na odontologia, em produtos de limpeza e antiferrugem.

Principais ácidos e suas aplicações.

Curiosidade

O pH ou potencial hidrogeniônico é dado numa escala numérica que indica se uma amostra é ácida ou alcalina (básica). A escala varia de 0 até 14. Quando a amostra é ácida, o pH é menor que 7. Quando a amostra é alcalina, o pH é maior que 7. No pH 7 tem-se uma amostra neutra, que não é ácida nem alcalina, como a água pura, por exemplo.

Quanto mais o pH estiver próximo de zero, mais ácida é a amostra e quanto mais próximo o pH estiver de 14, mais alcalina é amostra.

← Aumento da acidez Meio neutro pH = 7 Aumento da basicidade →

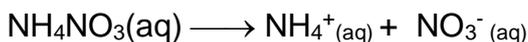
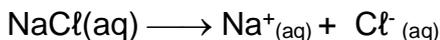
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

Sais

Sal é um composto iônico formado por dois, três ou quatro elementos em que o cátion é um metal ou íon amônio e o ânion é proveniente de um ácido. Os sais apresentam, em geral, sabor salgado, mas também há sal amargo, como o sulfato de magnésio ($MgSO_4$), e sal doce, como o ciclamato de sódio ($C_6H_{12}NNaO_3S$), um sal orgânico.

Quando um sal se dissolve em água, ele sofre dissociação (separação dos íons).

Exemplos:



Os sais são bons condutores de eletricidade quando estão fundidos ou dissolvidos em água, pois nesses casos seus íons ficam livres para se movimentar e transportar energia elétrica.

Nomenclatura dos sais

- Nomenclatura de sal de cátion que possui apenas um Nox:

Nome do ânion + de + nome do cátion

- Nomenclatura de sal de metal que possui mais de um Nox:

Nome do ânion + de + nome do metal + Nox do cátion em algarismo

romano

ou

Nome do ânion + nome do metal (usando OSO ou ICO)

Os ânions estão na tabela fornecida no texto sobre ácidos. Um ânion que não está nessa tabela, mas que aparece em sais é o HCO_3^- , cujo nome é **hidrogeno carbonato ou bicarbonato**.

Os cátions que possuem apenas um Nox e os metais que possuem mais de um Nox podem ser consultados nas tabelas correspondentes apresentadas no texto sobre bases.

Exemplos:

- **NaCl**

O cátion é o Na^+ (sódio) e o ânion é o Cl^- (cloreto), logo o nome do sal é:

cloreto de sódio

- **KNO₂**

O cátion é o K^+ (potássio) e o ânion é o NO_2^- (nitrito), logo o nome do sal é:

nitrito de potássio

- **NH₄NO₃**

O cátion é o NH_4^+ (amônio) e o ânion é o NO_3^- (nitrato), logo o nome do sal é:

nitrato de amônio

- **NaHCO₃**

O cátion é o Na^+ (sódio) e o ânion é o HCO_3^- (hidrogeno carbonato ou bicarbonato), logo o nome do sal é:

Hidrogeno carbonato de sódio ou bicarbonato de sódio

- **Ca₃(PO₄)₂**

O cátion é o Ca²⁺ (cálcio) e o ânion é o PO₄³⁻ (fosfato), logo o nome do sal é:

Fosfato de cálcio

- **NaClO**

O cátion é o Na²⁺ (sódio) e o ânion é o ClO⁻ (hipoclorito), logo o nome do sal é:

Hipoclorito de sódio

- **CuSO₄**

O cátion é o Cu²⁺, e como o cobre pode apresentar o Nox igual a +1 ou +2, deve-se especificar o seu Nox em algarismo romano ao lado do seu nome ou então utilizar o sufixo OSO (para o menor Nox) ou ICO (para o maior Nox do metal). No exemplo dado, o cátion é o Cu²⁺ (cobre II ou cúprico) e o ânion é o SO₄²⁻ (sulfato), logo o nome do sal é:

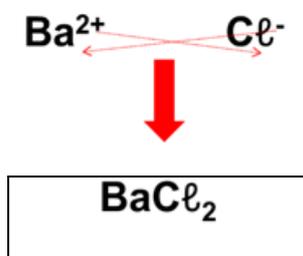
sulfato de cobre II ou sulfato cúprico

Montando a fórmula de um sal

A montagem da fórmula iônica de um sal é feita com a mesma técnica utilizada para montar as fórmulas das bases.

• Cloreto de Bário

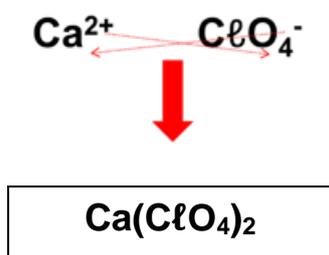
- O ânion cloreto corresponde ao Cl^- , como verificado na tabela de ânions;
- O elemento bário pertence ao grupo 2, logo, possui 2 elétrons na última camada e sendo um metal, tem a tendência de perdê-los para estabilizar-se, originando o cátion Ba^{2+} ;
- Como as cargas do cátion (Ba^{2+}) e do ânion (Cl^-) não se anulam, são necessários 2 ânions Cl^- para neutralizar a carga **+2** do bário.



• Perclorato de Cálcio

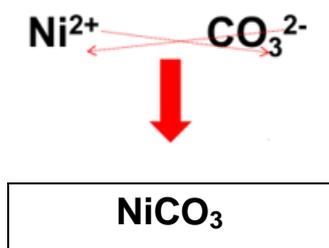
- O ânion perclorato corresponde ao ClO_4^- ;
- O elemento cálcio pertence ao grupo 2, logo, possui 2 elétrons na última camada e sendo um metal, tem a tendência de perdê-los para estabilizar-se, originando o cátion Ca^{2+} ;
- Como as cargas do cátion (Ca^{2+}) e do ânion (ClO_4^-) não se anulam, são necessários 2 ânions ClO_4^- para neutralizar a carga **+2** do cálcio. Como o

ânion é formado por dois elementos, ele deve ser colocado entre parênteses.



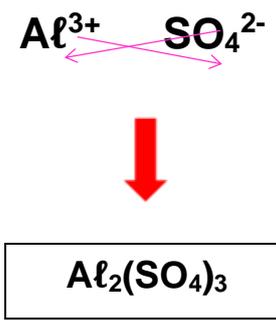
- **Carbonato de Níquel II**

- O ânion carbonato corresponde ao CO_3^{2-} ;
- O cátion é o níquel e o número em algarismo romano ao final do nome indica o Nox do níquel é **+2**, ou seja, o Ni^{2+} ;
- Como as cargas do cátion (Ni^{2+}) e do ânion (CO_3^{2-}) se anulam, basta juntar o cátion e o ânion, conforme o procedimento a seguir:



- **Sulfato de alumínio**

- O ânion sulfato corresponde ao SO_4^{2-} ;
- O cátion é o alumínio e ele possui apenas o Nox **+3**, ou seja, Al^{3+} ;
- Como as cargas do cátion (Al^{3+}) e do ânion (SO_4^{2-}) não se anulam, cruzam-se os valores numéricos das cargas dos íons para se determinar a quantidades de cátions e ânions presentes na fórmula.



Classificação dos sais

Quanto à natureza dos íons presentes

Um sal pode ser classificado em normal, hidrogenossal, hidroxissal, duplo (ou misto), conforme os tipos de cátions e ânions presentes em sua fórmula.

- **Sal normal:** é o tipo de sal que apresenta apenas um tipo de cátion e apenas um tipo de ânion em sua fórmula.

Exemplos:

NaCl (cátion: Na^+ , ânion: Cl^-) – cloreto de sódio

NH_4NO_3 (cátion: NH_4^+ , ânion: NO_3^-) – nitrato de amônio

CaSO_4 (cátion: Ca^{2+} , ânion: SO_4^{2-}) – sulfato de cálcio

Na_2CO_3 (cátion: Na^+ , ânion: CO_3^{2-}) – carbonato de sódio

- **Hidrogenossal:** é o tipo de sal que possui dois cátions diferentes, sendo um deles o H^+ e apenas um tipo de ânion em sua fórmula.

Exemplos:

NaHSO_4 (cátions: NH_4^+ e H^+ , ânion: SO_4^{2-}) – hidrogenossulfato de sódio

K_2HPO_4 (cátions: K^+ e H^+ , ânion: PO_4^{3-}) – hidrogeno fosfato de potássio.

• **Hidroxissal:** é o tipo de sal que possui um tipo de cátion e dois ânions diferentes, sendo um deles a hidroxila (OH^-), em sua fórmula.

Exemplos:

$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ (cátion: Ca^{2+} , ânions: OH^- e Cl^-) – hidroxiclreto de cálcio

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ (cátion: Al^{3+} , ânions: OH^- e NO_3^-) – di-hidroxinitrato de alumínio

• **Sal duplo ou misto:** é o tipo de sal que apresenta dois tipos de cátions, diferentes de H^+ , ou dois tipos de ânions, diferentes de OH^- . Quando há dois cátions, o nome do cátion mais eletropositivo vem na frente do outro. Quando há dois ânions, o nome do mais eletronegativo fica na frente.

Exemplos:

KNaSO_4 (cátions: K^+ e Na^+ , ânion: SO_4^{2-}) – sulfato de potássio e sódio

MgClBr (cátion: Mg^{2+} , ânions: Cl^- e Br^-) – cloreto brometo de magnésio

Quanto à presença de água

- **Sal hidratado:** sal que possui moléculas de água em sua estrutura cristalina. Na fórmula do sal, coloca-se um ponto e acrescentam-se as moléculas de água.

Exemplo:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ Sulfato de cobre II penta-hidratado

- **Sal anidro:** sal que não possui água na sua estrutura cristalina.

Exemplo:

KNO_3 – nitrato de potássio

Solubilidade dos sais em água

Ao adicionar um sal em água, caso o sal seja solúvel e dependendo da quantidade dissolvida em determinada temperatura, ele pode se dissolver totalmente, formando uma mistura homogênea ou solução. Para cada tipo de sal há um valor máximo de massa que se consegue dissolver em certa massa de água na temperatura considerada.

Quando um sal se dissolve em água, ocorre o rompimento das ligações iônicas presentes, e o cátion se separa do ânion, processo denominado

dissociação iônica. Esses íons são rodeados por moléculas de água, em virtude das forças de atração entre os dipolos da água e os íons. Os cátions do sal são atraídos pela região negativa das moléculas de água (o oxigênio), e os ânions do sal são atraídos para as regiões positivas da molécula de água (os hidrogênios).

Quanto mais sal se adiciona à água, menos moléculas de água ficam disponíveis para provocar a dissociação, até chegar à saturação. Após a saturação, se for adicionado mais sal, a quantidade excedente não se dissolve, e vai para o fundo do recipiente, formando um **depósito** ou **precipitado**.

A tabela a seguir indica a solubilidade dos sais em água a 25°C e 1 atm, sem apresentar os valores de coeficiente de solubilidade.

Sais	Solubilidade	Exceções
Nitratos (NO_3^-) Acetatos ($\text{CH}_3\text{-COO}^-$) Cloratos (ClO_3^-)	Solúveis	Não há
Cloreto (Cl^-) Brometo (Br^-) Iodeto (I^-)	Solúveis	Ag^+ , Pb^+ , Hg_2^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-}) Sulfetos (S^{2-})	Solúveis Insolúveis	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} Metais alcalinos, alcalino-terrosos e amônio (NH_4^+)
Carbonatos (CO_3^{2-})	Insolúveis	Metais alcalinos e amônio (NH_4^+)
Fosfatos (PO_4^{3-})	Insolúveis	Metais alcalinos e amônio (NH_4^+)

Solubilidade dos sais.

Alguns sais e suas aplicações

Sais	Aplicações
Cloreto de sódio (NaCl)	Esta substância é a principal constituinte do sal de cozinha, sendo utilizado para temperar e conservar alimentos. Ela está presente também no soro fisiológico.
Carbonato de cálcio (CaCO ₃)	Constitui o mármore e o calcário, além de possuir aplicações importantes como a fabricação de vidro, cimento e cal.
Bicarbonato de Sódio (NaHCO ₃)	É utilizado como antiácido, no tratamento de lã e seda, no preparo de bolos como fermento químico.
Nitrato de Sódio (NaNO ₃)	Este sal também é chamado de salitre do Chile, pois é encontrado em grandes depósitos naturais no deserto do Chile. É utilizado na conservação e fixação de cor em alimentos, na produção de produtos de limpeza, fertilizantes e explosivos.
Nitrato de potássio (KNO ₃)	É utilizado na conservação e fixação de cor de alimentos, na fabricação de pólvora e fertilizantes.
Fosfato de Cálcio (Ca ₃ (PO ₄) ₂)	É um sal que faz parte da constituição dos ossos e é utilizado na produção de fósforo e fertilizantes.
Sulfato de cálcio (CaSO ₄)	É o componente do gesso, sendo utilizado para fabricar giz escolar e fertilizantes.
Sulfato de Alumínio (Al ₂ (SO ₄) ₃)	É utilizado para a floculação no tratamento de águas, pois em solução aquosa e meio alcalino, forma o hidróxido de alumínio, que sofre precipitação e arrasta consigo as partículas em suspensão que contaminam a água.
Hipoclorito de sódio (NaClO)	É utilizado como branqueador, como antisséptico e está presente em grande parte das águas sanitárias.

Principais sais e suas aplicações.

Óxidos

Óxido é um composto binário (formado por dois elementos) onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo. Assim, o composto F_2O (fluoreto de oxigênio) não é óxido, pois o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio).

Nomenclatura dos óxidos

A nomenclatura de um óxido depende se ele é formado por metal ou por um não metal.

- **Óxido de metal que possui apenas 1 Nox:**

óxido de nome do metal

Exemplos:

Na_2O - óxido de sódio

MgO – óxido de magnésio

• **Óxido de metal que possui mais de um Nox:**

óxido de nome do metal + Nox em algarismo romano

ou

Óxido + nome do metal com sufixo OSO ou ICO

Nesse caso, deve-se calcular o Nox do metal para se determinar seu nome, sabendo-se que o oxigênio apresenta Nox = -2.

Exemplos:

Cu_2O – óxido de cobre I ou óxido cuproso

Fe_2O_3 - óxido de ferro III ou óxido férrico

PbO_2 - óxido de chumbo IV ou óxido plúmbico

• **Óxido de não metal:** utilizar um prefixo que indica o número de átomos de oxigênio e outro prefixo que indica o número de átomos do outro não metal da fórmula. Não se usa mono para o segundo prefixo.

mono	}	óxido de	{	-	} nome do elemento
di					
tri					
tetr					
pent					
hex					
hept					

CO_2 – dióxido de carbono

CO – monóxido de carbono

SO₂ – dióxido de enxofre

SO₃ – trióxido de enxofre

Montando a fórmula de um óxido

Óxido metálico

• Óxido de cálcio

- Óxido refere-se à presença de oxigênio (O²⁻)

- O símbolo do elemento cálcio é Ca, estando ele no grupo 2 da tabela periódica, forma o cátion, Ca²⁺.

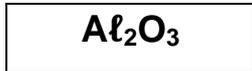
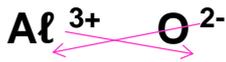
- Como as cargas do cátion (Ca²⁺) e do ânion(O²⁻) se anulam, basta unir os símbolos:



• Óxido de alumínio

- O símbolo do elemento alumínio é Al, que possui apenas um Nox, ou seja, **+3**, portanto seu cátion é o Al³⁺.

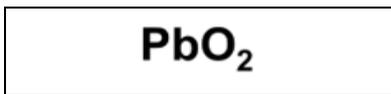
- Como as cargas do cátion (Al³⁺) e do ânion(O²⁻) não se anulam, cruzam-se os valores numéricos das cargas dos íons para se determinar a quantidades de cátions e ânions presentes na fórmula.



• **Óxido de chumbo IV**

- O símbolo do elemento chumbo é Pb, sendo ele um metal de transição que possui dois Nox, que nesse caso é **+4** (indicado pelo algarismo romano), assim, o cátion é o Pb^{4+} .

- Como as cargas do cátion (Pb^{4+}) e do ânion (O^{2-}) não se anulam, cruzam-se os valores numéricos das cargas dos íons para se determinar a quantidades de cátions e ânions presentes na fórmula. O resultado do cruzamento será Pb_2O_4 , que deverá ser simplificado.



Óxido de não metal

• Monóxido de dinitrogênio

- O prefixo “**mono**” junto ao nome óxido indica o número de átomos de oxigênio da substância, ou seja, 1;

- O prefixo “**di**” que antecede o nome do não metal indica o número de átomos de nitrogênio da fórmula, ou seja, 2. Portanto, a fórmula do óxido é:



• Trióxido de enxofre

- O prefixo “**tri**” junto ao nome óxido indica o número de átomos de oxigênio da substância, ou seja, 3;

- Não há prefixo antes do nome do não metal, indicando que há somente 1 átomo de enxofre na fórmula. Portanto, a fórmula do óxido é:



• Heptóxido de dicloro

- O prefixo “**hept**” junto ao nome óxido indica o número de átomos de oxigênio da substância, ou seja, 7;

- O prefixo “**di**” que antecede o nome do não metal indica o número de átomos de cloro da fórmula, ou seja, 2. Portanto, a fórmula do óxido é:



Classificação dos óxidos

Os óxidos têm muitas classificações. As mais importantes são:

Óxidos básicos

São formados geralmente por um metal de $\text{Nox} = +1$ ou $+2$ e o oxigênio de $\text{Nox} = -2$. Os óxidos básicos reagem com água formando uma base.

Exemplos:

Na_2O (cátion: Na^+ , ânion: O^{2-}) – óxido de sódio

K_2O (cátion: K^+ , ânion: O^{2-}) – óxido de potássio

MgO (cátion: Mg^{2+} , ânion: O^{2-}) – óxido de magnésio

CaO (cátion: Ca^{2+} , ânion: O^{2-}) – óxido de cálcio

Óxidos ácidos ou anidridos

São formados geralmente por um não metal, mas há alguns óxidos ácidos formados por metal com Nox igual a $+5$, $+6$ ou $+7$. Nesse tipo de óxido, o oxigênio possui Nox igual a -2 . Os óxidos ácidos reagem com água formando um ácido (oxiácido).

Exemplos:

- Óxidos ácidos formados por não metais:

CO_2 – dióxido de carbono ou gás carbônico

SO_2 - dióxido de enxofre

SO_3 – trióxido de enxofre

Cl_2O - monóxido de dicloro

- Óxidos ácidos formados por metais:

Mn_2O_7 - óxido de manganês VII

Mn_2O_5 - óxido de manganês V

CrO_3 - óxido de crômio VI

Óxidos anfóteros

São formados geralmente por um metal de Nox igual a +3 ou +4 e o oxigênio possui Nox igual a -2. Os óxidos anfóteros reagem com ácidos e bases, porém não reagem com água.

Exemplos:

Al_2O_3 – óxido de alumínio

PbO_2 – óxido de chumbo IV

Os óxidos abaixo são formados por metais de Nox igual a +2, mas não são óxidos básicos, e sim óxidos anfóteros:

ZnO – óxido de zinco

SnO – óxido de estanho II ou óxido estanoso

PbO – óxido de chumbo II ou óxido plumboso

Óxidos neutros

Esse óxidos não reagem com água, ácidos e bases. São apenas três:

Exemplos:

NO – monóxido de nitrogênio

CO – monóxido de carbono

N₂O – monóxido de dinitrogênio

Peróxidos

São óxidos em que o oxigênio apresenta Nox igual a -1. Os peróxidos mais comuns são formados por hidrogênio, metais alcalinos e metais alcalino-terrosos. Eles reagem com água ou ácidos produzindo o H₂O₂ – peróxido de hidrogênio.

Um peróxido de elemento do grupo 1 da Tabela Periódica tem fórmula do tipo **X₂O₂** e o peróxido de elemento do grupo 2 tem fórmula do tipo **XO₂**.

Os peróxidos possuem uma nomenclatura específica:

Peróxido de nome do cátion

Exemplos:

- Peróxido de elemento do grupo 1 da Tabela Periódica:

H_2O_2 – peróxido de hidrogênio

Na_2O_2 – peróxido de sódio

K_2O_2 – peróxido de potássio

- Peróxido de elemento do grupo 2 da Tabela Periódica:

CaO_2 – peróxido de cálcio

BaO_2 – peróxido de bário

Alguns óxidos e suas aplicações

Óxido	Aplicações
Óxido de Cálcio (CaO)	Este óxido também pode ser chamado de cal virgem, é utilizado na construção civil, no tratamento de águas e esgoto, e ao ser misturado com água produz hidróxido de cálcio, que pode ser utilizado para diminuição de acidez dos solos.
Dióxido de Silício (SiO₂)	Também é conhecido como sílica. É o óxido mais abundante na Terra. Está presente na areia e no quartzo, sendo utilizado na produção do vidro.
Dióxido de Carbono (CO₂)	É conhecido como gás carbônico e é essencial no processo da fotossíntese realizado pelas plantas e algas. Como é um óxido ácido, ao ser liberado para a atmosfera, reage com a água presente e produz ácido carbônico (H ₂ CO ₃), o que confere à água da chuva certa acidez. Também é um dos gases responsáveis por manter a Terra aquecida (efeito estufa), pois possui a capacidade de absorver a radiação infravermelha (quente) resultante da reflexão da radiação ultravioleta do sol na superfície do planeta, impedindo que todo calor saia para o espaço. O problema é que o acúmulo excessivo desse gás na atmosfera, ocasionado principalmente pela queima de combustíveis fósseis, provoca um aumento do efeito estufa, o que pode resultar em sérios problemas ambientais devido à elevação da temperatura (aquecimento global). O gás carbônico é utilizado em bebidas gaseificadas, como os refrigerantes. Ao sofrer sublimação e passar para o estado sólido, é chamado de gelo seco.
Monóxido de Carbono (CO)	É um gás muito tóxico, podendo produzir morte por asfixia. É liberado na queima incompleta de combustíveis fósseis, pelas indústrias e pelo cigarro. São muitos os relatos de mortes provocadas por esse gás, principalmente envolvendo aquecedor de água em residências. A falta de manutenção adequada nesses equipamentos pode provocar um acúmulo desse gás no ambiente. Como ele é incolor e não tem cheiro, não é detectado pelas pessoas, provocando sonolência por se ligar a hemoglobina do sangue. Isso dificulta o transporte de gás oxigênio na corrente sanguínea, o que pode levar a pessoa a óbito.
Dióxido de Enxofre (SO₂) Trióxido de Enxofre (SO₃) Dióxido de Nitrogênio (NO₂)	Estes óxidos são liberados na atmosfera pelas indústrias e na queima de combustíveis fósseis. Ao reagirem com a água das chuvas produzem ácidos, sendo responsáveis pela formação da chuva ácida, que torna o solo improdutivo e destrói monumentos históricos. O dióxido de enxofre é utilizado como conservante de bebidas e é utilizado para produzir o trióxido de enxofre que por sua vez é matéria-prima na produção de ácido sulfúrico.

Principais óxidos e suas aplicações.

A condução de corrente elétrica

Em 1881, o químico Svante August Arrhenius (1859-1927) realizou experimentos para tentar esclarecer o motivo de certos materiais serem capazes de conduzir corrente elétrica e outros não.

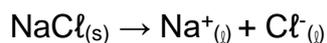
Como já foi dito, os metais são bons condutores de eletricidade, devido à presença de elétrons livres.

A água pura (substância molecular) e o cloreto de sódio (substância iônica) não conduzem eletricidade quando são testados isoladamente. Porém, quando as duas substâncias são misturadas, a solução obtida conduz corrente elétrica.

Isso ocorre porque substâncias iônicas sólidas, ao serem dissolvidas em água sofrem o fenômeno de dissociação iônica, ou seja, liberam seus íons no líquido, que ao terem liberdade de movimento, passam a conduzir eletricidade. A dissociação do cloreto de sódio é representada pela seguinte equação:



O cloreto de sódio também conduz corrente elétrica quando está puro e derretido, pois no estado líquido, seus íons também têm liberdade de movimento:



A condução de corrente elétrica não ocorre no cloreto de sódio sólido porque seus íons estão unidos por fortes ligações iônicas.

A água não conduz corrente elétrica porque é uma substância molecular e não é formada por íons. Apesar de a água sofrer ionização, são poucos os íons presentes na água líquida, ou seja, ela praticamente não conduz corrente elétrica.

Eletrólitos são substâncias que ao serem derretidas ou serem dissolvidas em água passam a conduzir eletricidade, como os compostos iônicos por exemplo. A sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) é uma substância orgânica molecular que não conduz corrente elétrica no estado sólido, nem derretida e nem ao ser dissolvida em água, logo não é um eletrólito.

Conclui-se então, que, todos os compostos iônicos são eletrólitos. No caso de substâncias moleculares, apenas aquelas que sofrem ionização em solução aquosa, como os ácidos e a amônia, gerando íons livres e possibilitando a condução de eletricidade.

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 6

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no site do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2015) A soda cáustica pode ser usada no desentupimento de encanamentos domésticos e tem, em sua composição, o hidróxido de sódio como principal componente, além de algumas impurezas. A soda normalmente é comercializada na forma sólida, mas que apresenta aspecto “derretido” quando exposta ao ar por certo período. O fenômeno de “derretimento” decorre da:

- A) absorção da umidade presente no ar atmosférico.
- B) fusão do hidróxido pela troca de calor com o ambiente.
- C) reação das impurezas do produto com o oxigênio do ar.
- D) adsorção de gases atmosféricos na superfície do sólido.
- E) reação do hidróxido de sódio com o gás nitrogênio presente no ar.

2. (Enem 2003) Os gases liberados pelo esterco e por alimentos em decomposição podem conter sulfeto de hidrogênio (H_2S), gás com cheiro de ovo podre, que é tóxico para muitos seres vivos. Com base em tal fato, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. Gases tóxicos podem ser produzidos em processos naturais;
- II. Deve-se evitar o uso de esterco como adubo porque polui o ar das zonas rurais;
- III. Esterco e alimentos em decomposição podem fazer parte no ciclo natural do enxofre (S).

Está correto, apenas, o que se afirma em:

- A) I
- B) II
- C) III
- D) I e III
- E) II e III

3. (Enem 2009) O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores proporções na água da chuva são o H_2CO_3 , formado pela reação do CO_2 atmosférico com a água, o HNO_3 , o HNO_2 , o H_2SO_4 e o H_2SO_3 . Esses quatro últimos são formados principalmente a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis.

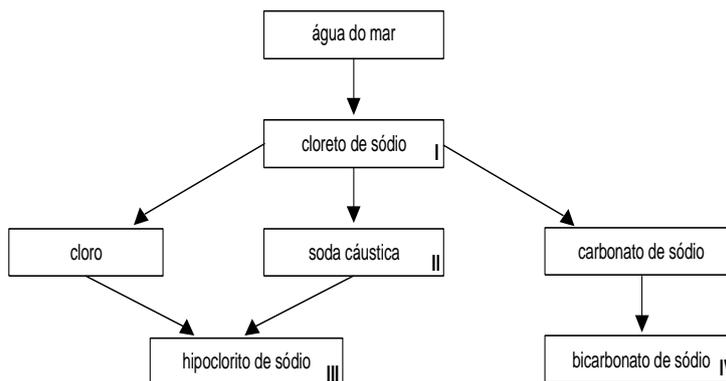
A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

- A) HNO_3 e HNO_2 .
- B) H_2SO_4 e H_2SO_3 .
- C) H_2SO_3 e HNO_2 .

D) H_2SO_4 e HNO_3 .

E) H_2CO_3 e H_2SO_3 .

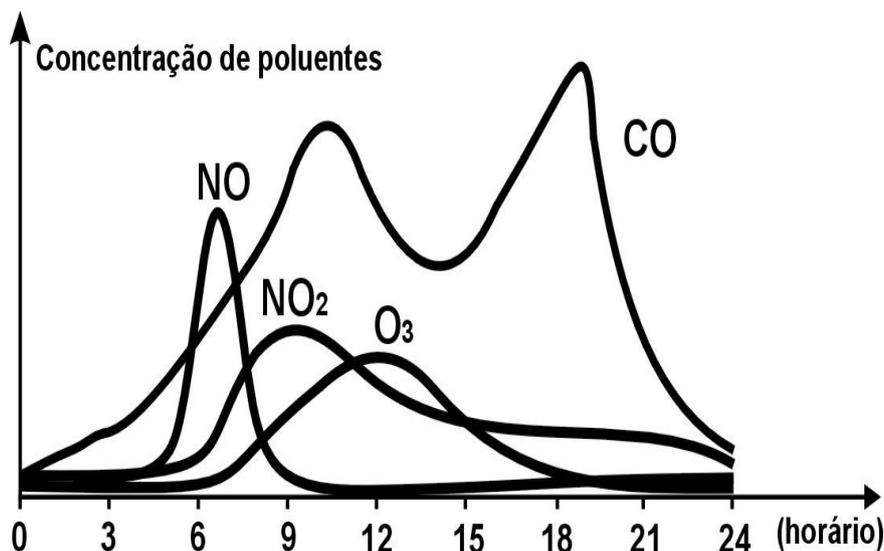
4. (Enem 1999) A água do mar pode ser fonte de materiais utilizados pelo ser humano, como os exemplificados no esquema abaixo.



Os materiais I, II, III e IV existem como principal constituinte ativo de produtos de uso rotineiro. A alternativa que associa corretamente **água sanitária, fermento em pó e solução fisiológica** com os materiais obtidos da água do mar é:

	Água sanitária	Fermento em pó	Solução fisiológica
A)	II	III	IV
B)	III	I	IV
C)	III	IV	I
D)	II	III	I
E)	I	IV	III

5. (Enem 2000) O gráfico abaixo refere-se às variações das concentrações de poluentes na atmosfera, no decorrer de um dia útil, em um grande centro urbano.



(Adaptado de NOVAIS, Vera. *Ozônio: aliado ou inimigo*. São Paulo: Scipione, 1998)

As seguintes explicações foram dadas para essas variações:

- I. A concentração de NO diminui, e a de NO₂ aumenta em razão da conversão de NO em NO₂.
- II. A concentração de monóxido de carbono no ar está ligada à maior ou à menor intensidade de tráfego.
- III. Os veículos emitem óxidos de nitrogênio apenas nos horários de pico de tráfego do período da manhã.
- IV. Nos horários de maior insolação, parte do ozônio da estratosfera difunde-se para camadas mais baixas da atmosfera.

Dessas explicações, são plausíveis somente:

- A) I e II.
- B) I e III.
- C) II e III.
- D) II e IV.
- E) III e IV.

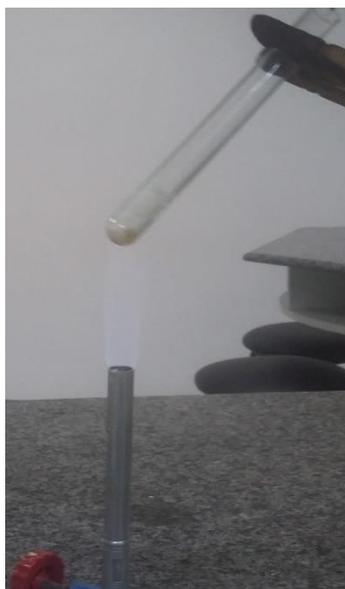
UNIDADE 7

REAÇÕES QUÍMICAS

Fenômeno químico ou reação química

Se dissolvermos açúcar numa certa quantidade de água, ocorrerá a formação de uma mistura homogênea ou solução aquosa de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Deixando-se essa mistura em repouso, após certo tempo, a água evaporará totalmente, e a mesma quantidade adicionada de açúcar ficará no recipiente.

Por outro lado, se colocarmos um pouco de açúcar num tubo de ensaio e o aquecermos, o material dentro do tubo muda de coloração e passa para o estado líquido (caramelo). O líquido começa a liberar uma fumaça branca e a escurecer, até que sobra um sólido de cor preta, completamente diferente do açúcar inicial.



Início do aquecimento do açúcar.



Açúcar derretendo e se transformando em caramelo.



A perda de água forma carvão.

Marcelo Pinheiro

Isso acontece porque com o aquecimento, o açúcar, que é um carboidrato, perde água e sobra o carvão, que contém apenas carbono.

Dissolver açúcar em água não produz uma nova substância, pois os componentes podem ser separados novamente por um processo físico de separação de misturas, ou seja, a evaporação da água.

Aquecer o açúcar até a secura ocasiona a produção de outras substâncias: o carvão, que possui apenas átomos de carbono, e água na forma de vapor. Isso ocorre porque os átomos de hidrogênio e oxigênio que fazem parte das moléculas de sacarose escapam para o ar ao formarem água no estado gasoso.

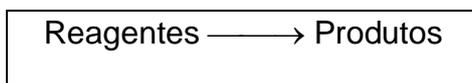
Os fenômenos citados são diferentes, e podem ser classificados em fenômenos físicos ou químicos, dependendo se ocorre ou não a formação de nova substância.

Os fenômenos em que não há a transformação da natureza da matéria, ou seja, não ocorre a formação de outra substância, são chamados de **fenômenos físicos**. Neles, alguns aspectos da substância como o estado físico, a aparência e o tamanho podem mudar, mas a constituição da substância continua a mesma. Alguns exemplos desses fenômenos são as mudanças de estados físicos, como o congelamento da água, a sublimação da naftalina, a formação do orvalho (condensação de vapor d'água ao entrar em contato com uma superfície fria), além de outras ocorrências como a transformação de uma barra de metal em

fios, o deslocamento de uma caneta, a decomposição da luz branca em sete cores ao atingir uma gota d'água.

Os **fenômenos químicos ou reações químicas** são as transformações em que há alteração da natureza da matéria, ou seja, ocorre a produção de pelo menos uma nova substância a partir de outra ou outras substâncias. Em uma reação química, as substâncias iniciais, denominadas reagentes, sofrem alterações em sua constituição e se transformam em outras substâncias denominadas produtos.

Uma reação química é representada graficamente por uma **equação química**, que apresenta as fórmulas das substâncias envolvidas, seus estados físicos e uma seta separando os reagentes dos produtos:



O lado esquerdo (antes da seta) é denominado **1º membro** e o lado direito é o **2º membro** da equação.

Ao lado da fórmula de cada substância participante pode ser colocado um código entre parênteses que indica o seu estado físico na forma pura ou se ela está dissolvida em água:

(s) = estado sólido

(l) = estado líquido

(g) = estado gasoso

(v) = vapor

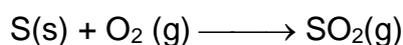
(aq) = solução aquosa

Outras simbologias podem ser utilizadas sobre a seta, tais como:

Δ = indica aquecimento.

\nearrow = indica o uso de corrente elétrica.

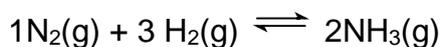
Um exemplo de reação química é a queima ou combustão de materiais e dela participam o combustível (substância que queima), o comburente (substância que provoca a queima e produz a chama) e o calor que ativa a reação. Por exemplo, na queima do enxofre, ele é o combustível e o comburente é o gás oxigênio (O_2). A reação química entre o enxofre e o gás oxigênio produz dióxido de enxofre (SO_2). Este processo pode ser representado por meio da equação química a seguir:



Nesta equação, enxofre (S) sólido e gás oxigênio (O_2) são os reagentes e o dióxido de enxofre (SO_2) é o produto. O calor que ativa a reação (energia de ativação) não é representado na equação química.

A seta simples indica que a queima do enxofre é um **fenômeno químico irreversível**, pois o dióxido de enxofre formado não irá recompor o enxofre

inicial. Também há equações de **reações químicas reversíveis**, indicadas por uma seta dupla, como a reação representada a seguir:



Nesse caso, cada molécula de gás nitrogênio (N_2) reage com 3 moléculas de gás hidrogênio (H_2) e produz 2 moléculas de amônia (NH_3). Simultaneamente, a amônia sofre decomposição e também produz os gases iniciais.

Outros exemplos de fenômenos químicos são o enferrujamento de um prego, a fermentação do açúcar do suco de uva, dando origem ao vinho, a queima de fogos de artifício, a fabricação de um bolo, a digestão de um alimento, a fotossíntese que ocorre nas plantas e algas, etc.

Algumas alterações visuais podem indicar que uma reação química está acontecendo, tais como mudança de cor, liberação de um gás (efervescência), formação de um sólido, aparecimento de chama ou luminosidade.

Balanceamento de equações químicas pelo método das tentativas

Numa reação química, os átomos não são criados e nem destruídos, eles apenas se combinam de formas diferentes para formar uma ou mais substâncias

novas. Logo, na equação química o número de átomos de cada elemento do lado dos reagentes deve ser exatamente igual ao número de átomos do mesmo elemento do lado dos produtos. Muitas vezes, ao se montar uma equação química, deve-se efetuar o seu balanceamento para que isso seja atendido. Os menores números inteiros possíveis, denominados **coeficientes estequiométricos**, são colocados à frente das fórmulas das substâncias envolvidas, que não podem ser alteradas. Eles multiplicam todos os átomos desta substância e são utilizados para equilibrar (balancear ou ajustar) a equação.

O método mais simples para balancear equações químicas é o **método das tentativas** que, como o próprio nome diz, tem como objetivo tentar até acertar. Porém, o método se torna mais simples e eficaz, caso se realize o balanceamento seguindo a ordem:

1° - Metais

2° - Ametais

3° - Carbono

4° - Hidrogênio

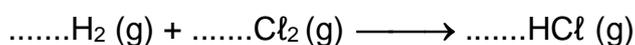
5° - Oxigênio

Portanto, deve-se equilibrar primeiramente os metais, depois os ametais diferentes de carbono, hidrogênio e oxigênio, e por fim, continua-se na ordem carbono, hidrogênio e oxigênio.

Observe os exemplos a seguir:

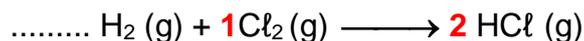
- **Reação entre o gás hidrogênio (H₂) e o gás cloro (Cl₂).**

A reação entre o gás hidrogênio (H₂) e o gás cloro (Cl₂) forma o gás cloreto de hidrogênio (HCl), que é denominado ácido clorídrico ao ser dissolvido em água. A equação química que representa essa reação é a seguinte:

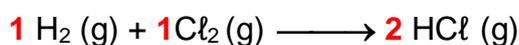


Ela não está balanceada, pois no lado esquerdo da equação há dois átomos de H e no lado direito há apenas um átomo desse elemento. Da mesma forma, no lado esquerdo da equação há dois átomos de Cl e no lado direito há apenas um átomo desse elemento. Nos espaços tracejados, devem ser colocados os coeficientes estequiométricos para balancear a equação.

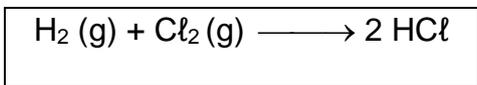
Como não há metal nessa reação, inicia-se o balanceamento pelo ametal Cl. Como são 2 átomos desse elemento no lado dos reagentes, também deve haver 2 átomos de Cl no lado dos produtos. Para solucionar esse problema, basta colocamos o coeficiente estequiométrico **2** na frente do HCl, ou seja, agora há duas moléculas de HCl na equação, e o coeficiente **1** na frente do Cl₂, para indicar que o cloro já está equilibrado. Outra alternativa, é colocar **1** na frente do HCl e **1/2** na frente do Cl₂, mas a preferência é se trabalhar com a multiplicação, evitando-se o uso de frações.



Depois, é a vez do H. O **2** colocado no ácido clorídrico para balancear os átomos de cloro, também multiplicou os átomos de hidrogênio e passou a ter **2** átomos de hidrogênio no lado direito da equação, tal qual a quantidade presente no lado esquerdo. Portanto, basta colocar o coeficiente **1** na frente da fórmula do gás hidrogênio, indicando que a equação química está balanceada:

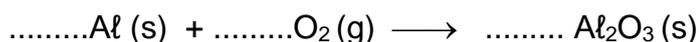


O coeficiente estequiométrico igual a **1** pode ser omitido, podendo-se representar a equação da seguinte forma:



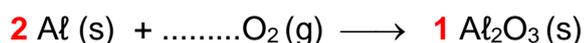
• **Reação entre o alumínio (Al) e o gás oxigênio (O₂).**

A reação entre o alumínio (Al) e o gás oxigênio (O₂) produz o óxido de alumínio (Al₂O₃). A equação química que representa essa reação é a seguinte:

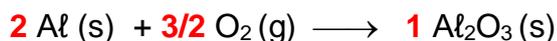


Os elementos que participam da reação são Al e O. Inicia-se então o balanceamento pelo alumínio. No lado esquerdo da equação, há apenas 1 átomo

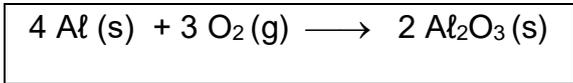
de alumínio, enquanto que do lado direito há dois átomos desse metal. Para equilibrar o alumínio, basta colocar o coeficiente estequiométrico **2** na frente do Al e o coeficiente **1** na frente do Al₂O₃.



Ainda falta balancear o elemento oxigênio. No lado esquerdo da equação há 2 átomos de oxigênio e no lado direito há 3 átomos desse elemento. Para igualar o número de átomos de oxigênio em ambos os lados da equação, basta colocar o coeficiente **3/2** na frente da fórmula O₂.

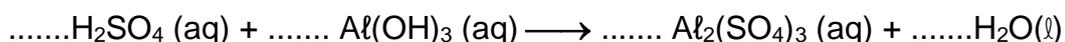


Para se eliminar a fração, multiplica-se toda equação pelo denominador da fração, ou seja, deve-se multiplicar por 2. Então, a equação química balanceada é a seguinte:

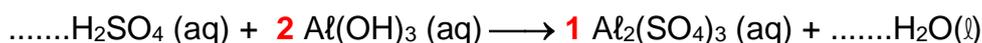


• **Reação entre o ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o hidróxido de alumínio (Al(OH)₃).**

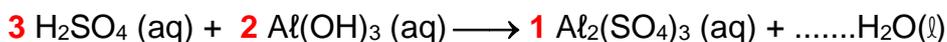
A reação entre o ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o hidróxido de alumínio (Al(OH)₃) produz sulfato de alumínio (Al₂(SO₄)₃) e água (H₂O). A equação química que representa essa reação é a seguinte:



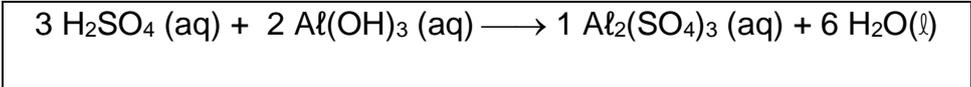
Os elementos que participam da reação são Al, S, H e O. Então, inicia-se o balanceamento pelo metal, que é o Al. Como há 2 átomos de Al do lado direito e apenas 1 átomo desse elemento do lado direito da equação, deve-se colocar o coeficiente estequiométrico **2** na frente do Al(OH)₃, e o coeficiente 1 na frente do Al₂(SO₄)₃, para não esquecer que o Al já foi balanceado.



O próximo elemento a ser equilibrado é o ametal S. Como há 3 átomos de S no lado direito e apenas 1 átomo desse elemento no lado esquerdo, coloca-se o coeficiente 3 ao lado da fórmula H₂SO₄, para igualar o número de átomos de enxofre (S) em ambos os lados.



Ainda faltam ser balanceados, o H e o O. Pela ordem, o hidrogênio deve ser equilibrado antes do oxigênio. O coeficiente **3** colocado à frente do H_2SO_4 multiplica o H, o S e o O. O coeficiente **2** colocado antes do $\text{Al}(\text{OH})_3$ multiplica o Al, o O e o H. Portanto, no lado esquerdo da equação há um total de 12 átomos de H (6 átomos de H no **3** H_2SO_4 e 6 átomos de H no **2** $\text{Al}(\text{OH})_3$), enquanto que no lado direito há apenas 2 átomos de H. Para equilibrar o H, basta colocar o coeficiente 6 na frente da fórmula H_2O .



Como há 18 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação, ela já está devidamente balanceada.

• **Reação de combustão completa do octano (C_8H_{18}).**

A reação de combustão completa do octano (C_8H_{18}) [e a reação entre essa substância e o gás oxigênio (O_2), produzindo dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O)]. Essa reação é representada pela seguinte equação química:



Como na equação só há C, H e O, inicia-se pelo carbono (C). No lado esquerdo da equação há 8 átomos de carbono, enquanto que no lado direito há somente 1 átomo desse elemento. Portanto, para equilibrar o C, deve-se colocar o coeficiente **1** na frente do C_8H_{18} e o coeficiente **8** na frente do CO_2 .



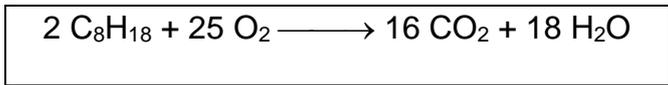
O próximo a ser equilibrado é o H. No lado esquerdo da equação há 18 átomos de H e no lado direito há apenas 2. Ao multiplicar a fórmula da molécula de H₂O por 9, o número de átomos de hidrogênio também ficará igual a 18 no lado direito da equação:



Ainda falta acertar o elemento oxigênio (O). Como agora há 25 átomos de oxigênio no lado direito da equação e apenas 2 no lado esquerdo, multiplica-se a fórmula O₂ por **25/2** para que se tenha também 25 átomos de O no 1º membro da equação.



Para que os coeficientes estequiométricos sejam os menores inteiros possíveis, multiplicam-se todos os coeficientes por 2.



Nem todas as equações químicas podem ser balanceadas pelo método das tentativas. Existe um grupo de reações, denominadas reações redox, cujas equações são balanceadas por uma técnica específica. Tais reações serão estudadas no livro de Físico-Química.

Classificação das reações inorgânicas

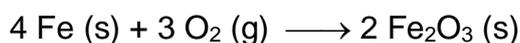
Uma reação química cujos participantes são substâncias inorgânicas pode ser classificada de acordo com sua complexidade em **adição**, **decomposição**, **simples troca** e **dupla troca**.

Reação de adição

Esse tipo de reação também é conhecido como **reação de síntese**, em que duas ou mais substâncias se combinam para formar uma única substância composta.

DUAS OU MAIS SUBSTÂNCIAS \longrightarrow SUBSTÂNCIA COMPOSTA

Por exemplo, ao se queimar uma palha de aço, cujo constituinte principal é o ferro, ocorre a formação de óxido de ferro III, devido à reação entre o ferro e o gás oxigênio presente no ar.

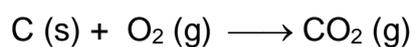




Marcelo Pinheiro

Formação do óxido de ferro III ao se queimar palha de aço.

A queima completa do carvão, cujo principal constituinte é o carbono (C), também é uma reação de síntese, pois é formado dióxido de carbono (ou gás carbônico) segundo a reação a seguir:

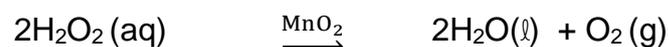


Reação de decomposição

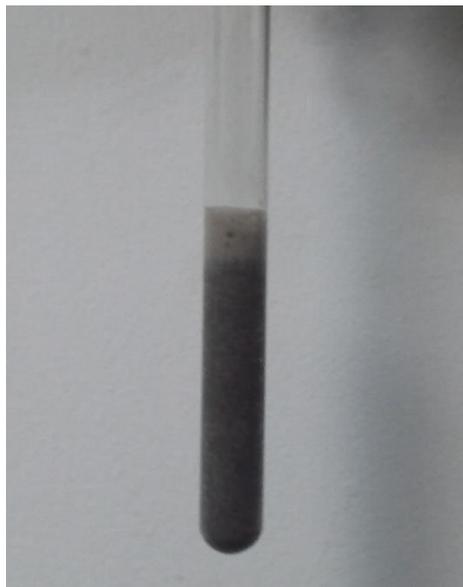
Esse tipo de reação também é conhecido como **reação de análise**, em que uma substância composta se decompõe em duas ou mais substâncias.

SUBSTÂNCIA COMPOSTA \longrightarrow DUAS OU MAIS SUBSTÂNCIAS

O peróxido de hidrogênio (H_2O_2) é uma substância que sofre lenta decomposição em presença de luz. Porém, ao se colocar um pouco de dióxido de manganês em contato com uma amostra de água oxigenada, cujo componente principal é o peróxido de hidrogênio (H_2O_2), ocorre a liberação imediata de gás oxigênio e produção de água, devido à decomposição do H_2O_2 . O MnO_2 é apenas um **catalisador** da reação, ou seja, ele aumenta a velocidade da reação, mas não é consumido na reação. Ao se representar, esse fenômeno por uma equação química, a fórmula do catalisador é colocada sobre a seta.



Observe na imagem a seguir, a liberação de gás oxigênio durante a decomposição do peróxido de hidrogênio. O mesmo processo ocorre se uma amostra de água oxigenada for colocada sobre um pedaço de batata crua ou fígado cru, pois em ambos há uma proteína chamada catalase que também catalisa essa reação.



Marcelo Pinheiro

Decomposição do peróxido de hidrogênio em presença de um catalisador.

Reação de simples troca

Esse tipo de reação também é conhecido como **reação de deslocamento** ou **de substituição**. Neste caso, há dois reagentes e dois produtos, sendo que um reagente é uma substância simples e o outro é uma substância composta, e entre os produtos há igualmente, outra substância simples e outra substância composta. Uma reação de simples troca tem o seguinte formato:



Ao se colocar palha de aço em contato com uma solução aquosa azulada de sulfato de cobre II (CuSO_4), verifica-se que ocorre a deposição de um material

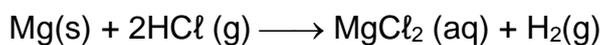
de coloração castanha de cobre metálico sobre o pedaço de palha de aço. Após, certo tempo, a solução fica incolor, devido ao desaparecimento do CuSO_4 e formação do sulfato de ferro II (FeSO_4) que não deixa a água colorida.



Reação entre ferro e sulfato de cobre II, formando cobre metálico.

Neste caso, diz-se que o ferro metálico deslocou o cobre, e se juntou ao ânion SO_4^{2-} , formando sulfato de ferro II (FeSO_4), que fica dissolvido na água. O cobre, que estava na forma de cátion (Cu^{2+}), foi transformado em cobre metálico (Cu).

Outro exemplo é a reação entre o magnésio (Mg) e o ácido clorídrico (HCl), liberando gás hidrogênio (H_2) e produzindo cloreto de magnésio (MgCl_2) que fica em solução aquosa.



Neste caso, o magnésio metálico (Mg) desloca o hidrogênio do ácido clorídrico (HCl) e se junta ao ânion cloreto (Cl⁻) para formar o cloreto de magnésio (MgCl₂) que se dissolve na água.

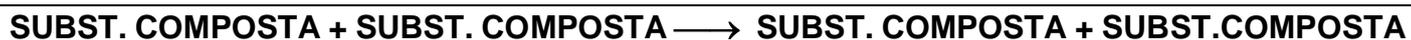


Marcelo Pinheiro

Liberação de gás hidrogênio na reação entre magnésio e ácido clorídrico.

Reação de dupla troca

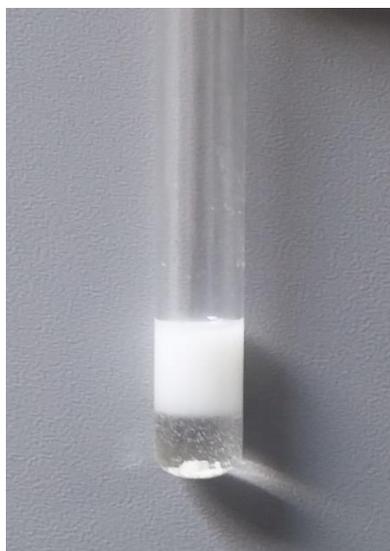
Esse tipo de reação também é conhecido como **reação de permutação**. Neste caso, duas substâncias compostas reagem entre si e produzem duas novas substâncias compostas. Uma reação de dupla troca tem o seguinte formato:



Por exemplo, ao se colocar em um recipiente certas quantidades de solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) e solução aquosa de nitrato de prata

(AgNO₃), ocorre uma reação de dupla troca entre os sais, produzindo um depósito (ou precipitado) branco de cloreto de prata (AgCl) e nitrato de sódio (NaNO₃) que permanece dissolvido na água.

Essa reação é representada pela seguinte equação química:



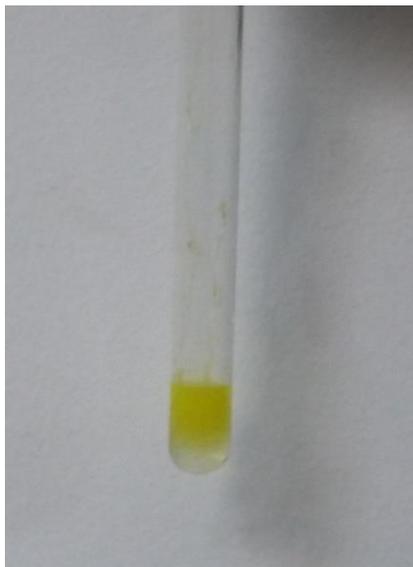
Marcelo Pinheiro

Formação de precipitado branco de cloreto de prata.

A reação entre nitrato de chumbo II (Pb(NO₃)₂) e iodeto de potássio (KI), ambos em solução aquosa, produz um precipitado amarelo de iodeto de chumbo II (PbI₂) e nitrato de potássio (KNO₃) que fica dissolvido na água.

A equação química que representa essa reação é a seguinte:





Marcelo Pinheiro

Formação de precipitado amarelo de iodeto de chumbo.

Principais reações inorgânicas

Reações de adição

Reações de óxido básico com água

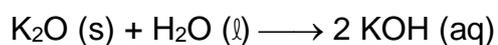
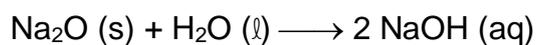
Um óxido básico reage com água e produz uma base.



A fórmula de um óxido básico tem o formato M_2O , se **M** for um metal de $\text{Nox}=+1$ (exemplos: Na_2O , K_2O). Se **M** for um metal de $\text{Nox}=+2$, tem-se uma fórmula igual a MO (exemplos: CaO , MgO).

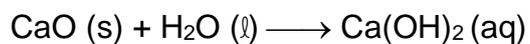
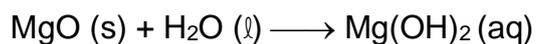
Quando um óxido básico **M₂O** reage com água, ele produz uma base de fórmula **MOH**. Ela possui apenas uma hidroxila, porque o metal tem Nox igual a +1.

Exemplos:



Quando um óxido básico **MO** reage com água, ele produz uma base de fórmula **M(OH)₂**. Ela possui duas hidroxilas porque o metal tem Nox igual a +2.

Exemplos:



Reações de óxido ácido com água

Um óxido ácido reage com água e produz um ácido.

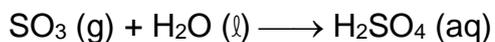


Para montar a fórmula do ácido, deve-se colocar em ordem os símbolos dos elementos e suas respectivas quantidades de totais átomos por molécula. Se possível, deve-se simplificar a fórmula. Inicia-se pelo H, depois coloca-se o símbolo do elemento central e por último o oxigênio. Observe alguns exemplos:

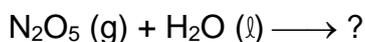
- **Reação entre o trióxido de enxofre (SO₃) e a água.**



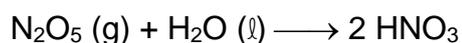
No lado esquerdo da equação há 2 átomos de H, 1 átomo de S e 4 átomos de O. A junção de todos eles produz um ácido de fórmula H₂SO₄.



- **Reação entre o pentóxido de dinitrogênio (N₂O₅) e a água.**



No lado esquerdo da equação há 2 átomos de H, 2 átomos de N e 6 átomos de O. A junção de todos eles produz um ácido de fórmula $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$, que ao ser simplificada (dividindo todos os índices por 2), resulta em HNO_3 . Para balancear a equação, coloca-se o coeficiente estequiométrico 2 na frente da fórmula do ácido.



Reações de decomposição

Um exemplo de reação desse tipo é a decomposição de sais que possuem o íon carbonato (CO_3^{2-}) que ocorre com aquecimento a temperaturas elevadas (acima dos 600°C). O resultado é a produção de um óxido do metal presente no carbonato e de gás carbônico.



Exemplos:



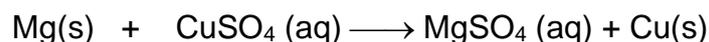
Reações de simples troca

Há dois tipos de reação de simples troca: a substância simples reagente pode ser formada por um metal ou por um ametal.

Quando a substância simples reagente é formada por metal

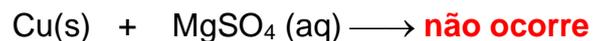
Esse tipo de reação só ocorre se o metal da substância simples reagente for capaz de descolar, ou seja, ser mais reativo que o cátion metálico ou o hidrogênio presente na substância composta reagente.

Como exemplo, a reação entre magnésio metálico (Mg) e sulfato de cobre II (CuSO₄) presente em solução aquosa ocorre porque o magnésio é mais reativo que o cobre:



O magnésio (Mg) desloca o cobre (Cu) do sulfato de cobre II (CuSO₄). O cátion (Cu²⁺) se transforma em cobre metálico (Cu) e o magnésio metálico (Mg) se transforma em cátion magnésio (Mg²⁺) que se une ao ânion sulfato (SO₄²⁻), formando o sulfato de magnésio (MgSO₄) que fica dissolvido na água.

Já a reação entre o cobre metálico e o sulfato de magnésio não ocorre, porque o cobre não é capaz de deslocar o magnésio.



A ordem ou s\u00e9rie de reatividade dos metais, incluindo o hidrog\u00eanio que participa desse tipo de rea\u00e7\u00e3o, \u00e9 a seguinte:

Metals alcalinos > metais alcalino-terrosos > outros metais > **H** > metais nobres

K > Na > Li > Ba > Ca > Mg > Al > Zn > Fe > Ni > Pb > H > Cu > Hg > Ag > Pt > Au

Outro exemplo de rea\u00e7\u00e3o de simples troca \u00e9 a que ocorre entre o alum\u00ednio met\u00e1lico (Al) e o \u00e1cido clor\u00eddrico (HCl):

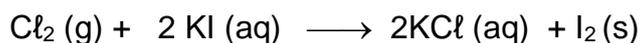


O alum\u00ednio (Al) desloca o hidrog\u00eanio (H) do \u00e1cido clor\u00eddrico (HCl). O c\u00e1tion (H^{2+}) se transforma em g\u00e1s hidrog\u00eanio (H_2) e o alum\u00ednio met\u00e1lico (Al) se transforma em c\u00e1tion alum\u00ednio (Al^{3+}) que se une ao \u00e2nion cloreto (Cl^-), formando o cloreto de alum\u00ednio (AlCl_3) que fica dissolvido na \u00e1gua.

Quando a substância simples reagente é formada por ametal

Esse tipo de reação só ocorre se o ametal da substância simples reagente for capaz de descolar, ou seja, ser mais reativo que o ânion presente na substância composta reagente.

Por exemplo, a reação entre o gás cloro (Cl₂) e o iodeto de potássio (KI) em solução aquosa ocorre porque o cloro é mais reativo que o iodo:



A ordem ou série de reatividade dos ametais é a seguinte:



Reações de dupla troca

Quando ocorre uma reação de dupla troca, o cátion de uma substância X se une ao ânion de outra substância Y e o cátion da substância Y se une ao ânion da substância X, ou seja, ocorre uma troca de íons.

Reação de neutralização

É o tipo de reação em que um ácido reage com uma base e forma sal e água.



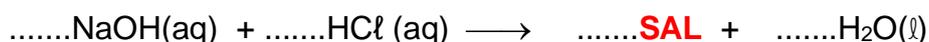
A neutralização pode ser **total**, quando todos os íons H^+ (liberados do ácido) e OH^- (liberados da base) formam água, ou **parcial**, quando isso não ocorre, sobrando hidrogênio ou hidroxila na fórmula do sal.

Reações de neutralização total

Neste tipo de reação, todos os cátions H^+ e todos os ânions OH^- são utilizados para formar H_2O . Observe os seguintes exemplos:

• **Reação de neutralização total entre hidróxido de sódio (NaOH) e ácido clorídrico (HCl).**

A reação entre hidróxido de sódio (NaOH) e ácido clorídrico (HCl), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:

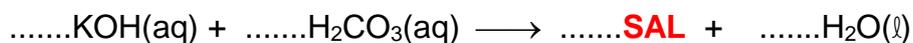


Para se determinar a fórmula do sal, deve-se contar o número de H⁺ e o OH⁻ disponíveis para formar H₂O, que devem ser iguais. O HCl tem 1 íon H⁺ e o NaOH tem 1 íon OH⁻, o que possibilita a formação de uma molécula de água. Sobram então 1 cátion Na⁺ e 1 ânion Cl⁻, logo a fórmula do sal é NaCl (cloreto de sódio), e a equação já está balanceada.

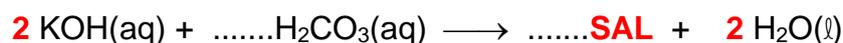


• **Reação de neutralização total entre hidróxido de potássio (KOH) e ácido carbônico (H₂CO₃).**

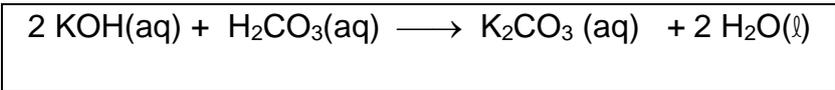
A reação entre hidróxido de potássio (KOH) e ácido carbônico (H₂CO₃), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



O H_2CO_3 tem 2 íons H^+ e o KOH tem 1 íon OH^- , ou seja, quantidades diferentes. Como as quantidades disponíveis desses íons devem ser iguais, coloca-se o coeficiente **2** na frente do KOH , aumentando para 2 íons OH^- . Isso possibilita a formação de duas moléculas de água, o que deve ser indicado pelo coeficiente **2** antes da fórmula H_2O :

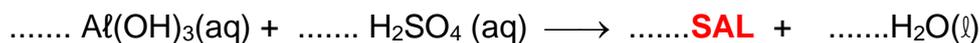


Sobram então 2 cátions K^+ e 1 ânion CO_3^{2-} , logo a fórmula do sal é K_2CO_3 (carbonato de potássio), e a equação já está balanceada.



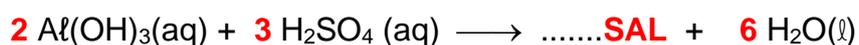
• **Reação de neutralização total entre hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).**

A reação entre hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) e ácido sulfúrico (H_2SO_4), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:

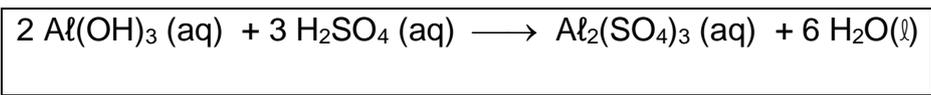


O H_2SO_4 tem 2 íons H^+ e o $\text{Al}(\text{OH})_3$ tem 3 íons OH^- , ou seja, quantidades diferentes. Como as quantidades disponíveis desses íons devem ser iguais, coloca-se o coeficiente **2** na frente do $\text{Al}(\text{OH})_3$, aumentando para 6 íons OH^- e o

coeficiente **2** na frente do H_2SO_4 , aumentando para 6 íons H^+ . Isso possibilita a formação de seis moléculas de água, o que deve ser indicado pelo coeficiente **6** antes da fórmula H_2O :



Sobram então 2 cátions Al^{3+} e 3 ânions SO_4^{2-} , logo a fórmula do sal é $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (sulfato de alumínio), e a equação já está balanceada.

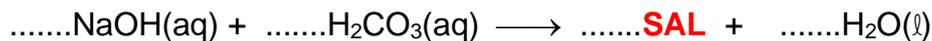


Reações de neutralização parcial

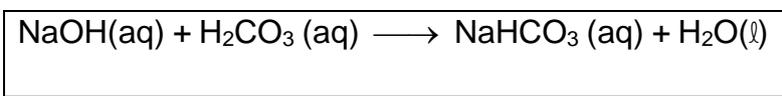
Neste tipo de reação, nem todas os cátions H^+ ou ânions OH^- são utilizados para formar H_2O . Isso pode ocorrer quando o ácido tem mais de um hidrogênio ionizável (H^+) ou a base tem mais de uma hidroxila (OH^-). Observe os exemplos a seguir:

- **Reação de neutralização parcial entre hidróxido de sódio (NaOH) e ácido carbônico (H_2CO_3).**

A reação entre hidróxido de sódio (NaOH) e ácido carbônico (H_2CO_3), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:

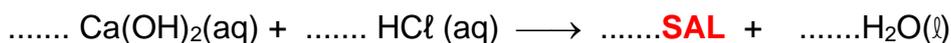


Como se trata de uma neutralização parcial, apenas 1 íon H^+ do H_2CO_3 é utilizado para formar 1 molécula de H_2O . Sobram então 1 cátion Na^+ e 1 ânion HCO_3^- , logo a fórmula do sal é NaHCO_3 (hidrogeno carbonato de sódio), e a equação já está balanceada.

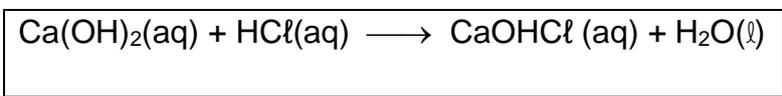


• **Reação de neutralização parcial entre hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2) e ácido clorídrico (HCl).**

A reação entre hidróxido de sódio (NaOH) e ácido carbônico (H_2CO_3), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



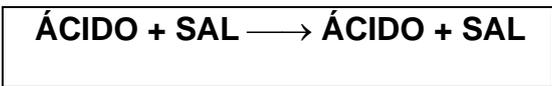
Como se trata de uma neutralização parcial, apenas 1 íon OH^- do Ca(OH)_2 é utilizado para formar 1 molécula de H_2O . Sobram então 1 cátion CaOH^+ e 1 ânion Cl^- , logo a fórmula do sal é CaOHCl (hidroxi cloreto de cálcio), e a equação já está balanceada.



Outras reações de dupla troca

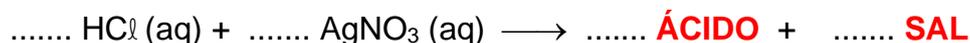
Reação entre um ácido e um sal

Quando ocorre a reação de dupla troca entre um ácido e um sal, formam-se outro ácido e outro sal.



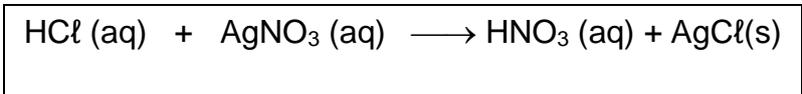
- Reação entre ácido clorídrico (HCl) e o nitrato de prata (AgNO₃).

A reação entre ácido clorídrico (HCl) e o nitrato de prata (AgNO₃), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



O cátion H⁺ proveniente do HCl se une ao ânion NO₃⁻ proveniente do AgNO₃ e formam o ácido nítrico (HNO₃).

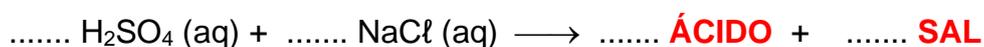
O cátion Ag⁺ do AgNO₃ e o ânion Cl⁻ do HCl se unem para formar um novo sal insolúvel em água e de coloração branca, o cloreto de prata (AgCl). A equação que representa a reação já está balanceada:



Na tabela de solubilidade de sais da página, verifica-se que o cloreto de prata é insolúvel em água, por isso seu estado físico é sólido.

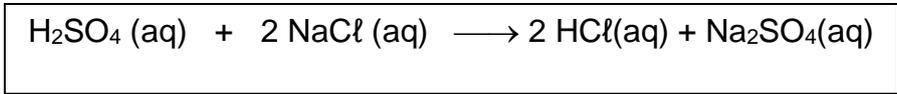
- **Reação entre ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o cloreto de sódio (NaCl).**

A reação entre ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o cloreto de sódio (NaCl), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



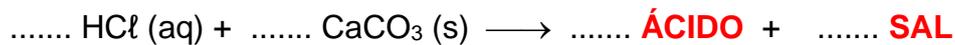
O cátion H⁺ proveniente do H₂SO₄ se une ao ânion Cl⁻ proveniente do NaCl e formam o ácido clorídrico (HCl).

O cátion Na⁺ do NaCl e o ânion SO₄²⁻ do H₂SO₄ se unem para formar um o sal sulfato de sódio (Na₂SO₄). A equação química balanceada que representa a reação é:



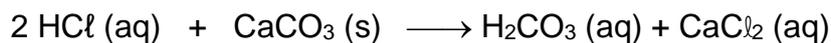
- **Reação entre ácido clorídrico (HCl) e o carbonato de cálcio (CaCO₃).**

A reação entre ácido clorídrico (HCl) e o carbonato de cálcio (CaCO₃) sólido pode ser equacionada da seguinte forma:

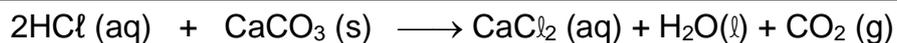


O cátion H^+ proveniente do HCl se une ao ânion CO_3^{2-} proveniente do CaCO_3 e formam o ácido carbônico (H_2CO_3).

O cátion Ca^{2+} do CaCO_3 e o ânion Cl^- do HCl se unem para formar o sal cloreto de cálcio (CaCl_2). A equação química balanceada que representa a reação é:



O ácido carbônico (H_2CO_3) é um ácido fraco e instável. Ele se decompõe em H_2O e CO_2 , então a equação química final é:



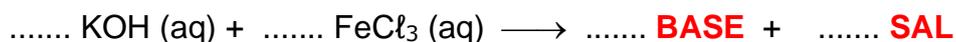
Reação entre uma base e um sal

Quando ocorre a reação de dupla troca entre uma base e um sal, formam-se outra base e outro sal.



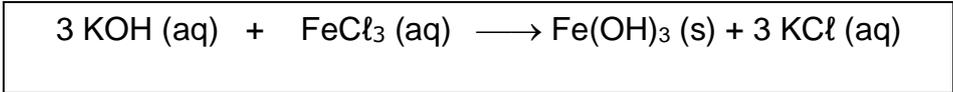
• **Reação entre hidróxido de potássio (KOH) e o cloreto de ferro III (FeCl₃).**

A reação entre hidróxido de potássio (KOH) e o cloreto de ferro III (FeCl₃), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



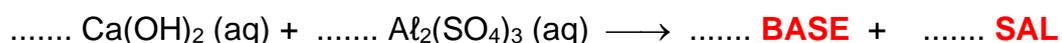
O cátion Fe³⁺ proveniente do FeCl₃ se une ao ânion OH⁻ proveniente do KOH e formam uma base praticamente insolúvel em água, o hidróxido de ferro III (Fe(OH)₃).

O cátion K⁺ do KOH e o ânion Cl⁻ do FeCl₃ se unem para formar o sal cloreto de potássio (KCl). A equação química balanceada que representa a reação é:



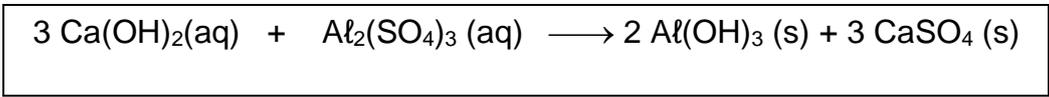
• **Reação entre hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂) e o sulfato de alumínio (Al₂(SO₄)₃).**

A reação entre hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂) e o sulfato de alumínio (Al₂(SO₄)₃), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



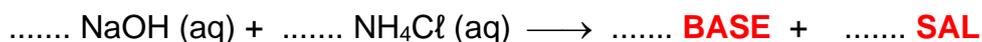
O cátion Al³⁺ proveniente do Al₂(SO₄)₃ se une ao ânion OH⁻ proveniente do Ca(OH)₂ e formam uma base insolúvel em água, o hidróxido de alumínio (Al(OH)₃).

O cátion Ca²⁺ do Ca(OH)₂ e o ânion SO₄²⁻ do Al₂(SO₄)₃ se unem para formar o sal branco e insolúvel em água, o sulfato de cálcio (CaSO₄). A equação química balanceada que representa a reação é:



• **Reação entre hidróxido de sódio (NaOH) e o cloreto de amônio (NH₄Cl).**

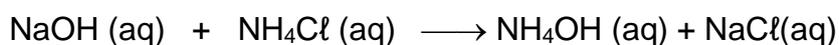
A reação entre hidróxido de sódio (NaOH) e o cloreto de amônio (NH₄Cl) pode ser equacionada da seguinte forma:



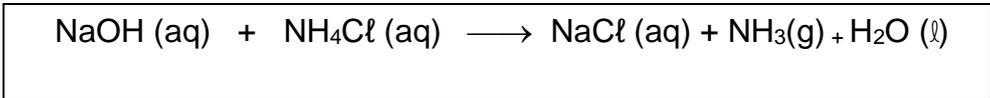
O cátion NH₄⁺ proveniente do NH₄Cl se une ao ânion OH⁻ proveniente do NaOH e formam a base fraca hidróxido de amônio (NH₄OH).

O cátion Na⁺ do NaOH e o ânion Cl⁻ do NH₄Cl se unem para formar o sal cloreto de sódio (NaCl).

A equação química balanceada que representa a reação é:

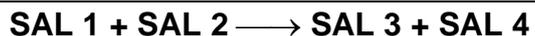


Como o hidróxido de amônio é uma base fraca e instável, ele se decompõe em gás amônia (NH₃) e água (H₂O), conforme a reação:



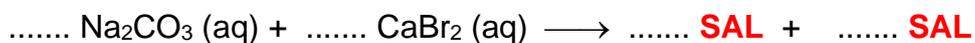
Reação entre sais

Quando ocorre a reação de dupla troca entre sais, formam-se novos sais.



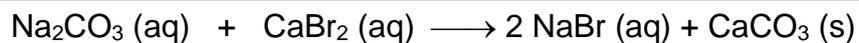
- **Reação entre carbonato de sódio (Na_2CO_3) e o brometo de cálcio (CaBr_2).**

A reação entre carbonato de sódio (Na_2CO_3) e o brometo de cálcio (CaBr_2), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



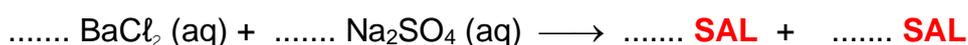
O cátion Na^+ proveniente do Na_2CO_3 se une ao ânion Br^- proveniente do CaBr_2 e formam o sal brometo de sódio (NaBr).

O cátion Ca^{2+} do CaBr_2 e o ânion CO_3^{2-} do Na_2CO_3 se unem para formar o sal branco e insolúvel em água, o carbonato de cálcio (CaCO_3). A equação química balanceada que representa a reação é:



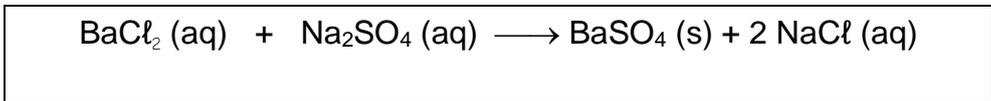
• **Reação entre cloreto de bário (BaCl_2) e o sulfato de sódio (Na_2SO_4).**

A reação entre cloreto de bário (BaCl_2) e o sulfato de sódio (Na_2SO_4), ambos em solução aquosa, pode ser equacionada da seguinte forma:



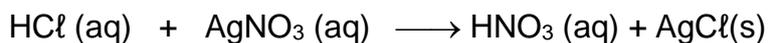
O cátion Ba^{2+} proveniente do BaCl_2 se une ao ânion SO_4^{2-} proveniente do Na_2SO_4 e formam o sal branco e insolúvel em água, o sulfato de bário (BaSO_4).

O cátion Na^+ do Na_2SO_4 e o ânion Cl^- do BaCl_2 se unem para formar o sal cloreto de sódio (NaCl). A equação química balanceada que representa a reação é:

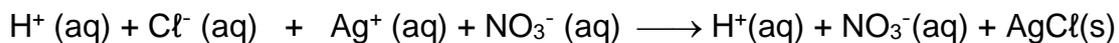


Curiosidade

Numa reação química quando uma substância iônica está em solução aquosa, seus íons estão separados e envolvidos por moléculas de água. Por exemplo, a reação a seguir,



é melhor representada por uma forma iônica:



Observe que após a reação, os íons H^+ e NO_3^- permaneceram em solução da mesma forma que estavam antes, enquanto que os íons Ag^+ e Cl^- se uniram para formar um sólido que se depositou no fundo do recipiente. Os íons que não sofreram modificações, ou seja, que permaneceram em solução antes e depois da reação, são denominados **íons espectadores**. Nesse caso, são espectadores os íons H^+ e NO_3^- .

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 7

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no site do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2016 - 2ª aplicação) Algumas práticas agrícolas fazem uso de queimadas, apesar de produzirem grandes efeitos negativos. Por exemplo, quando ocorre a queima da palha de cana-de-açúcar, utilizada na produção de etanol, há emissão de poluentes como CO₂, SO_x, NO_x e materiais particulados (MP) para a atmosfera. Assim, a produção de biocombustíveis pode, muitas vezes, ser acompanhada da emissão de vários poluentes.

CARDOSO, A. A.; MACHADO, C. M. D.; PEREIRA, E. A. Biocombustível: o mito do combustível limpo. *Química Nova na Escola*, n. 28, maio 2008 (adaptado).

Considerando a obtenção e o consumo desse biocombustível, há transformação química quando

- A) o etanol é armazenado em tanques de aço inoxidável.
- B) a palha de cana-de-açúcar é exposta ao sol para secagem.
- C) a palha da cana e o etanol são usados como fonte de energia.
- D) os poluentes CO₂, SO_x, NO_x são mantidos intactos e dispersos na atmosfera.
- E) os materiais particulados (MP) são espalhados no ar e sofrem deposição seca.

2. (Enem 1999) Suponha que um agricultor esteja interessado em fazer uma plantação de girassóis. Procurando informação, leu a seguinte reportagem:

Solo ácido não favorece plantio

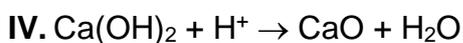
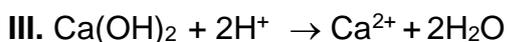
Alguns cuidados devem ser tomados por quem decide iniciar o cultivo do girassol. A oleaginosa deve ser plantada em solos descompactados, com pH acima de 5,2 (que indica menor acidez da terra). Conforme as recomendações da Embrapa, o agricultor deve colocar, por hectare, 40 kg a 60 kg de nitrogênio, 40 kg a 80 kg de potássio e 40 kg a 80 kg de fósforo.

O pH do solo, na região do agricultor, é de 4,8. Dessa forma, o agricultor deverá fazer a “calagem”.

(Folha de S. Paulo, 25/09/1996)

Suponha que o agricultor vá fazer calagem (aumento do pH do solo por adição de cal virgem – CaO). De maneira simplificada, a diminuição da acidez se dá pela interação da cal (CaO) com a água presente no solo, gerando hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂), que reage com os ions H⁺ (dos ácidos), ocorrendo, então, a formação de água e deixando ions Ca²⁺ no solo.

Considere as seguintes equações:



O processo de calagem descrito acima pode ser representado pelas equações:

- A) I e II
- B) I e IV
- C) II e III
- D) II e IV
- E) III e IV

3. (Enem 2003) Produtos de limpeza, indevidamente guardados ou manipulados, estão entre as principais causas de acidentes domésticos. Leia o relato de uma pessoa que perdeu o olfato por ter misturado água sanitária, amoníaco e sabão em pó para limpar um banheiro:

A mistura ferveu e começou a sair uma fumaça asfixiante. Não conseguia respirar e meus olhos, nariz e garganta começaram a arder de maneira insuportável. Saí correndo à procura de uma janela aberta para poder voltar a respirar.

O trecho sublinhado poderia ser reescrito, em linguagem científica, da seguinte forma:

- A) As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.
- B) Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
- C) Com a mistura, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos.
- D) As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
- E) Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

4. (Enem 2003) Entre os procedimentos recomendados para reduzir acidentes com produtos de limpeza, aquele que deixou de ser cumprido, na situação discutida na questão anterior, foi:

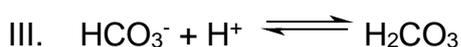
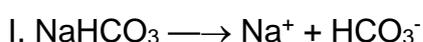
- A) Leia atentamente os rótulos e evite fazer misturas cujos resultados sejam desconhecidos.
- B) Não armazene produtos em embalagens de natureza e finalidade diferentes das originais.
- C) Não armazene produtos de limpeza e substâncias químicas em locais próximos a alimentos.
- D) Verifique, nos rótulos das embalagens originais, todas as instruções para os primeiros socorros.
- E) Mantenha os produtos de limpeza em locais absolutamente seguros, fora do alcance de crianças.

5. (Enem 2010) As misturas efervescentes, em pó ou em comprimidos, são comuns para a administração de vitamina C ou de medicamentos para azia. Essa forma farmacêutica sólida foi desenvolvida para facilitar o transporte, aumentar a estabilidade de substâncias e, quando em solução, acelerar a absorção do fármaco pelo organismo.

As matérias-primas que atuam na efervescência são, em geral, o ácido tartárico ou o ácido cítrico que reagem com um sal de caráter básico, como o bicarbonato de sódio (NaHCO_3), quando em contato com a água, ocorre uma série de

reações químicas simultâneas: liberação de íons, formação de ácido e liberação de gás carbônico- gerando efervescência.

As equações a seguir representam as etapas da reação da mistura efervescente na água, em que foram omitidos os estados de agregação dos reagentes, e H_3A representa o ácido cítrico.



A ionização e a dissociação iônica, a formação do ácido e a liberação do gás ocorrem, respectivamente, nas seguintes etapas:

- A) IV, I, II e III
- B) I, IV, III e II
- C) IV, III, I e II
- D) I, IV, II e III
- E) IV, I, III e II

6. (Enem 2012) Os tubos de PVC, material organoclorado sintético, são normalmente utilizados como encanamento na construção civil. Ao final da sua vida útil, uma das formas de descarte desses tubos pode ser a incineração.

Nesse processo libera-se HCl(g) , cloreto de hidrogênio, dentre outras substâncias. Assim, é necessário um tratamento para evitar o problema da emissão desse poluente.

Entre as alternativas possíveis para o tratamento, é apropriado canalizar e borbulhar os gases provenientes da incineração em

- A) água dura.
- B) água de cal.
- C) água salobra.
- D) água destilada.
- E) água desmineralizada.

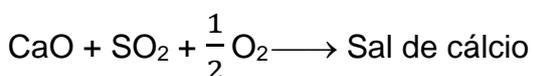
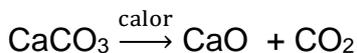
7. (Enem 2016) Em meados de 2003, mais de 20 pessoas morreram no Brasil após terem ingerido uma suspensão de sulfato de bário utilizada como contraste em exames radiológicos. O sulfato de bário é um sólido pouquíssimo solúvel em água, que não se dissolve mesmo na presença de ácidos. As mortes ocorreram porque um laboratório farmacêutico forneceu o produto contaminado com carbonato de bário, que é solúvel em meio ácido. Um simples teste para verificar a existência de íons bário solúveis poderia ter evitado a tragédia. Esse teste consiste em tratar a amostra com solução aquosa de HCl e, após filtrar para separar os compostos insolúveis de bário, adiciona-se solução aquosa de H_2SO_4 sobre o filtrado e observa-se por 30 min.

TUBINO, M.; SIMONI, J. A. Refletindo sobre o caso Celobar®. *Química Nova*. n. 2, 2007
(adaptado).

A presença de íons bário solúveis na amostra é indicada pela

- A) liberação de calor.
- B) alteração da cor para rosa.
- C) precipitação de um sólido branco.
- D) formação de gás hidrogênio.
- E) volatilização de gás cloro.

8. (Enem 2015) Os calcários são materiais compostos por carbonato de cálcio, que podem atuar como solventes do dióxido de enxofre (SO₂) um importante poluente atmosférico. As reações envolvidas no processo são a ativação do calcário, por meio de calcinação, e a fixação do SO₂ com a formação de um sal de cálcio, como ilustrado pelas equações químicas simplificadas.



Considerando-se as reações envolvidas nesse processo de dessulfurização, a fórmula química do sal de cálcio corresponde a

- A) CaSO₃
- B) CaSO₄
- C) CaS₂O₈
- D) CaSO₂
- E) CaS₂O₇

UNIDADE 8

RELAÇÕES QUANTITATIVAS

Relações numéricas da Química

Unidade de massa atômica

Os átomos, moléculas e partículas subatômicas como prótons, elétrons e nêutrons, são entidades muito pequenas, invisíveis aos nossos olhos. Para se mensurar as suas massas, foi criada a unidade de massa atômica, que é muito menor que a unidade comumente utilizada, o grama.

A unidade de massa atômica, representada por **u**, se relaciona com o grama da seguinte maneira:

$$u = \frac{1}{6.10^{23}} = 1,67.10^{-24}g$$

Massa atômica de um elemento químico

No estudo da Tabela Periódica, vimos que atualmente são conhecidos 88 elementos químicos naturais. Dentre eles, apenas vinte elementos químicos possuem somente um isótopo, logo seus átomos possuem um único valor de massa, dado em unidade de massa atômica (u), que é colocado abaixo do símbolo do elemento na Tabela Periódica. Contudo, quando um elemento químico possui isótopos, seus átomos apresentam massas diferentes. Nesse

caso, o valor de massa do elemento químico indicado na Tabela Periódica é um valor médio.

A massa de um elemento químico, conhecida como **massa atômica** de um elemento químico, representada por **MA**, é determinada pela média entre as massas dos isótopos naturais desse elemento. Como cada isótopo possui uma ocorrência percentual (ou abundância) específica na natureza, e que é determinada experimentalmente, o cálculo é realizado pela média ponderada.

Por exemplo, o isótopo de número de massa 35 do cloro (^{35}Cl) tem massa igual a 34,968853u e sua ocorrência natural é de 75,76%. O isótopo do cloro de número de massa 37 (^{37}Cl) tem massa igual a 36,965903u e sua ocorrência natural é de 24,24%. A massa atômica do elemento cloro é calculada pelo somatório dos produtos de cada percentagem pela respectiva massa do átomo e dividindo-se por 100.

$$\text{MA} = \frac{(75,76 \cdot 34,968853) + (24,24 \cdot 36,965903)}{100} = 35,45\text{u} \cong \mathbf{35,5\text{u}}$$

100

Nenhum átomo de cloro tem a massa igual a 35,45u, porém esse valor é utilizado no cálculo da massa de substâncias que possuem cloro em sua composição, pois elas apresentam os dois isótopos do cloro com as ocorrências naturais citadas. Então, a massa de 1 átomo de cloro pode ser considerada como 35,5u.

As massas atômicas de alguns elementos químicos estão listadas a seguir:

Elemento químico	Massa atômica (u)
H	1,0u
O	16,0u
C	12,0u
S	32,0u
N	14,0u
P	31,0u
Al	27,0u
Na	23,0u
Mg	24,3u
Ca	40,0u
Cu	63,5u
Fe	55,8u

Massas atômicas de alguns elementos químicos.

Atenção!

Não confunda os termos **número de massa (A)**, **massa de um átomo** e **massa atômica de um elemento químico (MA)**:

- **Número de massa (A)** é a soma do número de prótons com o número de nêutrons de um átomo, logo é um número inteiro, sem unidade.

- **Massa de um átomo** é a soma das massas dos prótons e dos nêutrons de um átomo, já que a massa do elétron é desprezível. Ela tem unidade e é dada em unidade de massa atômica(u).

- **Massa atômica (MA)** de um elemento químico é a média ponderada entre as massas dos átomos isótopos desse elemento e seu valor é dado em unidade de massa atômica(u).

Como vimos, os **números de massa (A)** dos isótopos naturais do cloro são **35** e **37**. A **massa do isótopo** mais leve vale 34,968853u e a do outro isótopo vale 36,965903u. A **massa atômica do elemento químico (MA)** cloro é igual a **35,5u**, conforme o cálculo apresentado anteriormente.

Massa molecular

Como as moléculas são formadas pela combinação entre os átomos, a massa de uma molécula ou massa molecular, representada por MM, é igual à soma das massas de todos os átomos que a constituem. Para facilitar esse cálculo, utilizam-se os valores das massas atômicas dos elementos químicos, multiplicadas pelas quantidades de átomos de cada elemento presentes na fórmula. A massa molecular é dada em unidade de massa atômica (u).

As substâncias iônicas não são formadas por moléculas, por isso, para elas, o termo mais correto não é massa molecular e sim **massa fórmula**.

• Cálculo da massa molecular da água (H₂O)

Uma molécula de água possui 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. A massa de um átomo de hidrogênio é igual a 1,0u e a de um átomo de oxigênio é igual a 16,0u. Multiplicando-se os números de átomos de cada elemento químico pelas suas respectivas massas atômicas, tem-se como resultado a massa molecular da água:

$$MM_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18,0u$$

- **Cálculo da massa molecular do dióxido de carbono (CO₂)**

Uma molécula de dióxido de carbono possui 1 átomo de carbono e 2 átomos de oxigênio. A massa de um átomo de carbono é igual a 12,0u e a de um átomo de oxigênio é igual a 16,0u. Multiplicando-se os números de átomos de cada elemento químico pelas suas respectivas massas atômicas, tem-se como resultado a massa molecular do dióxido de carbono:

$$MM_{CO_2} = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44,0u$$

- **Cálculo da massa molecular do ácido sulfúrico (H₂SO₄)**

Uma molécula de ácido sulfúrico possui 2 átomos de hidrogênio, 1 átomo de enxofre e 4 átomos de oxigênio. A massa de um átomo de hidrogênio é igual a 1,0u, a de 1 átomo de enxofre é igual a 32,0u e a de um átomo de oxigênio é igual a 16,0u. Multiplicando-se os números de átomos de cada elemento químico pelas suas respectivas massas atômicas, tem-se como resultado a massa molecular do **ácido sulfúrico**:

$$MM_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98,0u$$

- **Cálculo da massa fórmula do cloreto de alumínio ($AlCl_3$)**

Um composto iônico de cloreto de alumínio possui 1 átomo de alumínio e 3 átomos de cloro. A massa de um átomo de alumínio é igual a 27,0u e a de 1 átomo de cloro é igual a 35,5u. Multiplicando-se os números de átomos de cada elemento químico pelas suas respectivas massas atômicas, tem-se como resultado a massa molecular do **cloreto de alumínio**:

$$MM_{AlCl_3} = 1 \cdot 27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5u$$

Unidade de quantidade de matéria

A unidade da quantidade de matéria que contém $6,0 \times 10^{23}$ unidades da matéria é denominada **mol**. O número $6,0 \times 10^{23}$ é denominado **número ou constante de Avogadro**.

Essa constante foi determinada pelo físico francês Jean Baptiste Perrin (1870-1942) que fez uma homenagem ao advogado e físico italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856) ao utilizar seu nome para identificar a constante. Os experimentos com gases realizados por Amedeo Avogadro possibilitaram a determinação dessa constante.

Por exemplo:

1 mol **de átomos** é a quantidade de matéria que contém $6,0 \times 10^{23}$ átomos;

1 mol **de moléculas** é a quantidade de matéria que contém $6,0 \times 10^{23}$ moléculas;

1 mol de **elétrons** é a quantidade de matéria que contém $6,0 \times 10^{23}$ elétrons.

Mol é uma unidade de medida, logo não tem plural. Então, o correto é escrever, por exemplo, 5,0 mol e não 5,0 mols.

Massa molar

Por volta de 1865, o químico alemão August Wilhelm Hofmann (1818-1892) introduziu o termo “molar”, proveniente do latim “moles”, indicando uma grande massa macroscópica, ao contrário da palavra “molecular”, resultante da combinação de moles com “cula”, cujo significado é pequeno.

A massa molar, representada por **M**, é a massa em gramas que contém $6,0 \times 10^{23}$ entidades ou 1 mol de um determinado material. A massa molar é dada em g/mol ou $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, ou seja, a quantidade em gramas presente em cada 1mol do material.

Considere o elemento químico hidrogênio (H). 1 átomo de hidrogênio tem massa igual a 1,0u, que em gramas vale $1,0 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} = 1,67 \cdot 10^{-24}\text{g}$. Então a massa de $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio (= 1 mol) é igual a $1,67 \cdot 10^{-24} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} = 1,0\text{g}$. Logo, a massa molar do elemento químico hidrogênio (H) é **1,0g/mol**.

Agora, vamos calcular a massa molar do elemento químico oxigênio (O). 1 átomo de oxigênio tem massa igual a 16,0u, que em gramas vale $16,0 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} = 26,72 \cdot 10^{-24}\text{g}$. Então a massa de $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (= 1 mol) é igual a $26,72 \cdot 10^{-24} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} = 16,0\text{g}$. Logo, a massa molar do elemento químico oxigênio (O) é **16,0g/mol**.

Realizando-se o mesmo raciocínio a água (H₂O), tem-se que 1 molécula de água tem massa igual 18,0u, que em gramas vale $18,0 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} = 30,06 \cdot 10^{-24}\text{g}$. Então a massa de $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de água (= 1 mol) é igual a $30,06 \cdot 10^{-24} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} = 18,0\text{g}$. Logo, a massa molar da água (H₂O) é **18,0g/mol**.

Observe a tabela a seguir:

	Massa atômica (MA)	Massa molecular (MM)	Massa molar (M)
H	1,0u	-	1,0g/mol
O	16,0u	-	16,0g/mol
H ₂ O	-	18,0u	18,0g/mol

Analisando os dados da tabela, verifica-se que a massa molar (M) é numericamente igual à massa atômica (MA) quando se tratar de elemento

químico, e é numericamente igual à massa molecular (MM), quando se tratar de molécula, as unidades e seus significados são diferentes. Portanto:

- Massa atômica (MA) é a massa de 1 átomo de um elemento químico dada em unidade de massa atômica (u);

- Massa molecular (MM) é a massa de 1 molécula dada em unidade de massa atômica (u);

- Massa molar (M) é a massa de 1mol de átomos ou moléculas dada em g/mol ou $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

O cálculo da massa molar é feito da maneira análoga ao cálculo da massa molecular, só que a unidade é g/mol. Sejam os exemplos:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18,0\text{g/mol}$$

$$M_{\text{CH}_4} = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 16,0\text{g/mol}$$

$$M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98,0\text{g/mol}$$

O termo massa molar também é utilizado para compostos iônicos:

$$M_{\text{NaCl}} = 1 \cdot 23,0 + 1 \cdot 35,5 = 58,5\text{u}$$

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot (1 \cdot 32 + 4 \cdot 16) = 342,0\text{u}$$

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 63,5 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 1 \cdot 16) = 249,5\text{u}$$

Observe que no caso do sal hidratado, $\text{CuSO}_4 \bullet 5 \text{H}_2\text{O}$, o ponto no meio da fórmula não significa uma multiplicação, pois há 5 moléculas de água unidas ao CuSO_4 , significando que elas devem ser somadas à massa do CuSO_4 .

Quantidade de matéria

Sabendo-se o valor da massa (**m**) de uma amostra de um elemento químico ou de uma substância em gramas e conhecendo-se a sua massa molar (**M**), podemos calcular a quantidade de matéria (**n**) ou número de mol que corresponde a esta massa utilizando-se a relação:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol da amostra} \dots\dots\dots \mathbf{M} \text{ (g/mol)} \\
 \mathbf{n} \text{ mol da amostra} \dots\dots\dots \mathbf{m} \text{ (g)}
 \end{array}$$

Resolvendo a regra de três, chega-se à fórmula:

$$\mathbf{n} = \frac{\mathbf{m} \text{ (g)}}{\mathbf{M} \text{ (g/mol)}}$$

Por exemplo, uma amostra que possui 54 gramas de alumínio (Al), possui 2 mol de alumínio, pois:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol de Al} \dots\dots\dots 27,0\text{g} \\
 \mathbf{n} \dots\dots\dots 54,0\text{g}
 \end{array}$$

ou seja: $27,0 \cdot n = 1 \cdot 54,0 \Rightarrow n = 54,0/27,0 = \mathbf{2,0 \text{ mol de Al}}$

Da mesma forma, 90,0 gramas de água (H₂O), corresponde a 5,0mol de água, pois:

$$\begin{array}{rcl} 1\text{mol de H}_2\text{O} & \dots\dots\dots & 18,0\text{g} \\ n & \dots\dots\dots & 90,0\text{g} \end{array}$$

ou seja: $18,0 \cdot n = 1 \cdot 90,0 \Rightarrow n = 90,0/18,0 = \mathbf{5,0\text{mol de H}_2\text{O}}$

Volume de gases

Quando um gás é colocado num recipiente, suas partículas se espalham e ocupam todo o espaço disponível. Portanto, o volume (V) de um gás é o volume do recipiente onde ele está confinado.

As partículas do gás estão agitadas e em movimento, indicando que há um certo valor de temperatura (T), e ao se chocarem contra as paredes do recipiente, elas exercem força sobre essas paredes. Portanto, os gases exercem pressão (P) sobre as paredes de um recipiente.

Pressão, volume e temperatura são denominados **variáveis de estado** de um gás. Essas variáveis são facilmente determinadas para gases que possuem um comportamento ideal.

Um gás ideal, como o próprio nome diz, é um gás idealizado, ao apresentar baixa pressão, com partículas bem afastadas umas das outras, e alta temperatura, com uma agitação maior dessas partículas.

O volume de um gás ideal em condições específicas de temperatura e pressão pode ser determinado pela equação de Clapeyron ou equação geral dos gases ideais:

$$P.V = n.R.T$$

P: pressão do gás em atmosferas (atm);

V: volume do gás em litros (L);

n é o número de mol do gás (mol);

R é a constante dos gases ideais e vale $82/1000 \text{atm. L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$;

T é a temperatura em Kelvin.

Para se utilizar a constante dos gases ideais dada em $\text{atm.l.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$, o valor de pressão deve estar em atmosferas (atm). Contudo, a pressão pode ser fornecida em outra unidade, como milímetros de mercúrio (Hg). Nesse caso, deve-se converter a unidade para “atm”, sabendo-se que **1atm = 760mm de Hg**.

Da mesma forma, se a temperatura for dada em outra unidade, como grau Celsius ($^{\circ}\text{C}$), deve-se convertê-la para Kelvin (K), sabendo-se que:

$$T_K = T_C + 273$$

T_K : temperatura em Kelvin;

T_C : temperatura em °C.

Analisando a equação de Clapeyron, conclui-se que volumes iguais de gases ideais nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam o mesmo número de mol, ou seja, o mesmo número de moléculas. Essa é a denominada Hipótese de Avogadro, proposta em 1911 por Amedeo Avogadro.

Volume molar

Se num recipiente houver 1mol de um gás ou vapor a uma dada temperatura e pressão, o volume ocupado por essa quantidade de gás ou vapor é denominado volume molar (VM). O volume molar é constante para todos os gases ou vapores considerados nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), cuja temperatura é de 0°C (= 273K) e a pressão é igual a 1 atm (= 760mm de Hg), o volume molar é igual a **22,4L**.

Misturas gasosas

Considere dois gases **A** e **B** de comportamento ideal confinados em um mesmo recipiente fechado em determinada temperatura. Cada gás exerce um valor de pressão sobre esse recipiente denominado pressão parcial do gás. O gás **A** exerce uma pressão parcial representada por p_A e o gás **B** exerce uma pressão parcial representada por p_B . A soma dessas pressões parcial é a pressão total (P) da mistura gasosa.

$$P = p_A + p_B$$

P = pressão total da mistura gasosa.

p_A = pressão parcial do gás A

p_B = pressão parcial do gás B

A equação de Clapeyron informa que a pressão de um gás ideal é diretamente proporcional ao seu número de mol. Portanto, a pressão parcial do gás A (p_A) é diretamente proporcional ao número de mol do gás A (n_A), a pressão parcial do gás B (p_B) é diretamente proporcional ao número de mol do gás B (n_B) e a pressão total da mistura gasosa (P) é diretamente proporcional ao número total de mol (n_{total}) da mistura.

Assim, para o gás A:

$$p_A \propto n_A$$

$$P \propto n_{total}$$

$$p_A \cdot n_{total} = P \cdot n_A$$

Logo:

$$p_A = \frac{n_A}{n_{total}} \cdot P$$

Da mesma forma, para o gás B:

$$P_B \dots\dots\dots n_B$$

$$P \dots\dots\dots n_{total}$$

$$P_B \cdot n_{total} = P \cdot n_B$$

Logo:

$$p_B = \frac{n_B}{n_{total}} \cdot P$$

A relação $\frac{n_A}{n_{total}}$ é denominada fração molar do gás A (X_A) e a relação $\frac{n_B}{n_{total}}$ é denominada fração molar do gás B (X_B). A soma dessas frações molares é igual a 1.

$$X_A + X_B = 1$$

Por exemplo, considere um balão contendo uma mistura gasosa formada por 16,0g de gás hidrogênio (H₂) e 64,0g de gás oxigênio (O₂) cuja pressão total é igual a 5,0atm em determinada temperatura. Para se determinar as pressões parciais de cada gás, em atm, realizam-se os seguintes cálculos:

- Cálculo do número de mol de H₂:

$$n_{H_2} = \frac{m}{M} = \frac{16,0g}{2,0g/mol} = 8,0mol \text{ de } H_2$$

- Cálculo do número de mol de O₂:

$$n_{O_2} = \frac{m}{M} = \frac{64,0g}{32,0g/mol} = 2,0mol \text{ de } O_2$$

- Cálculo do número de mol total:

$$n_{total} = 8,0 + 2,0 = 10,0 \text{ mol}$$

- Cálculo da pressão parcial do H₂:

$$p_{H_2} \dots\dots\dots 8,0mol$$

$$5,0atm \dots\dots\dots 10,0mol$$

$$p_{H_2} = \frac{8,0}{10,0} \cdot 5,0 = \mathbf{4,0atm}$$

- Cálculo da pressão parcial do O₂:

Como a pressão total vale 5,0atm, e a pressão parcial do H₂ é igual a 4,0atm, calcula-se a diferença entre esses dois valores para se obter a pressão parcial do O₂:

$$p_{O_2} = 5,0 - 4,0 = 1,0\text{atm}$$

Leis ponderais

Lei da conservação da massa de Lavoisier

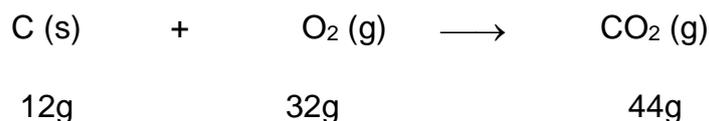
O químico francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) realizou uma série de experimentos envolvendo medições de massa e chegou à conclusão que num sistema fechado, seja qual for a transformação ocorrida, a massa não sofre alteração. Isso significa que em uma reação química que ocorre em recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos formados.

Essa lei também é válida para uma reação que ocorre em recipiente aberto, só que não há como comprová-la se houver utilização e escape de gás do ambiente, como uma combustão, por exemplo.

Suponha uma combustão de 12g de carvão, que vamos admitir, por enquanto, ser totalmente formado por carbono (C). Para se realizar essa

combustão de forma completa, deve-se utilizar 32g de gás oxigênio (O₂), o que resulta na produção de 44g de dióxido de carbono (CO₂) (12 + 32 = 44g).

Esse processo pode ser representado pela equação química a seguir:

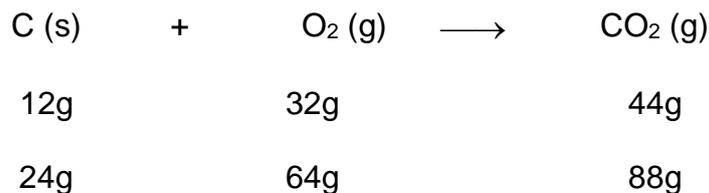


Observe, que se essa reação for realizada em recipiente aberto, uma balança não medirá corretamente a massa de dióxido de carbono produzida, pois ele escapará para o ar.

Lei das proporções fixas de Proust

Segundo o químico francês Joseph Louis Proust (1754 – 1826), “uma substância composta é sempre formada pelos mesmos elementos, combinados sempre na mesma proporção em massa”. Isso significa que se em uma reação multiplicarmos ou dividirmos as massas dos reagentes por um número, as massas dos produtos também serão multiplicadas ou divididas por esse número.

Considerando a mesma reação apresentada no item anterior, se duplicarmos a massa de carvão a ser utilizada na combustão, a massa de gás oxigênio mínima necessária será de 64g e a massa de dióxido de carbono produzida também será o dobro, ou seja, 88g.



Lei volumétrica de Gay- Lussac

A lei do químico e físico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1850) informa que os volumes dos participantes gasosos de uma reação química nas mesmas condições de temperatura e pressão são diretamente proporcionais aos coeficientes estequiométricos da equação química balanceada.

Por exemplo, na reação de decomposição de cada 2 litros de amônia (NH₃) em determinadas condições de temperatura e pressão, são obtidos 1 litro de gás nitrogênio(N₂) e 3 litros de gás hidrogênio (H₂).



Caso se utilize um volume maior de NH₃ nas mesmas condições de temperatura e pressão, como 6 litros, por exemplo, serão produzidos proporcionalmente, conforme a Lei de Proust, 3 litros de N₂ e 9 litros de H₂.

Caso a reação seja realizada nas CNTP, a cada 44,8 litros de amônia (NH₃) são produzidos 22,4 litros de gás nitrogênio (N₂) e 67,2 litros de gás hidrogênio (H₂):



Cálculos estequiométricos

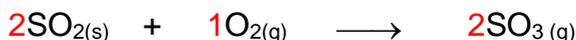
A palavra estequiometria tem origem grega (stoicheon = elemento e metron = medida) e foi introduzida por Jeremias Benjamim Richter (1762 – 1807) em 1792, referindo-se às medidas dos elementos químicos nas substâncias.

Atualmente, estequiometria é o estudo das relações entre as quantidades dos reagentes e / ou produtos de uma reação química. Estas relações podem ser feitas em número de mol, massa, volume, número de átomos, moléculas, etc.

Lavoisier (1743-1794) é considerado no meio científico como o pai da Química. Ele foi capaz de associar todos os conhecimentos qualitativos da sua época aos conceitos da matemática. Para tanto, desenvolveu vários equipamentos de medição, entre eles a balança analítica de laboratório, permitindo ao químico medir ou calcular as massas dos reagentes e produtos envolvidos em uma reação química.

As quantidades de reagentes utilizados e produtos formados numa reação química estão relacionadas aos coeficientes estequiométricos da equação química balanceada. Tais coeficientes indicam a proporção em mol dos participantes de uma reação química.

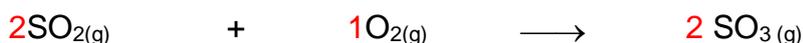
Considere o exemplo a equação química da reação de formação do trióxido de enxofre (SO₃) a partir do dióxido de enxofre (SO₂):



Os coeficientes estequiométricos da equação química indicam que a cada 2 mol de dióxido de enxofre (SO₂) é necessário 1 mol de gás oxigênio (O₂) para ocorrer a reação e produzir 2 mol de trióxido de enxofre (SO₃).

Ao invés de trabalhar somente com número de mol, pode-se relacionar os coeficientes estequiométricos a outras quantidades como massa, número de moléculas, número de átomos e volume.

As massas molares de SO₂, O₂ e SO₃ são respectivamente, 64g/mol, 32 g/mol e 80 g/mol, e foram utilizados para se preencher a tabela a seguir:



Número de mol	2 mol	1 mol		2 mol
Número de moléculas	2. 6.10 ²³ moléculas	1. 6.10 ²³ moléculas		2. 6.10 ²³ moléculas
Número de átomos	3. 2. 6.10 ²³ átomos	2. 1. 6.10 ²³ átomos		4. 2. 6.10 ²³ átomos
Massa	2. 64g	1.32g		2.80g
Volume nas CNTP	2. 22,4L	3. 22,4L		2. 22,4L

Observe na tabela acima que para se calcular o número de átomos deve-se multiplicar o número de moléculas pelo número de total de átomos em cada

molécula. Por exemplo, como uma molécula do SO_2 tem 3 átomos, $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2 tem $3 \cdot 2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos ($=3,6 \cdot 10^{24}$ átomos).

Problemas com uma equação química

A resolução de um problema de cálculo estequiométrico pode ser feita com apenas uma regra de três, seguindo as seguintes orientações:

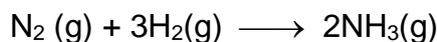
- Ler o enunciado do problema e verificar se a equação química fornecida está balanceada, devendo-se balanceá-la, caso não esteja. Neste livro, forneceremos as equações balanceadas, pois o objetivo desta unidade é apenas trabalhar cálculos estequiométricos;

- Separar as fórmulas de duas substâncias com seus respectivos coeficientes estequiométricos. Uma das substâncias é aquela cujo dado foi fornecido no enunciado e a outra é aquela cuja informação se deseja obter;

- A regra de três tem duas colunas, uma para cada substância e duas linhas. Na segunda linha da regra de três são colocadas as informações do enunciado e, na primeira linha, os dados retirados da proporção da equação química.

- Na mesma coluna deve-se trabalhar com a mesma unidade.

Exemplo 1: A amônia (NH₃) é produzida pela reação entre gás nitrogênio (N₂) e gás hidrogênio (H₂), segundo a equação química balanceada:



Calcule o número de mol de amônia produzido quando se reagem completamente 2,5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.

Dado de massa atômica: H = 1,0 u, N = 14,0u.

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância cujo número de mol foi fornecido (N₂) e com a substância cujo número de mol se quer calcular (NH₃).

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 2,5 mol na coluna do N₂ e n mol na coluna do NH₃. Na primeira linha, colocam-se os coeficientes estequiométricos da reação, que correspondem à proporção em mol dos participantes. Observe na equação química que cada 1 mol de N₂ produz 2 mol de NH₃.

	1 N ₂	2 NH ₃
Dados da equação:	1 mol	2 mol
Dados do enunciado:	2,5 mol	n mol

Numa mesma coluna deve-se utilizar a mesma unidade.

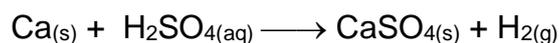
Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do N₂ pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela quantidade em mol:

$$\frac{2,5}{1} = 2,5$$

O valor da incógnita é o produto da variação obtida (2,5) pelo valor que está na primeira linha na coluna do NH₃:

$$x = 2,5 \cdot 2 = 5,0 \text{ mol de NH}_3$$

Exemplo 2: Calcule a massa de H₂, em gramas, que é produzida na reação completa de 3 mol de cálcio metálico com ácido sulfúrico(H₂SO₄).



Dado de massa atômica: H = 1 u.

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância cujo número de mol foi fornecido (Ca) e com a substância cuja massa, em gramas, se quer calcular (H₂).

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 3 mol na coluna do Ca e **m g** na coluna do H₂. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o Ca se utiliza a quantidade em mol (= 1mol) e para o H₂ se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 2g):

	1 Ca	1 H ₂
Dados da equação:	1 mol	1.2g
Dados do enunciado:	3 mol	m g

Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do Ca pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela quantidade em mol:

$$\frac{3}{1} = 3$$

O valor da incógnita é o produto da variação obtida (3) pelo valor que está na primeira linha na coluna do H₂:

$$m = 3 \cdot 2 = 6\text{g de H}_2$$

Exemplo 3: Calcule o volume em litros de gás carbônico nas CNTP que pode ser obtido pela ação de 365kg de ácido clorídrico (HCl) sobre quantidade suficiente de carbonato de cálcio (CaCO₃).



Dados de massas atômicas: H = 1u; Cl = 35,5u

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância cuja massa, em gramas, foi fornecida (HCl) e com a substância cujo volume nas CNTP se quer calcular (CO₂).

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 365kg (= 365. 10³g) na coluna do HCl e V L na coluna do H₂. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o HCl se utiliza a quantidade correspondente a 2 mol em gramas (=2.36,5 = 73,0g) e para o CO₂ se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em litros nas CNTP (= 22,4L):

	2 HCl	1 CO ₂
Dados da equação:	2 . 36,5g	1. 22,4 L
Dados do enunciado:	365. 10 ³ g	V L

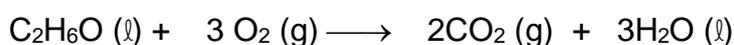
Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do HCl pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela sua massa:

$$\frac{365.10^3}{73,0} = 5.10^3$$

O valor da incógnita é o produto da variação obtida (5.10³) pelo valor que está na primeira linha na coluna do CO₂:

$$V = 5.10^3 \cdot 22,4 = 112.10^3 = 1,12.10^5 \text{L de CO}_2$$

Exemplo 4: A queima do etanol (C₂H₆O) ocorre segundo a equação:



Calcule o número de moléculas de gás carbônico (CO₂) produzidas na queima de 230 t de etanol.

Dados de massa atômica em u: C = 12, H = 1, O = 16.

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância cuja massa, em gramas, foi fornecida (C₂H₆O) e com a substância cujo número de moléculas se quer calcular (CO₂).

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 230t (= 230. 10⁶g) na coluna do C₂H₆O e x moléculas na coluna do CO₂. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o C₂H₆O se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 46,0g) e para o CO₂ se utiliza a quantidade correspondente a 2 mol em moléculas (= 12,0.10²³ moléculas):

	1 C ₂ H ₆ O	2 CO ₂
Dados da equação:	1 . 46,0g	2. 6,0.10 ²³ moléculas
Dados do enunciado:	230. 10 ⁶ g	x moléculas

Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do C₂H₆O pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela sua massa:

$$\frac{230 \cdot 10^6}{46,0} = 5 \cdot 10^6$$

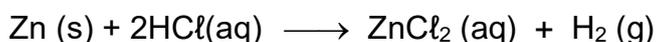
O valor da incógnita é o produto da variação obtida ($5 \cdot 10^6$) pelo valor que está na primeira linha na coluna do CO_2 :

$$V = 5 \cdot 10^6 \cdot 6,0 \cdot 10^{23} = 30 \cdot 10^{29} = \mathbf{3,0 \cdot 10^{30} \text{ moléculas de } \text{CO}_2}$$

Problemas com gases fora das CNTP

Quando uma reação química em que há participante gasoso ocorre em condições de temperatura e pressão cujos valores não estão nas CNTP, ou seja, diferentes de 0°C e 1 atm, deve-se calcular o volume de 1 mol do gás nas condições informadas no problema, utilizando-se a equação de Clapeyron, antes de se montar a regra de três, pois o valor 22,4L só pode ser utilizado quando a reação ocorre nas CNTP.

Exemplo 1: Em um recipiente foram colocados 13,08 g de zinco que reagiram completamente com ácido clorídrico (HCl), segundo a equação química balanceada abaixo. Calcule o volume gasoso obtido a 27°C e 2 atm.



Dado de massa atômica em u: $\text{Zn} = 65,4$

Resolução: Como as condições de temperatura e pressão não são as das CNTP, deve-se calcular primeiramente o volume de 1 mol do gás hidrogênio (H_2) à 27°C ($= 300\text{K}$) e 2 atm:

$$PV = nRT \Rightarrow 2.V = 1 \cdot \frac{82}{1000} \cdot 300 \Rightarrow V = 12,3L$$

Depois, monta-se a regra de três com a substância cuja massa, em gramas, foi fornecida (Zn) e com a substância cujo volume, em litros, se quer determinar(H₂).

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 13,0g na coluna do Zn e V L na coluna do H₂. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o Zn se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 65,4g) e para o H₂ se utiliza o volume de 1 mol nas condições do problema (= 12,3L):

	1 Zn	1 H ₂
Dados da equação:	1. 65,4g	1.12,3L
Dados do enunciado:	13,08g	V L

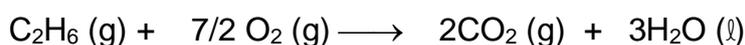
Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do Zn pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela sua massa:

$$\frac{13,08}{65,4} = 0,2$$

O valor da incógnita é o produto da variação obtida (0,2) pelo valor que está na primeira linha na coluna do H₂:

$$V = 0,2 \cdot 12,3 = 2,46\text{L de H}_2$$

Exemplo 2: A combustão do gás etano (C₂H₆) ocorre segundo a equação:



Determine a massa de etano necessária para se produzir 73,8L de CO₂ a 1,0 atm e 27°C.

Massa molar do C₂H₆ = 30g/mol

Resolução: Como as condições de temperatura e pressão não são as das CNTP, deve-se calcular primeiramente o volume de 1 mol do gás hidrogênio (CO₂) à 27°C (= 300K) e 1 atm:

$$PV = nRT \Rightarrow 1 \cdot V = 1 \cdot \frac{82}{1000} \cdot 300 \Rightarrow V = 24,6\text{L}$$

Depois, monta-se a regra de três com a substância cuja massa, em gramas, se quer determinar (C₂H₆) e com a substância cujo volume, em litros, foi fornecido (CO₂).

Na segunda linha da regra de três, coloca-se **m g** na coluna do C₂H₆ e 73,8L na coluna do CO₂. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o C₂H₆ se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol

em gramas (= 46,0g) e para o CO₂ se utiliza o volume de 2 mol nas condições do problema (= 2.24,6 = 49,2L):

	1 C ₂ H ₆	2 CO ₂
Dados da equação:	1. 46,0g	2.24,6L
Dados do enunciado:	m g	73,8L

Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do CO₂ pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pelo seu volume:

$$\frac{73,8}{49,2} = 1,5$$

O valor da incógnita é o produto da variação obtida (1,5) pelo valor que está na primeira linha na coluna do C₂H₆:

$$V = 1,5 \cdot 46,0 = 69,0\text{g de C}_2\text{H}_6$$

Problemas com reagente impuro

Uma matéria-prima, ou seja, um reagente utilizado numa reação química pode não estar puro. Nesse caso, as impurezas não participam da reação.

Por exemplo, a hematita é o minério utilizado para a obtenção do ferro metálico. Ela contém o óxido de ferro III (Fe_2O_3) como componente principal e impurezas que não participam da reação de obtenção do ferro.

Nos problemas em que um reagente está impuro deve-se considerar que somente a quantidade do componente principal reage, e não a quantidade total da amostra. Então, na **segunda linha da regra de três** e na coluna do reagente impuro, deve-se colocar o seguinte:

$$Q_{\text{total}} \cdot \frac{P}{100}$$

Essa expressão fornece como resultado a quantidade que realmente reage, ao se multiplicar a quantidade total (Q_{total}) pelo valor da pureza (P) dada em porcentagem e dividir por 100.

Exemplo 1: Calcule a massa de ferro em kg que pode ser obtida a partir de 500,0kg de hematita (Fe_2O_3 + impurezas), segundo a equação a seguir, com 80% de pureza.



Massas molares: Fe = 56g/mol; O = 16g/mol

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância presente na matéria-prima cuja massa total impura, em kg, foi fornecida (Fe₂O₃) e com a substância cuja massa, em kg, se quer calcular (Fe). A proporção é de 2mol de Fe₂O₃ para 4mol de Fe, o que pode ser simplificado, ao se dividir ambos os coeficientes estequiométricos por 2. Assim, a proporção a ser utilizada na regra de três é:



Na segunda linha da regra de três, colocam-se $500,0\text{kg} \cdot \frac{80}{100}$ (= 400kg) na coluna do Fe₂O₃ e **m** g na coluna do Fe. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o Fe₂O₃ se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 160,0g) e para o Fe se utiliza a quantidade correspondente a 2 mol em gramas (= 2.56,0 = 112g):

	1 Fe ₂ O ₃	2 Fe
Dados da equação:	1.160,0g	2.56,0g
Dados do enunciado:	$500,0\text{kg} \cdot \frac{80}{100}$	m kg

Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do Fe₂O₃ pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela sua massa:

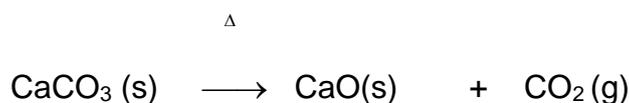
$$\frac{400}{160} = 2,5$$

O valor da incógnita é o produto da variação obtida (2,5) pelo valor que está na primeira linha na coluna do Fe:

$$m = 2,5 \cdot 2.56,0 = 280,0\text{kg de Fe}$$

Nesse exemplo, a unidade de massa utilizada na segunda linha (kg) está diferente da unidade de massa utilizada na primeira linha (g), porém isso não está errado, pois todas as unidades são do mesmo tipo, ou seja, unidades de massa. Se a unidade utilizada na primeira coluna for de massa e a da segunda coluna for de volume, mol ou moléculas, por exemplo, a unidade de massa terá que ser a mesma em ambas as linhas.

Exemplo 2: Na calcinação de 80,0g de um mármore (CaCO_3 + impurezas) obtiveram-se 42,56g de óxido de cálcio. Calcule o grau de pureza do mármore.



Dados de massas molares: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$; $\text{CaO} = 56 \text{ g/mol}$

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância presente na matéria-prima cuja massa total impura, em g, foi fornecida (CaCO_3) e com a substância cuja massa, em g, também foi fornecida (CaO). No problema, a incógnita é a percentagem de pureza.

Na segunda linha da regra de três, colocam-se $80,0g \cdot \frac{P}{100}$ na coluna do $CaCO_3$ e 42,56g na coluna do CaO. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o $CaCO_3$ se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 100,0g) e para o CaO se utiliza a quantidade correspondente a 1mol em gramas (= 56,0g):

	1 $CaCO_3$	1 CaO
Dados da equação:	1.100,0g	1.56,0g
Dados do enunciado:	$80,0g \cdot \frac{P}{100}$	42,56 g

Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do CaO pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela sua massa:

$$\frac{42,56}{56,0} = 0,76$$

O valor de $80,0g \cdot \frac{P}{100}$ é igual ao produto da variação obtida (0,76) pelo

valor que está na primeira linha na coluna do $CaCO_3$:

$$80,0g \cdot \frac{P}{100} = 0,76 \cdot 100,0$$

$$P = \frac{76,0 \cdot 100}{80,0}$$

$$P = 95,0\%$$

Problemas envolvendo rendimento

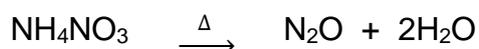
Nem sempre a quantidade de produto produzida está de acordo com o que é calculada pelos conceitos visto até aqui. Porém, em virtude de vários fatores, a quantidade obtida pode ter um valor menor do que espera, acarretando num rendimento menor do 100%. Tais fatores que contribuem para um rendimento menor do que o máximo podem ser matéria-prima impura, falhas no processo de produção, choques ineficientes entre as partículas reagentes, etc.

Num problema com uma reação que possui rendimento menor que 100% deve-se utilizar na **primeira linha da regra de três** e na coluna referente ao produto, a seguinte relação:

$$Q_{\text{esperada}} \cdot \frac{R}{100}$$

Essa expressão fornece como resultado a quantidade que realmente é produzida, ao se multiplicar a quantidade esperada (Q_{esperada}) pelo valor do rendimento (R) dado em percentagem e dividir por 100.

Exemplo 1: O monóxido de dinitrogênio (N_2O) pode ser obtido a partir da decomposição térmica de nitrato de amônio (NH_4NO_3) de acordo com a reação abaixo.



Determine a massa de monóxido de dinitrogênio obtida, a partir da transformação de 2,0 g de nitrato de amônio, considerando que um rendimento de 80%.

Massas atômicas em u N = 14; O = 16; H = 1

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância cuja massa, em gramas, foi fornecida (NH_4NO_3) e com a substância cuja massa, em gramas, se quer determinar (N_2O).

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 2,0g na coluna do NH_4NO_3 e **m** gramas na coluna do N_2O . Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o NH_4NO_3 se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 80,0g) e para o N_2O , que é o produto, se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 44,0g) multiplicada pelo valor do rendimento percentual (80%) e dividida por 100:

	1 NH_4NO_3	1 N_2O
Dados da equação:	80,0g	44,0g $\cdot \frac{80}{100}$
Dados do enunciado:	2,0g	m g

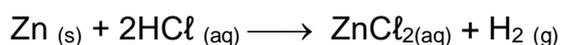
Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do NH_4NO_3 pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela sua massa:

$$\frac{2,0}{80,0} = 0,025$$

O valor da incógnita (m) é o produto da variação obtida (0,025) pelo valor que está na primeira linha na coluna do N_2O :

$$m = 0,025 \cdot 44,0\text{g} \cdot \frac{80}{100} = 0,88\text{g de N}_2\text{O}$$

Exemplo 2: A reação entre zinco e 292,0g de ácido clorídrico (HCl) produzir 7,2g de gás hidrogênio(H_2), segundo a equação química.



Determine o rendimento da reação.

Massa molar: $\text{HCl} = 36,5\text{g/mol}$

Resolução: Monta-se a regra de três com a substância cuja massa, em gramas, foi fornecida (HCl) e com a substância cuja massa, em gramas, também foi fornecida (H_2). No problema, a incógnita é o rendimento da reação.

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 292,0g na coluna do HCl e 7,2g na coluna do H₂. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o HCl se utiliza a quantidade correspondente a 2 mol em gramas (= 2.36,5 = 73,0g) e para o H₂, que é o produto, se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 2,0g) multiplicada pelo valor do rendimento percentual (R) e dividida por 100:

	2 HCl	1 H ₂
Dados da equação:	2.36,5g	2,0g. $\frac{R}{100}$
Dados do enunciado:	292,0g	7,2g

Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do HCl pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela sua massa:

$$\frac{292,0}{73,0} = 4,0$$

O valor 7,2g é o produto da variação obtida (4,0) pelo valor que está na primeira linha na coluna do H₂:

$$7,2g = 4,0 \cdot 2,0g \cdot \frac{R}{100}$$

$$7,2 \cdot 100 = R \cdot 8,0$$

$$R = \frac{720,0}{8,0} = 90\%$$

Problemas com excesso de reagente

Se num problema forem fornecidas as quantidades utilizadas de mais de um reagente, pode ser que haja reagente em excesso. A quantidade desse reagente que está além do necessário sobra e não se transforma em produto. O reagente que não está em excesso é que limita a quantidade de produto formado, sendo chamado de **reagente limitante**.

Para se descobrir qual é o reagente limitante, basta verificar qual deles sofreu a menor variação de quantidade. Observe o exemplo a seguir:

Exemplo: Num recipiente foram colocados para reagir 160g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) e 120g de hidróxido de sódio (NaOH), ambos em solução aquosa. Calcule a massa de sulfato de sódio (Na_2SO_4) formado e a massa que sobrou em excesso.



Massas molares: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98\text{g/mol}$; $\text{NaOH} = 40\text{g/mol}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142\text{g/mol}$.

Resolução: Monta-se a regra de três com as substâncias reagentes cujas massas, em gramas, foram fornecidas (H_2SO_4 e NaOH) e com o produto cuja massa, em gramas, se quer calcular (Na_2SO_4).

Na segunda linha da regra de três, colocam-se 160,0g na coluna do H₂SO₄, 120g na coluna do NaOH e **m** g na coluna do Na₂SO₄. Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o H₂SO₄ se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (= 98,0g), para o NaOH se utiliza a quantidade correspondente a 2 mol em gramas (= 2.40,0g = 80,0g), e para o Na₂SO₄ se utiliza a quantidade correspondente a 1 mol em gramas (=142,0g).

	1 H ₂ SO ₄	2 NaOH	1 Na ₂ SO ₄
Dados da equação:	1.98,0	2.40,0g.	1.142,0g
Dados do enunciado:	160,0g	120,0g	m g

Para se saber qual é o reagente limitante, deve-se dividir o valor da segunda linha pelo valor seu valor na primeira linha, para cada reagente:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{160,0}{98,0} = 1,63$$

$$\text{NaOH} = \frac{120,0}{80,0} = 1,5$$

A variação do NaOH foi a menor, logo ele é o reagente limitante.

O valor da incógnita (**m**) é o produto da **menor variação** obtida (1,5) pelo valor que está na primeira linha na coluna do Na₂SO₄:

$$m = 1,5 \cdot 142,0\text{g} = 213,0\text{g de Na}_2\text{SO}_4$$

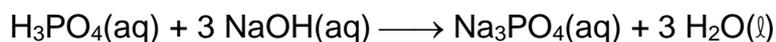
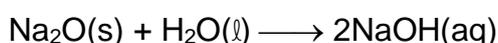
O H_2SO_4 está em excesso, pois sua massa adicionada ao recipiente deveria ter sido $1,5 \cdot 98,0 = 147\text{g}$. Portanto, como foram adicionados $160,0\text{g}$, houve uma sobre de reagente de $160,0 - 147,0 = 13\text{g de H}_2\text{SO}_4$.

Problemas com reações sucessivas

No caso de problemas que envolvem reações em que o produto de uma reação é utilizado como reagente de outra reação, deve-se primeiramente balancear as equações químicas entre si, somar todas as equações para transformá-las numa equação global única e depois montar a regra de três com base na equação química global obtida.

Balancear as equações químicas entre si significa que a substância que é produto de uma reação e reagente em outra reação, deve ter o mesmo coeficiente estequiométrico em ambas as reações.

Exemplo: As reações consecutivas a seguir ocorrem para a produção de fosfato de sódio (Na_3PO_4), utilizado na indústria como agente de limpeza:

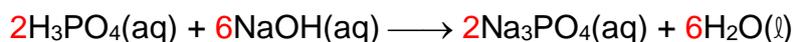
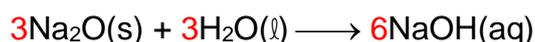


Calcule a massa de óxido de sódio (Na_2O) utilizada, em kg, sabendo-se que foram produzidos $656,0\text{kg}$ de

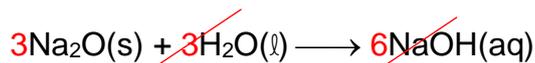
Dados de massa molar: $\text{Na}_2\text{O} = 62,0\text{g/mol}$; $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 164,0\text{g/mol}$

Resolução: O hidróxido de sódio (NaOH) é produto da primeira reação e é utilizado como reagente da segunda. Porém, ele não possui o mesmo coeficiente estequiométrico em ambas as equações, na primeira seu coeficiente é 2 e na segunda seu coeficiente é 3. Então, isso deve ser ajustado, para que as equações fiquem equilibradas entre si. Para tal, multiplica-se toda a primeira equação por 3 e toda a segunda equação por 2, uma vez que o MMC entre esses números é 6.

Após o ajuste, as equações ficam da seguinte forma:



Para somar as equações, devemos cancelar as substâncias iguais que aparecem em lados opostos com o mesmo coeficiente estequiométrico, que é o caso do NaOH. A água (H₂O) também aparece em lados opostos das equações, só que com coeficientes estequiométricos diferentes. Neste caso, subtrai-se os 6 mol de H₂O do lado direito da 2ª equação dos 3 mol de H₂O no lado esquerdo da 1ª equação, sobrando 3 mol de H₂O no lado esquerdo da 2ª equação.



Agora, as equações podem ser somadas, obtendo-se uma única equação global, colocando-se apenas o que sobrou após os cancelamentos.



Após a obtenção da equação global, monta-se a regra de três com a substância cuja massa, em gramas, se quer calcular (Na_2O) e com a substância cuja massa, em gramas, foi fornecida (Na_3PO_4).

Na segunda linha da regra de três, coloca-se **m** kg na coluna do Na_2O e **656** kg na coluna do Na_3PO_4 . Na primeira linha, colocam-se as proporções estequiométricas da reação, respeitando-se a unidade utilizada na segunda linha da mesma coluna. Para o Na_2O se utiliza quantidade correspondente a 3 mol em gramas (= **3.62,0g** =186,0g), e para o Na_3PO_4 se utiliza a quantidade correspondente a 2 mol em gramas (= **2.164,0g** =328,0g)

	3 Na ₂ O	2 Na ₃ PO ₄
Dados da equação:	3.62,0g	2.164,0g
Dados do enunciado:	m kg	656,0kg

Para resolver a regra de três, divide-se o valor da segunda linha do Na_3PO_4 pelo valor seu valor na primeira linha, obtendo-se a variação sofrida pela quantidade em mol:

$$\frac{656,0}{328,0} = 2,0$$

O valor da incógnita é o produto da variação obtida (2,0) pelo valor que está na primeira linha na coluna do Na_2O :

$$m = 2 \cdot 186,0 = 372,0\text{kg de Na}_2\text{O}$$

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 8

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2012) Aspartame é um edulcorante artificial (adoçante dietético) que apresenta potencial adoçante 200 vezes maior que o açúcar comum, permitindo seu uso em pequenas quantidades. Muito usado pela indústria alimentícia, principalmente nos refrigerantes *diet*, tem valor energético que corresponde a 4 calorias/grama. É contraindicado a portadores de fenilcetonúria, uma doença genética rara que provoca o acúmulo da fenilalanina no organismo, causando retardo mental. O IDA (índice diário aceitável) desse adoçante é 40 mg/kg de massa corpórea.

Disponível em: <http://boaspraticasfarmaceuticas.blogspot.com>. Acesso em: 27 fev.2012.

Com base nas informações do texto, a quantidade máxima recomendada de aspartame, em mol, que uma pessoa de 70 kg de massa corporal pode ingerir por dia é mais próxima de

Dado: massa molar do aspartame = 294g/mol

- A) $1,3 \times 10^{-4}$.
- B) $9,5 \times 10^{-3}$.
- C) 4×10^{-2} .
- D) 2,6.
- E) 823.

2. (Enem 2013) O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão pra evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: www.anvisa.gov.br. Acesso em: 1 ago. 2012 (adaptado).

Considerando-se o valor de $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

- A) $7,5 \times 10^{21}$
- B) $1,5 \times 10^{22}$
- C) $7,5 \times 10^{23}$
- D) $1,5 \times 10^{25}$
- E) $4,8 \times 10^{25}$

(Enem 2000) **Utilize o texto a seguir para responder as questões 3 e 4.**

O ferro pode ser obtido a partir da hematita, minério rico em óxido de ferro, pela reação com carvão e oxigênio. A tabela a seguir apresenta dados da análise de minério de ferro (hematita) obtido de várias regiões da Serra de Carajás.

Minério da região	Teor de enxofre (S) % em massa	Teor de ferro (Fe) % em massa	Teor de sílica (SiO ₂) % em massa
1	0,019	63,5	0,97
2	0,020	68,1	0,47
3	0,003	67,6	0,61

Fonte: ABREU, S . F. *Recursos minerais do Brasil*, vol. 2. São Paulo: Edusp, 1973

3. No processo de produção do ferro, dependendo do minério utilizado, forma-se mais ou menos SO₂, um gás que contribui para o aumento da acidez da chuva. Considerando esse impacto ambiental e a quantidade de ferro produzida, pode-se afirmar que seria mais conveniente o processamento do minério da(s) região(ões):

- A) 1, apenas.
- B) 2, apenas.
- C) 3, apenas.
- D) 1 e 3, apenas.
- E) 2 e 3, apenas.

4. No processo de produção do ferro, a sílica é removida do minério por reação com calcário (CaCO₃). Sabe-se, teoricamente (cálculo estequiométrico), que são necessários 100 g de calcário para reagir com 60 g de sílica.

Dessa forma, pode-se prever que, para a remoção de toda a sílica presente em 200 toneladas do minério na região 1, a massa de calcário necessária é, aproximadamente, em toneladas, igual a:

- A) 1,9.
- B) 3,2.
- C) 5,1.
- D) 6,4.
- E) 8,0.

5. (Enem 2010) O flúor é usado de forma ampla na prevenção de cáries. Por reagir com a hidroxiapatita $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2]$ presente nos esmaltes dos dentes, o flúor forma a fluorapatita $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2]$ um mineral mais resistente ao ataque ácido decorrente da ação de bactérias específicas presentes nos açúcares das placas que aderem aos dentes.

Disponível em: <http://www.odontologia.com.br>. Acesso em: 27 jul. 2010 (adaptado).

A reação de dissolução da hidroxiapatita é:



Dados: Massas molares em g/mol - $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2] = 1004$; $\text{HPO}_4^{2-} = 96$;
 $\text{Ca} = 40$.

Supondo-se que o esmalte dentário seja constituído exclusivamente por hidroxiapatita, o ataque ácido que dissolve completamente 1 mg desse material ocasiona a formação de, aproximadamente,

- A) 0,14 mg de íons totais.
- B) 0,40 mg de íons totais.
- C) 0,58 mg de íons totais.
- D) 0,97 mg de íons totais.
- E) 1,01 mg de íons totais.

6. (Enem 2001) Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar.

A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:



Dessa forma, para absorver todo o dióxido de enxofre produzido pela queima de uma tonelada de carvão (contendo 1% de enxofre), é suficiente a utilização de uma massa de hidróxido de cálcio de, aproximadamente,

- A) 23 kg.
- B) 43 kg.
- C) 64 kg.
- D) 74 kg.
- E) 138 kg.

7. (Enem 2004) Em setembro de 1998, cerca de 10.000 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio (CaCO_3), na região atingida.

A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 por CaCO_3 , com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias é:



Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80%

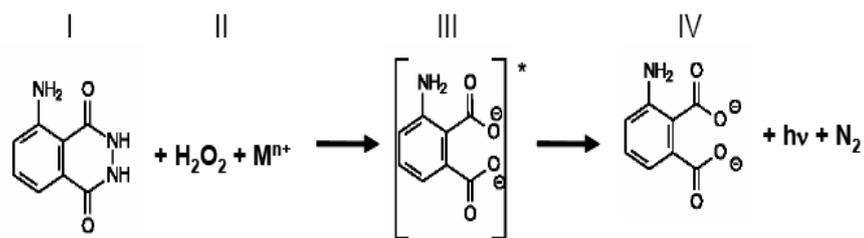
de CaCO_3 , esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de

- A) 100.
- B) 200.
- C) 300.
- D) 400.
- E) 500.

(Enem 2005) **Utilize o texto a seguir para responder as questões 8 e 9.**

Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo em superfícies lavadas. É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição (Mn^{+}), forma-se o composto 3-amino ftalato (III) que sofre uma relaxação dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ($h\nu$) e de gás nitrogênio (N_2).

(Adaptado. Química Nova, 25, no 6, 2002. pp. 1003-1011.)



Dados: pesos moleculares: Luminol = 177
 3-amino ftalato = 164

8. Na reação do luminol, está ocorrendo o fenômeno de:

- A) fluorescência, quando espécies excitadas por absorção de uma radiação eletromagnética relaxam liberando luz.
- B) incandescência, um processo físico de emissão de luz que transforma energia elétrica em energia luminosa.
- C) quimiluminescência, uma reação química que ocorre com liberação de energia eletromagnética na forma de luz.
- D) fosforescência, em que átomos excitados pela radiação visível sofrem decaimento, emitindo fótons.
- E) fusão nuclear a frio, através de reação química de hidrólise com liberação de energia.

9. Na análise de uma amostra biológica para análise forense, utilizou-se 54 g de luminol e peróxido de hidrogênio em excesso, obtendo-se um rendimento final de 70%. Sendo assim, a quantidade do produto final (IV) formada na reação foi de:

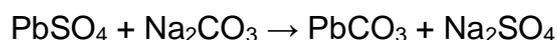
- A) 123,9.
- B) 114,8.
- C) 86,0.
- D) 35,0.
- E) 16,2.

10. (Enem 2006) Para se obter 1,5kg do dióxido de urânio puro, matéria-prima para a produção de combustível nuclear, é necessário extrair-se e tratar-se 1,0 tonelada de minério. Assim, o rendimento (dado em % em massa) do tratamento do minério até chegar ao dióxido de urânio puro é de

- A) 0,10%.
- B) 0,15%.
- C) 0,20%.
- D) 1,5%.
- E) 2,0%.

11. (Enem 2010) A composição média de uma bateria automotiva esgotada é de aproximadamente 32% Pb, 3% PbO, 17% PbO₂ e 36% PbSO₄. A média de massa da pasta residual de uma bateria usada é de 6kg, onde 19% é PbO₂, 60% PbSO₄ e 21% Pb. Entre todos os compostos de chumbo presentes na pasta, o que mais preocupa é o sulfato de chumbo (II), pois nos processos pirometalúrgicos, em que os compostos de chumbo (placas das baterias) são fundidos, há a conversão de sulfato em dióxido de enxofre, gás muito poluente.

Para reduzir o problema das emissões de $\text{SO}_2(\text{g})$, a indústria pode utilizar uma planta mista, ou seja, utilizar o processo hidrometalúrgico, para a dessulfuração antes da fusão do composto de chumbo. Nesse caso, a redução de sulfato presente no PbSO_4 é feita via lixiviação com solução de carbonato de sódio (Na_2CO_3) 1M a 45°C , em que se obtém o carbonato de chumbo (II) com rendimento de 91%. Após esse processo, o material segue para a fundição para obter o chumbo metálico.



Dados: Massas Molares em g/mol Pb = 207; S = 32; Na = 23; O = 16; C = 12

ARAÚJO, R.V.V.; TRINDADE, R.B.E.; SOARES, P.S.M. Reciclagem de chumbo de bateria automotiva: estudo de caso. Disponível em: <http://www.iqsc.usp.br>. Acesso em: 17 abr.2010 (adaptado).

Segundo as condições do processo apresentado para a obtenção de carbonato de chumbo (II) por meio da lixiviação por carbonato de sódio e considerando uma massa de pasta residual de uma bateria de 6 kg, qual quantidade aproximada, em quilogramas, de PbCO_3 é obtida?

- A) 1,7kg
- B) 1,9kg
- C) 2,9kg
- D) 3,3kg
- E) 3,6kg

12. (Enem 2010) Fator da emissão (*carbon footprint*) é um termo utilizado para expressar a quantidade de gases que contribuem para o aquecimento global, emitidos por uma fonte ou processo industrial específico. Pode-se pensar na quantidade de gases emitidos por uma indústria, uma cidade ou mesmo por uma pessoa. Para o gás CO₂, a relação pode ser escrita:

$$\text{Fator de emissão de CO}_2 = \frac{\text{Massa de CO}_2 \text{ emitida}}{\text{Quantidade de material}}$$

O termo “quantidade de material” pode ser, por exemplo, a massa de material produzido em uma indústria ou a quantidade de gasolina consumida por um carro em um determinado período.

No caso da produção do cimento, o primeiro passo é a obtenção do óxido de cálcio, a partir do aquecimento do calcário a altas temperaturas, de acordo com a reação:



Uma vez processada essa reação, outros compostos inorgânicos são adicionados ao óxido de cálcio, tendo o cimento formado 62% de CaO em sua composição.

Dados: Massas molares em g/mol - CO₂ = 44; CaCO₃ = 100; CaO = 56.

TREPTOW, R.S. Journal of Chemical Education. v.87 n° 2, fev. 2010 (adaptado).

Considerando as informações apresentadas no texto, qual é, aproximadamente, o fator de emissão de CO_2 quando 1 tonelada de cimento for produzida, levando-se em consideração apenas a etapa de obtenção do óxido de cálcio?

- A) $4,9 \times 10^{-4}$
- B) $7,9 \times 10^{-4}$
- C) $3,8 \times 10^{-1}$
- D) $4,9 \times 10^{-1}$
- E) $7,9 \times 10^{-1}$

13. (Enem 2013) A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12g/mol e 16g/mol.

LEE, J. D. *Química Inorgânica não tão concisa*. São Paulo: Edgard Blücher, 1999 (adaptado).

Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de

- A) 28.

- B) 75.
- C) 175.
- D) 275.
- E) 303.

14. (Enem 2016) A minimização do tempo e custo de uma reação química, bem como o aumento na sua taxa de conversão, caracteriza a eficiência de um processo químico. Como consequência, produtos podem chegar ao consumidor mais baratos. Um dos parâmetros que mede a eficiência de uma reação química é o seu rendimento molar R em % definido como

$$R = \frac{n_{\text{produto}}}{n_{\text{reagente limitante}}} \times 100$$

em que n corresponde ao número de mols. O metanol pode ser obtido pela reação entre brometo de metila e hidróxido de sódio, conforme a equação química:

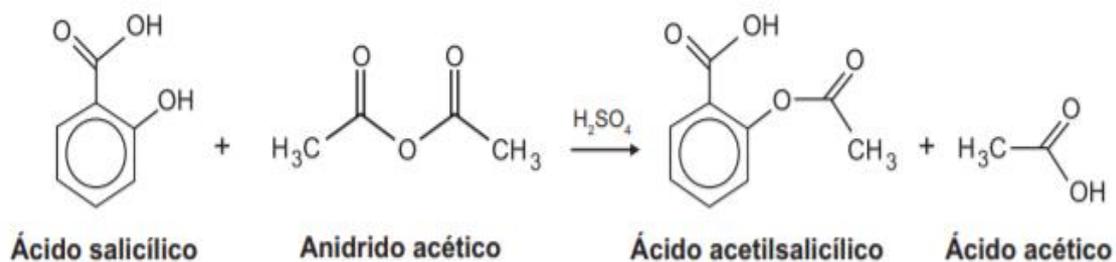


As massas molares (em g/mol) desses elementos são: H =1; C = 12; O = 16; Na=23; Br=80.

O rendimento molar da reação, em que 32g de metanol foram obtidos a partir de 142,5g de brometo de metila e 80g de hidróxido de sódio, é mais próximo de

- A) 22%.
- B) 40%.
- C) 50%.
- D) 67%.
- E) 75%.

15. (Enem 2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol) é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:



Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório, antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500mg dessa substância.

Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

- A) 293

- B) 345
- C) 414
- D) 690
- E) 828

16. (Enem 2014) Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).



Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.



As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12g/mol, 16g/mol, 32g/mol e 40g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. *Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman. 2002 (adaptado).

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de

- A) 64.
- B) 108.
- C) 122.
- D) 136.
- E) 245.

17. (Enem 2015) Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:



Considere as massas molares: ZnS (97g/mol); O₂ (32g/mol); ZnO (81g/mol); SO₂ (64g/mol); CO (28g/mol); CO₂ (44g/mol); e Zn (65g/mol). Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de 100kg de esfalerita?

- A) 25
- B) 33
- C) 40

D) 50

E) 54

UNIDADE 9

QUÍMICA E MEIO AMBIENTE

Poluição ambiental

O meio ambiente torna-se poluído quando ocorrem alterações em seu equilíbrio natural, e tal fenômeno é denominado **poluição ambiental**. Exemplos desse tipo de modificação ambiental são a contaminação do ar, das águas, do solo, de alimentos, alterações na paisagem, excesso de som, degradação de monumentos e construções.

A poluição ambiental provocada por atividades humanas está relacionada com a industrialização e o contínuo aumento da população.

Os processos industriais em que ocorre a transformação de matéria-prima em produtos a serem utilizados pela população resultam também na formação de materiais secundários denominados resíduos que são descartados de forma inadequada e que tem causado sérios problemas ao meio ambiente.

A população do planeta está aumentando cada vez mais, o que conseqüentemente eleva a busca por terras para a produção de alimentos, porém a quantidade de terras disponíveis para a plantação não cresce da mesma forma que a população, então os alimentos produzidos na zona rural, por estarem distantes da zona urbana, precisam ser processados e industrializados.

O aumento da produção no meio rural ocorre devido ao uso de fertilizantes e agrotóxicos, o que tem contaminado os alimentos, e o crescimento da

população urbana e da industrialização tem gerado materiais poluentes (resíduos) que prejudicam a natureza e os seres vivos. Tais resíduos liberados no ambiente têm causado a contaminação do ar, o que gera fenômenos indesejáveis como aumento do efeito estufa, destruição da camada de ozônio e a formação de chuvas ácidas. Eles também têm poluído os solos, os recursos hídricos e os alimentos.

Muitas pessoas têm se preocupado com esses problemas ambientais, conduzindo-as a buscarem soluções para minimizar a degradação ambiental e até mesmo remover contaminantes do meio ambiente.

Em 2012, ocorreu no Rio de Janeiro, a conferência Rio+20, estabelecendo que os Estados-membros da Organização das Nações Unidas (ONU) elaborariam, coletivamente, um conjunto de Objetivos para o Desenvolvimento Sustentável (ODS) nas três dimensões: social, econômica e ambiental. Como resultado desse trabalho, em um encontro na sede da ONU em Nova York em setembro de 2015, foi elaborada a agenda 2030, apresentando 17 objetivos e 169 metas para o desenvolvimento sustentável até o ano de 2030.

Dentre esses objetivos, destacamos os seguintes:

“Acabar com a fome, alcançar a segurança alimentar e melhoria da nutrição e promover a agricultura sustentável.”
“Assegurar a disponibilidade e gestão sustentável da água e saneamento para todos.”
“Tomar medidas urgentes para combater a mudança do clima e seus impactos.”
“Conservação e uso sustentável dos oceanos, dos mares e dos recursos marinhos para o desenvolvimento sustentável.”
“Proteger, recuperar e promover o uso sustentável dos ecossistemas terrestres, gerir de forma sustentável as florestas, combater a desertificação, deter e reverter a degradação da terra e deter a perda de biodiversidade.”

Fonte: <https://nacoesunidas.org/pos2015>

O desenvolvimento da Química ambiental é importante para se atender tais objetivos, pois ela se preocupa com as fontes das matérias primas, as tecnologias de transformação, os transportes de poluentes e os impactos desses com a água, solo, ar e seres vivos. Essa área de estudo reúne diversos conhecimentos de outras disciplinas, tais como Biologia, Física, Geografia, Agronomia, etc. e tem por objetivo compreender os fenômenos naturais ou os provocados pela ação humana.

A preocupação da Química ambiental é que o consumo e a produção sejam realizados de forma sustentável para evitar a degradação do planeta. Para tal, devem ocorrer ações humanas que busquem reduzir as mudanças climáticas, o esgotamento das reservas minerais, a extinção de espécies e a poluição dos recursos naturais no planeta, de forma que as gerações presentes e futuras possam sobreviver adequadamente.

Poluição do ar

A poluição do ar é causada por fontes naturais e humanas. As fontes naturais são resultantes de erupções vulcânicas, processo digestivo dos animais, degradação da matéria orgânica e poeiras do deserto. As fontes humanas são resultantes dos processos industriais, veiculares, mineração e queimadas. Estas têm gerado maiores preocupações à sociedade, tonando-se necessária uma análise sobre suas consequências.

A partir da primeira revolução industrial em diante, a sociedade passou a transformar energia calorífica em energia mecânica. Inicialmente foi usado o carvão mineral e em seguida o petróleo, ambos como matéria prima para a produção de energia. Dessa forma, o desenvolvimento aconteceu simultaneamente com o lançamento na atmosfera de grandes quantidades de gases, partículas líquidas e partículas sólidas que provocaram impactos ambientais e problemas de saúde.

A tabela a seguir destaca alguns poluentes do ar atmosférico, suas fontes e os principais problemas para o ambiente e os seres vivos.

Poluente atmosférico	Fontes	Problemas
Dióxido de enxofre (SO₂)	Gás liberado naturalmente pelos vulcões e pelas atividades humanas envolvendo a queima de combustíveis fósseis que possuem enxofre na sua composição.	Aumenta os problemas respiratórios, como os sintomas da asma. No ambiente, podem reagir com a água na atmosfera formando chuva ácida.
Dióxido de nitrogênio (NO₂)	Gás emitido naturalmente por ações bacterianas, vulcões e descargas elétricas, e artificialmente no processo de combustão em veículos e indústrias.	Pode provocar problemas respiratórios e pulmonares. No ambiente, pode levar à formação de <i>smog</i> fotoquímico (diminuição da visibilidade atmosférica devido à poluição) e a chuvas ácidas.
Monóxido de Carbono (CO)	Gás incolor e tóxico produzido em maior parte na queima incompleta de combustíveis fósseis para uso doméstico, veicular e industrial.	Possui elevada afinidade com a hemoglobina no sangue, reduzindo o transporte de gás oxigênio pelo corpo durante a respiração. Em baixa concentração, esse gás causa fadiga e dor no peito, e em alta concentração pode levar a asfixia e morte.
Ozônio (O₃)	É produzido por reações químicas que ocorrem entre o dióxido de nitrogênio e compostos orgânicos voláteis, na presença de radiação solar.	Agrava os sintomas de asma, de deficiência respiratória, além de outras doenças pulmonares e cardiovasculares.
Material Particulado	Mistura de sólidos com pequeno diâmetro reduzido produzidos a partir da queima de combustíveis fósseis, queima de biomassa vegetal, emissões em obras, na pavimentação de vias e de amônia na agricultura.	Pode causar câncer respiratório, arteriosclerose, inflamação de pulmão, agravamento de sintomas de asma, e até levar à morte.
Aldeídos	Compostos orgânicos emitidos na queima de combustível em veículos automotores, principalmente nos veículos que utilizam etanol.	São compostos carcinogênicos. Causam irritação nas mucosas, nos olhos, no nariz, nas vias respiratórias, e podem gerar crises asmáticas.
Hidrocarbonetos	Compostos orgânicos formados por carbono e hidrogênio produzidos por processos industriais e naturais. Nos centros urbanos, as principais fontes emissoras são os veículos automotores, na queima e evaporação de combustíveis.	Agravamento do efeito estufa provocado pelo metano.

Poluentes do ar atmosférico.

Como consequência da emissão desses gases, podemos citar problemas, tais como destruição da camada de ozônio, o aumento do efeito estufa e a formação da chuva ácida.

Destruição da camada de ozônio

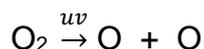
Na estratosfera está localizada a camada de ozônio (O_3), cuja espessura é de aproximadamente 15km. Essa camada filtra os raios ultravioleta (UV) provenientes do sol. Há diferentes tipos de raios ultravioleta: UV-A, UV-B, UV-C.

A radiação UV-A penetra profundamente a pele, é responsável pelo envelhecimento das células da epiderme, pode causar câncer, atinge o planeta da mesma forma em todas as estações do ano e não é absorvida pela camada de ozônio.

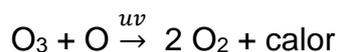
A radiação UV-B é nociva para os seres humanos e atinge o planeta de forma mais intensa no verão durante o dia, entre 10 horas e 16 horas. Ela age sobre a pele superficialmente, ajuda na síntese de vitamina D, e está relacionada com a vermelhidão, queimadura e aos casos de câncer de pele. A camada de ozônio absorve boa parte da radiação UV-B que incide sobre a Terra.

A radiação UV-C é a mais perigosa para o ser humano, porém praticamente não chega à superfície do nosso planeta, impedida pela camada de ozônio e o gás oxigênio presente na atmosfera.

A camada de ozônio é formada devido à quebra das moléculas do gás oxigênio ao serem submetidas a radiação solar. Este processo resulta em átomos de oxigênio isolados, que por sua vez reagem com outras moléculas de gás oxigênio, dando origem ao ozônio. Como mostram as reações abaixo:



A molécula de ozônio se quebra originando gás oxigênio e calor com a incidência de radiação, conforme a reação:



A concentração de ozônio na atmosfera não se altera, pois há um equilíbrio entre as quantidades de moléculas de ozônio formadas e quebradas. Porém, a ação do ser humano pode fazer com que haja uma maior número de quebras de moléculas de ozônio do que sua formação, o que provoca um desequilíbrio ambiental. Dados experimentais possibilitaram verificar que gases CFC (clorofluorcarbono) que eram utilizados em aerossóis, ar condicionados, refrigeração, quando chegavam a grandes altitudes, eram capazes de destruir de forma gradativa a camada de ozônio, o que acabava deixando passar maior quantidade de radiação do que o esperado.

Em 1987, foi assinado o Protocolo de Montreal que proibiu a utilização do CFC. Para eliminar o uso do produto, os países desenvolvidos tiveram um prazo

até 1996, enquanto que os países em desenvolvimento tiveram um prazo um pouco maior até 2010. No Brasil, a sua importação foi proibida em 2007.

Uma reportagem da revista Galileu publicada em janeiro de 2018 informa que o buraco na camada de ozônio está diminuindo, conforme dados da Administração Nacional da Aeronáutica e Espaço (NASA).

Efeito estufa e aquecimento global

Muitas das vezes imaginamos que o efeito estufa é um problema para o planeta Terra, porém isso não é verdade. O efeito estufa é um fenômeno natural que possibilita existir vida no planeta Terra.

Os gases presentes naturalmente na atmosfera, dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4), o vapor d'água (H_2O) e o óxido nitroso (N_2O) absorvem e retêm a radiação infravermelha emitida pelo Sol durante o dia, impedindo que esta seja perdida para espaço durante a noite. Se esse efeito não existisse, a temperatura da Terra ficaria em torno de $-15\text{ }^\circ\text{C}$, não teria água na forma líquida, e não haveria vida no planeta.

O problema é o aumento do efeito estufa provocado por:

- acúmulo dos gases emitidos por erupções vulcânicas;
- decomposição de matéria orgânica;
- fumaça de incêndios;

- escapamento de automóveis;
- queima de combustíveis fósseis;
- desmatamento seguido de queima de áreas florestais;
- incineradores;
- gases provenientes de processos industriais.

O gás carbônico (CO_2) tem como principais fontes a queima de combustíveis fósseis como carvão mineral e derivados do petróleo, o desmatamento, respiração de seres vivos e processos industriais.

O metano (CH_4) provém de processos biológicos, tratamento de efluentes líquidos, aterros sanitários, produção de arroz e produção de ruminantes, extração e refino do petróleo.

O vapor d'água (H_2O) tem como fonte principal a evaporação da água presente em recursos hídricos como rios, lagos, mares e oceanos.

O óxido nitroso (N_2O) é produzido no solo por processos biológicos de desnitrificação e nitrificação, além de processos industriais. A desnitrificação é um processo natural que faz parte do ciclo do nitrogênio, em que o íon nitrato (NO_3^-) é transformado em gás nitrogênio (N_2) por bactérias anaeróbias.

Com o aumento da concentração desses gases na atmosfera, ocorre uma maior retenção de calor do que deveria e, como consequência, tem-se

observado um aquecimento global que vem se intensificando a partir do ano 2000.

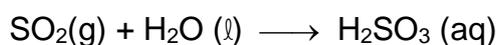
O aquecimento global ocasiona derretimento de calotas polares, o que origina aumento dos níveis de oceanos e em consequência pode provocar o desaparecimento de cidades. Ele também contribui para a desertificação e proliferação de insetos que poderão ocasionar danos à saúde dos animais.

Chuva ácida

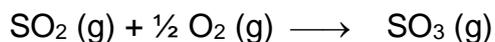
A água da chuva é naturalmente ácida devido à presença de dióxido de carbono (CO₂) na atmosfera. O dióxido de carbono é um óxido ácido, logo ele reage com a água presente no ar e produz o ácido carbônico. A água da chuva possui um pH de aproximadamente 5,6.

A queima de combustíveis fósseis, principalmente em indústrias e automóveis, libera para a atmosfera dióxido de enxofre (SO₂), trióxido de enxofre (SO₃), monóxido de nitrogênio (NO) e dióxido de nitrogênio (NO₂), que também são óxidos ácidos, e que ao reagirem com a água produzem ácidos.

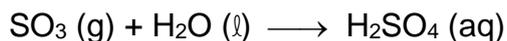
O dióxido de enxofre reage com a água e produz o ácido sulfuroso (H₂SO₃):



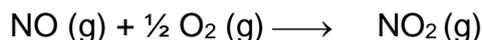
Esse óxido também reage com o gás oxigênio do ar e forma o trióxido de enxofre:



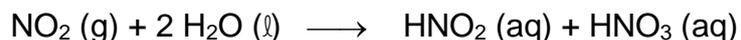
O trióxido de enxofre reage com a água da atmosfera e produz o ácido sulfúrico (H_2SO_4):



O monóxido de nitrogênio reage com o gás oxigênio atmosférico e produz o dióxido de nitrogênio:



O dióxido de nitrogênio reage com a água e forma ácido nitroso e nítrico:



A formação desses ácidos diminui ainda mais o pH da chuva, tornando-a ainda mais ácida. O termo “chuva ácida” é utilizado para chuvas com pH abaixo de 5,6.

Esse tipo de chuva causa uma série de problemas, tais como: aumento da acidez dos pequenos lagos, provocando a morte de muitos seres vivos presentes nesse meio; arraste de metais pesados do solo para os lagos e rios podendo provocar intoxicação da vida aquática; desgaste de prédios, pontes, estátuas, monumentos históricos.

Monumentos que possuem mármore na sua composição sofrem desgaste provocado pela ação do $\text{H}^+(\text{aq})$ sobre o carbonato de cálcio (CaCO_3), que compõe o mármore, conforme reação abaixo.



Obras de arte e estruturas feitas de metais também podem ser danificadas pela chuva ácida.

Poluição do solo

Há vários fatores que contribuem para a contaminação do solo. Dentre eles, podem ser destacados: o processo de extração de metais, os lixões e o uso de forma demasiada de nutrientes e agrotóxicos na produção de alimentos.

Extração de metais

A necessidade de consumo de ferro, alumínio e outros metais fez com que o ser humano desenvolvesse tecnologias de processamento para a obtenção desses materiais a partir da extração de minérios e como consequência a produção de crateras na crosta terrestre, bem como a contaminação do solo com metais pesados que provocam problemas à saúde.

A tabela a seguir apresenta exemplos de alguns metais pesados, principais minérios de obtenção e seus impactos a saúde.

Metal	Principal fonte	Problemas a saúde
Chumbo (Pb)	Galena (PbS)	Prejudicial ao cérebro, sistema nervoso, sangue, rins, sistema digestivo e reprodutor. Eleva a pressão artéria e provoca mutação genética.
Mercúrio (Hg)	Cinábrio (HgS)	Provoca intoxicação crônica como tremores, vertigens, irritabilidade, depressão, descoordenação motora progressiva, perda de visão e audição e deterioração mental. Causa intoxicação aguda como náuseas violentas, vômito, dor abdominal, diarreia com sangramento, danos aos rins e morte em um período de aproximadamente 10 dias.
Alumínio (Al)	Bauxita (Al ₂ O ₃)	Causa anemia por deficiência de ferro e intoxicação crônica.
Arsênio (As)	Arsenopirita (FeSAs)	É um agente cancerígeno.
Cromo (Cr)	Cromita (FeCr ₂ O ₄)	Provoca asma e câncer.
Cobalto (Co)	Cobaltita (CoAsS)	Causa fibrose pulmonar que pode levar à morte.
Níquel (Ni)	Pentlandita ((Ni,Fe) ₉ S ₈)	Provoca câncer.

Metais contaminantes do solo.

Lixões

Os lixões são áreas abertas onde são depositados os lixos domésticos. Contudo, esses espaços acabam recebendo lixos de outras fontes, que podem ser tóxicos. Os lixões costumam ser localizados em áreas rurais, porém muito próximas das cidades, provocando problemas ao ambiente e à saúde dos moradores que vivem em sua redondeza. Eles provocam poluição do ar, contaminação do solo e contaminação das águas, pois a degradação dos resíduos do aterro liberam gases e formam o chorume, líquido escuro de caráter ácido e que pode conter altas concentrações de sólidos suspensos, metais pesados, compostos orgânicos originados da degradação de material orgânico

como proteínas, carboidratos e gorduras. Ao ser carregado pela chuva, esse líquido pode contaminar os rios próximos e se infiltrar no solo atingindo os lençóis freáticos, o que pode provocar problemas à saúde dos animais e seres humanos.

Outro grave problema associado aos lixões é a proliferação de ratos, moscas e baratas que são vetores de enfermidades.

Uma saída para resolver esse problema é a construção de aterro sanitário, que é o método mais adequado para o tratamento do lixo, evitando assim a contaminação do solo, do ar e dos lençóis freáticos. No aterro, o terreno é impermeabilizado com uma manta plástica (de polietileno) para a deposição do lixo, após esse processo, ocorre o recobrimento com calcário, evitando assim o contato dos animais com o lixo. Esse tratamento permite a coleta dos gases e do chorume gerados pela decomposição da matéria orgânica. A decomposição ocorre por dois processos, o primeiro é de decomposição aeróbia, com a presença de gás oxigênio, e o segundo é de decomposição anaeróbia, com a ausência de gás oxigênio. Dentre os diversos gases produzidos, podem ser destacados o metano (CH_4), gás carbônico (CO_2) e vapor de água (H_2O). O metano é um composto orgânico que pode ser coletado e utilizado para a produção de energia.

Há ainda outra tecnologia para a destinação de lixo que é a incineração. Este processo consiste na queima do lixo em equipamentos denominados incineradores. O problema é que a queima de lixo pode gerar gases tóxicos,

sendo necessário um tratamento do lixo antes da incineração, o que onera ainda mais o procedimento.

Agrotóxicos

A produção contínua de alimentos em larga escala não possibilita que os nutrientes que contém elementos como fósforo, nitrogênio, magnésio, potássio, cálcio, carbono, entre outros importantes ao cultivo, sejam repostos de forma natural como na degradação de material orgânico produzido pela própria natureza, sendo necessária a utilização de fertilizantes para suprir essas necessidades. Para se garantir a produção sem grandes perdas, devido à presença de pragas e doenças, usa-se como solução o uso de agrotóxicos que combatem as mesmas. Porém, tanto o uso de fertilizantes como o de agrotóxicos, em excesso, têm provocado sérios problemas ambientais e de saúde, pois contaminam o solo e prejudicam o meio ambiente.

Química verde

Na década de 90, os químicos americanos Paul Anastas e John Warner, pesquisadores da Agência de Proteção Ambiental (*Environmental Protection Agency -EPA*), lançaram o livro: *Química Verde - Os 12 princípios da química verde e sua inserção nas atividades de ensino e pesquisa (Green chemistry - The 12 principles of green chemistry and it insertion in the teach and research activities)*. Esses princípios nortearam os centros de pesquisas a criar,

desenvolver e aplicar produtos e processos químicos que busquem reduzir ou eliminar o uso ou geração de substâncias perigosas, entendendo como perigosas, as substâncias nocivas à saúde humana e ou ao meio ambiente.

Por isso, alguns desses pontos a serem perseguidos para a implementação da Química Verde, citados no artigo de Lenardão et. al. (2003), foram resumidos a seguir:

- Evitar a produção de resíduos.
- Melhorar a produção de forma que toda a matéria-prima seja aproveitada na formação do produto final.
- Buscar o uso e produção de substâncias que não causem problemas à saúde humana e ao meio ambiente.
- Projetar produtos não tóxicos que atendam à aplicação desejada.
- Procurar o uso de fontes renováveis de energia e minimizar o gasto de energia.
- Preferir o uso de matérias-primas renováveis.
- Evitar etapas desnecessárias em processos de produção e que possam gerar resíduos.

- Projetar produtos que possam ser degradados após sua utilização.

- Escolher substâncias e processos que minimizem o risco de acidentes, tais como vazamentos, incêndios e explosões.

Gomes et all. (2018) citam que no Brasil, os conceitos de Química Verde começaram a ser difundidos bem mais tarde e somente em janeiro de 2007 o Instituto de Química da Universidade de São Paulo promoveu a primeira Escola de Verão em Química Verde, de forma que o setor industrial brasileiro procure buscar o desenvolvimento sustentável através de algumas propostas resumidas na tabela abaixo:

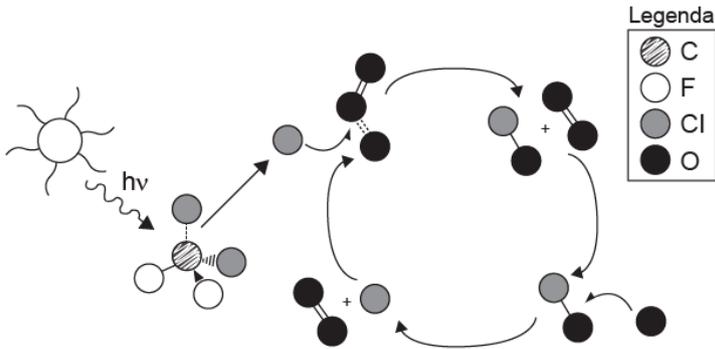
Setor industrial	Ações
Construção civil	Diminuir o consumo e aumentar a reutilização dos recursos. Utilizar recursos renováveis e recicláveis. Proteger o ambiente natural, criando um ambiente saudável e não tóxico.
Cosméticos	Utilizar materiais da biodiversidade através da extração e purificação sustentável. Desenvolver produtos verdes de qualidade.
Farmacêutico	Produzir fármacos que não causem efeitos adversos ao ambiente. Usar catalisadores, matérias-primas renováveis, solventes alternativos ou reações sem solventes. Consumir energia de forma sustentável.
Petroquímico	Utilizar fontes renováveis. Produzir plásticos biodegradáveis e biopolímeros. Produzir produtos químicos atóxicos e degradáveis.

Propostas para setores industriais buscarem o desenvolvimento sustentável.

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 9

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2014) A liberação dos gases clorofluorcarbonos (CFCs) na atmosfera pode provocar depleção de ozônio (O₃) na estratosfera. O ozônio estratosférico é responsável por absorver parte da radiação ultravioleta emitida pelo Sol, a qual é nociva aos seres vivos. Esse processo, na camada de ozônio, é ilustrado simplificadaamente na figura.

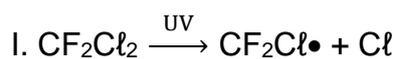


Quimicamente, a destruição do ozônio na atmosfera por gases CFCs é decorrência da

- A) clivagem da molécula de ozônio pelos CFCs para produzir espécies radicalares.
- B) produção de oxigênio molecular a partir de ozônio, catalisada por átomos de cloro.
- C) oxidação do monóxido de cloro por átomos de oxigênio para produzir átomos de cloro.
- D) reação direta entre os CFCs e o ozônio para produzir oxigênio molecular e monóxido de cloro.

E) reação de substituição de um dos átomos de oxigênio na molécula de ozônio por átomos de cloro.

2. (Enem 2012) O rótulo de um desodorante aerossol informa ao consumidor que o produto possui em sua composição os gases isobutano, butano e propano, dentre outras substâncias. Além dessa informação, o rótulo traz, ainda, a inscrição “Não tem CFC”. As reações a seguir, que ocorrem na estratosfera, justificam a não utilização de CFC (clorofluorcarbono ou Freon) nesse desodorante:



A preocupação com as possíveis ameaças à camada de ozônio (O_3) baseia-se na sua principal função: proteger a matéria viva na Terra dos efeitos prejudiciais dos raios solares ultravioleta. A absorção da radiação ultravioleta pelo ozônio estratosférico é intensa o suficiente para eliminar boa parte da fração de ultravioleta que é prejudicial à vida.

A finalidade da utilização dos gases isobutano, butano e propano neste aerossol é

A) substituir o CFC, pois não reagem com o ozônio, servindo como gases propelentes em aerossóis.

B) servir como propelentes, pois, como são muito reativos, capturam o Freon existente livre na atmosfera, impedindo a destruição do ozônio.

- C) reagir com o ar, pois se decompõem espontaneamente em dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O), que não atacam o ozônio.
- D) impedir a destruição do ozônio pelo CFC, pois os hidrocarbonetos gasosos reagem com a radiação UV, liberando hidrogênio (H_2), que reage com o oxigênio do ar (O_2), formando água (H_2O).
- E) destruir o CFC, pois reagem com a radiação UV, liberando carbono (C), que reage com o oxigênio do ar (O_2), formando dióxido de carbono (CO_2), que é inofensivo para a camada de ozônio.

3. (Enem 2013) Sabe-se que o aumento da concentração de gases como CO_2 , CH_4 e N_2O na atmosfera é um dos fatores responsáveis pelo agravamento do efeito estufa. A agricultura é uma das atividades humanas que pode contribuir tanto para a emissão quanto para o sequestro desses gases, dependendo do manejo da matéria orgânica do solo.

ROSA, A. H.; COELHO, J. C. R. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*. São Paulo, n. 5, nov. 2003 (adaptado).

De que maneira as práticas agrícolas podem ajudar a minimizar o agravamento do efeito estufa?

- A) Evitando a rotação de culturas.
- B) Liberando o CO_2 presente no solo.
- C) Aumentando a quantidade de matéria orgânica do solo.
- D) Queimando a matéria orgânica que se deposita no solo.
- E) Atenuando a concentração de resíduos vegetais do solo.

4. (Enem 2009) A atmosfera terrestre é composta pelos gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2), que somam cerca de 99 %, e por gases traços, entre eles o gás carbônico (CO_2), vapor de água (H_2O), metano (CH_4), ozônio (O_3) e o óxido nítrico (N_2O), que compõem o restante 1 % do ar que respiramos.

Os gases traços, por serem constituídos por pelo menos três átomos, conseguem absorver o calor irradiado pela Terra, aquecendo o planeta. Esse fenômeno, que acontece há bilhões de anos, é chamado de efeito estufa. A partir da Revolução Industrial (século XIX), a concentração de gases traços na atmosfera, em particular o CO_2 , tem aumentado significativamente, o que resultou no aumento da temperatura em escala global. Mais recentemente, outro fator tornou-se diretamente envolvido no aumento da concentração de CO_2 na atmosfera: o desmatamento.

BROWN, I. F.; ALECHANDRE, A. S. Conceitos básicos sobre clima, carbono, florestas e comunidades. A.G. Moreira & S. Schwartzman. *As mudanças climáticas globais e os ecossistemas brasileiros*. Brasília: Instituto de Pesquisa Ambiental da Amazônia, 2000 (adaptado).

Considerando o texto, uma alternativa viável para combater o efeito estufa é

- A) reduzir o calor irradiado pela Terra mediante a substituição da produção primária pela industrialização refrigerada.
- B) promover a queima da biomassa vegetal, responsável pelo aumento do efeito estufa devido à produção de CH_4 .

- C) reduzir o desmatamento, mantendo-se, assim, o potencial da vegetação em absorver o CO_2 da atmosfera.
- D) aumentar a concentração atmosférica de H_2O , molécula capaz de absorver grande quantidade de calor.
- E) remover moléculas orgânicas polares da atmosfera, diminuindo a capacidade delas de reter calor.

5. (Enem 2009) O ciclo biogeoquímico do carbono compreende diversos compartimentos, entre os quais a Terra, a atmosfera e os oceanos, e diversos processos que permitem a transferência de compostos entre esses reservatórios. Os estoques de carbono armazenados na forma de recursos não renováveis, por exemplo, o petróleo, são limitados, sendo de grande relevância que se perceba a importância da substituição de combustíveis fósseis por combustíveis de fontes renováveis.

A utilização de combustíveis fósseis interfere no ciclo do carbono, pois provoca

- A) aumento da porcentagem de carbono contido na Terra.
- B) redução na taxa de fotossíntese dos vegetais superiores.
- C) aumento da produção de carboidratos de origem vegetal.
- D) aumento na quantidade de carbono presente na atmosfera.
- E) redução da quantidade global de carbono armazenado nos oceanos.

6. (Enem 2006) Chuva ácida é o termo utilizado para designar precipitações com valores de pH inferiores a 5,6. As principais substâncias que contribuem para

esse processo são os óxidos de nitrogênio e de enxofre provenientes da queima de combustíveis fósseis e, também, de fontes naturais. Os problemas causados pela chuva ácida ultrapassam fronteiras políticas regionais e nacionais. A amplitude geográfica dos efeitos da chuva ácida está relacionada principalmente com

- A) a circulação atmosférica e a quantidade de fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre.
- B) a quantidade de fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre e a rede hidrográfica.
- C) a topografia do local das fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre e o nível dos lençóis freáticos.
- D) a quantidade de fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre e o nível dos lençóis freáticos.
- E) a rede hidrográfica e a circulação atmosférica.

7. (Enem 2009)

ESTAÇÕES DA RMSP	QUALIDADE	ÍNDICE	POLUENTE	
Parque D. Pedro II	BOA	6	MP ₁₀	
São Caetano do Sul	REGULAR	60	NO ₂	
Congonhas	BOA	15	MP ₁₀	
Osasco	INADEQUADA	175	CO	
Pinheiros	MÁ	283	SO ₂	
<p>MP₁₀ – partículas inaláveis: aquelas cujo diâmetro aerodinâmico é menor que 10 µm.</p> <p>CO – monóxido de carbono: gás incolor e inodoro que resulta da queima incompleta de combustíveis de origem orgânica (combustíveis fósseis, biomassa etc). Emitido principalmente por veículos automotores.</p> <p>NO₂ – dióxido de nitrogênio: formado principalmente nos processos de combustão de veículos automotores. Dependendo das concentrações, o NO₂ pode causar prejuízos à saúde.</p> <p>SO₂ – dióxido de enxofre: resulta principalmente da queima de combustíveis que contêm enxofre, como óleo diesel. Pode reagir com outras substâncias presentes no ar, formando partículas à base de sulfato responsáveis pela redução da visibilidade na atmosfera.</p>				
0-50	51-100	101-199	200-299	>299
BOA	REGULAR	INADEQUADA	MÁ	PÉSSIMA

Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental - CETESB. Padrões, índices. <http://www.cetesb.sp.gov.br>. Acesso em: 22 jun. 2008.

A Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental do Estado de São Paulo (CETESB) divulga continuamente dados referentes à qualidade do ar na região metropolitana de São Paulo. A tabela apresentada corresponde a dados hipotéticos que poderiam ter sido obtidos pela CETESB em determinado dia. Se esses dados fossem verídicos, então, seria mais provável encontrar problemas de visibilidade

- A) no Parque Dom Pedro II.
- B) em São Caetano do Sul.
- C) em Congonhas.
- D) em Osasco.
- E) em Pinheiros.

8. (Enem 2010) O lixão que recebia 130 toneladas de lixo e contaminava a região com o seu chorume (líquido derivado da decomposição de compostos orgânicos) foi recuperado, transformando-se em um aterro sanitário controlado, mudando a qualidade de vida e a paisagem e proporcionando condições dignas de trabalho para os que dele subsistiam.

Revista Promoção da Saúde da Secretaria de Políticas de Saúde Ano 1, nº. 4, dez. 2000
(adaptado)

Quais procedimentos técnicos tornam o aterro sanitário mais vantajoso que o lixão, em relação às problemáticas abordadas no texto?

- A) O lixo é recolhido e incinerado pela combustão a altas temperaturas.
- B) O lixo hospitalar é separado para ser enterrado e sobre ele, colocada cal virgem.
- C) O lixo orgânico e inorgânico é encoberto, e o chorume canalizado para ser tratado e neutralizado.
- D) O lixo orgânico é completamente separado do lixo inorgânico, evitando a formação de chorume.
- E) O lixo industrial é separado e acondicionado de forma adequada, formando uma bolsa de resíduos.

9. (Enem 2014) O potencial brasileiro para transformar lixo em energia permanece subutilizado — apenas pequena parte dos resíduos brasileiros é utilizada para gerar energia. Contudo, bons exemplos são os aterros sanitários, que utilizam a principal fonte de energia ali produzida. Alguns aterros vendem créditos de carbono com base no Mecanismo de Desenvolvimento Limpo (MDL), do Protocolo de Kyoto.

Essa fonte de energia subutilizada, citada no texto, é o

- A) etanol, obtido a partir da decomposição da matéria orgânica por bactérias.
- B) gás natural, formado pela ação de fungos decompositores da matéria orgânica.
- C) óleo de xisto, obtido pela decomposição da matéria orgânica pelas bactérias anaeróbias.
- D) gás metano, obtido pela atividade de bactérias anaeróbias na decomposição da matéria orgânica.
- E) gás liquefeito de petróleo, obtido pela decomposição de vegetais presentes nos restos de comida.

10. (Enem 2011) Um dos processos usados no tratamento do lixo é a incineração, que apresenta vantagens e desvantagens. Em São Paulo, por exemplo, o lixo é queimado a altas temperaturas e parte da energia liberada é transformada em energia elétrica. No entanto, a incineração provoca a emissão de poluentes na atmosfera. Uma forma de minimizar a desvantagem da incineração, destacada no texto, é

- A) aumentar o volume do lixo incinerado para aumentar a produção de energia elétrica.
- B) fomentar o uso de filtros nas chaminés dos incineradores para diminuir a poluição do ar.
- C) aumentar o volume do lixo para baratear os custos operacionais relacionados ao processo.
- D) fomentar a coleta seletiva de lixo nas cidades para aumentar o volume de lixo incinerado.
- E) diminuir a temperatura de incineração do lixo para produzir maior quantidade de energia elétrica.

UNIDADE 10

ESTUDANDO A ÁGUA

Introdução

A água é uma substância molecular que se apresenta no estado líquido em condições ambientes (25°C e 1atm). Ela é incolor, sem sabor (insípida) e sem cheiro(inodora).

De toda água presente no planeta Terra, aproximadamente 97% é encontrada nos oceanos e cerca de 2% está no estado sólido. Sabe-se também que 71% da superfície do nosso planeta é composta por água.

Dados da UNESCO, mostram que o Brasil é a maior reserva hidrológica do mundo. Segundo a Food and Agriculture Organization of United Nations (FAO), há em nosso país cerca de 12% do total de água doce (água com menos sal) disponível no planeta e esta quantidade representa 42% a mais que os rios europeus e 25% maior que as do continente africano.

Água potável é a água adequada para o consumo humano, e a necessidade de sua obtenção por parte da população do planeta está aumentando cada vez mais. Em contrapartida, temos observado uma redução nas águas disponíveis devido à crescente poluição dos recursos hídricos.

A água potável pode ser obtida através de processos de descontaminação de águas dos oceanos ou dos rios. No caso dos oceanos, a remoção de contaminantes é complicada, pois se devem utilizar processos físicos de custos

elevados para a remoção do sal. No caso dos rios, existem as estações de tratamento de água para abastecimento público, mas seus processos têm sido cada mais dificultados pelo lançamento contínuo de despejos provenientes de atividade industriais e humanas.

Principais propriedades da água

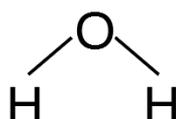
A água pura é formada por moléculas constituídas de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio unidos por ligação covalente. Quando a água está no estado sólido ou líquido, suas moléculas se unem por forças de atração denominadas ligações de hidrogênio.

A massa molar da água é 18g/mol, ou seja, a cada 18 gramas de água há $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas, $12,0 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio e $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio.

Um átomo adquire estabilidade quando sua configuração eletrônica se assemelha a de um gás nobre. Para tanto, ele pode doar, receber ou compartilhar elétrons, dependendo de sua eletronegatividade. Se a diferença de eletronegatividade entre os átomos de uma ligação for maior que 1,7, pode haver uma transferência de elétrons do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo, formando íons de cargas opostas (cátion e ânion). Esses íons se atraem por forças eletrostáticas, formando uma ligação iônica ou eletrovalente.

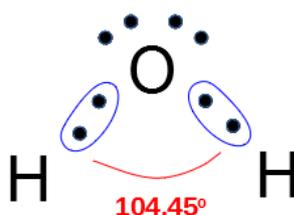
No caso da ligação entre oxigênio e hidrogênio numa mesma molécula de água, a diferença de eletronegatividade é igual a 1,4, logo o oxigênio não tem força suficiente para arrancar totalmente os elétrons provenientes dos átomos de hidrogênio. Ocorre então, um compartilhamento de elétrons, em que cada átomo contribui com apenas 1 elétron para a formação do par eletrônico. A ligação covalente ocorre entre cada átomo de hidrogênio e o átomo de oxigênio central, ou seja, são formadas duas ligações covalentes por molécula de água.

A fórmula molecular da água é H_2O e a sua estrutura espacial é representada da seguinte forma:



O átomo de oxigênio é mais eletronegativo que o átomo de hidrogênio. Tal fato faz com que os elétrons compartilhados nas ligações sejam atraídos com mais força pelo oxigênio, e a ligação covalente é polar.

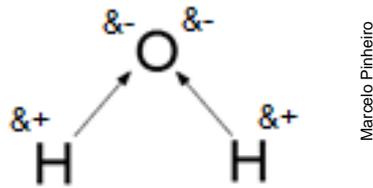
Os elétrons não ligantes que sobram na camada de valência do átomo de oxigênio repelem os hidrogênios ligantes, gerando na molécula de água uma forma geométrica angular, com o ângulo de ligação entre os átomos de hidrogênio igual a $104,45^\circ$:



Marcelo Pinheiro

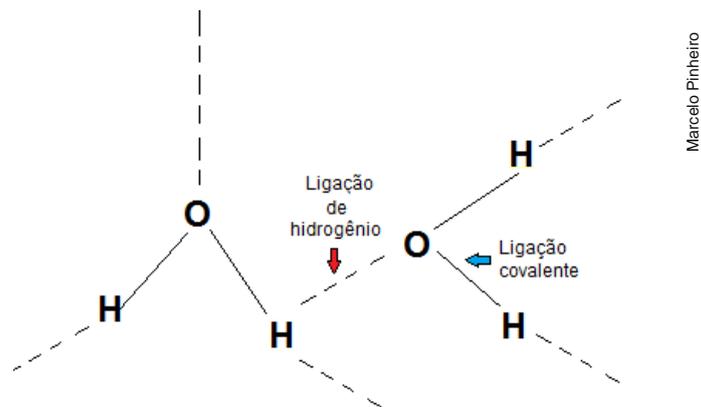
Representação da molécula de água e ângulo de ligação entre os átomos de hidrogênio.

E consequência dessa geometria, verifica-se uma carga parcial negativa no átomo de oxigênio e cargas parciais positivas nos átomos de hidrogênio, formando um dipolo elétrico. Como os vetores polaridade que apontam para o oxigênio não se anulam, a molécula de água é polar.



Representação da molécula de água com as cargas parciais e vetores polaridade.

Quando a água está no estado sólido ou líquido, há forças de atração entre as suas moléculas, as ligações de hidrogênio. A ligação de hidrogênio é um tipo de ligação intermolecular que ocorre entre o hidrogênio e um átomo bastante eletronegativo, como o flúor (F), oxigênio (O) e nitrogênio (N). As ligações de hidrogênio são interações intermoleculares fortes, porém mais fracas que as ligações covalentes realizadas entre os átomos da molécula.



Ligações de hidrogênio (tracejadas) entre as moléculas de água.

Ao mudar de estado sólido para líquido, as moléculas de água se afastam e quando a água passa para o estado gasoso, as ligações intermoleculares são rompidas.

O ponto de ebulição de uma substância depende das ligações intermoleculares e do tamanho (massa molecular) das suas moléculas. Normalmente, no caso de moléculas com o mesmo tipo de ligação intermolecular, quanto maior for o tamanho das moléculas, maior é a temperatura de ebulição da substância. No caso de moléculas de tamanhos próximos, mas com ligações intermoleculares diferentes, quanto mais forte for a ligação intermolecular, maior será a temperatura de ebulição da substância.

Devido a sua baixa massa molecular, a água deveria ser um gás em condições ambientes. No entanto, as fortes ligações de hidrogênio aproximam as moléculas, o que dificulta essas partículas se afastarem e passarem ao estado gasoso.

Como a água é uma substância polar, ela tende a dissolver substâncias polares, dentre elas os sais minerais e as vitaminas, logo ela é um solvente fundamental para os seres vivos. Como ela dissolve um grande número de substâncias, não se encontra água pura na natureza.

A capacidade de dissolver várias substâncias depende da interação das moléculas de água e as moléculas do soluto. A água dissolve substâncias iônicas. As forças de atração (ligações iônicas) entre os íons no sólido iônico são

enfraquecidas pela água, permitindo a separação e a liberdade de movimento dessas partículas. As interações entre as moléculas de água e os íons dissolvidos são chamadas de ligações íon-dipolo.

Ela dissolve também substâncias moleculares polares, ocorrendo interações dipolo-dipolo ou ligações de hidrogênio entre a água e o soluto. Por exemplo, quando o sulfeto de hidrogênio (H_2S) se dissolve na água, as atrações entre as moléculas de água e as de H_2S são do tipo dipolo-dipolo.

Quando amônia (NH_3) ou o fluoreto de hidrogênio (HF) se dissolvem na água, as forças de atração entre as moléculas são ligações de hidrogênio, pois essas substâncias possuem átomos de hidrogênio ligados diretamente a nitrogênio ou flúor.

Em nosso organismo, além de transportar moléculas e íons para o interior das células, ela transporta para o seu exterior as substâncias tóxicas resultantes de processos metabólicos e que devem ser excretadas. Essa substância ainda possui a função de regular a temperatura do corpo humano.

Uma substância apresenta propriedades físicas e químicas definidas. No caso da água, algumas propriedades aparecem na tabela a seguir:

Densidade	1g/cm ³ a 4°C
Calor específico	1cal/g.°C
Viscosidade	1,002kg/m.s a 20°C
Pressão de vapor	17,5mm de Hg a 20°C
Cor	Incolor
Sabor	Sem sabor
Odor	Sem odor

Propriedades físicas e químicas da água.

A densidade da água varia com a temperatura. Em geral, a forma sólida de uma substância é mais densa que a líquida, pois o volume do sólido é menor do que o ocupado pelo seu líquido. Contudo, a água apresenta um comportamento diferente, ou seja, o gelo flutua na água líquida. Isso acontece porque quando essa substância está sendo resfriada a temperaturas menores que 4°C, as ligações de hidrogênio originam um arranjo hexagonal das moléculas para formar o sólido (gelo). Nesse arranjo há espaços vazios, o que faz o sólido ocupar um volume maior, diminuindo a densidade.

Tal fenômeno explica também o fato de uma garrafa cheia de água se quebrar se for deixada algum tempo no congelador, já que a expansão do volume da água ao passar para o estado sólido pressiona e provoca o rompimento das paredes do recipiente.

Alguns valores de densidade da água são apresentados na tabela abaixo. Observe que, a partir de 4°C quanto maior a temperatura, menor é a densidade da água, devido à expansão do volume com o aquecimento.

Temperatura (°C)	Densidade (g/cm ³)
0	0,99987
4	0,99999
10	0,99963
20	0,99823
25	0,99707
30	0,99567

Alguns valores de densidade da água.
Fonte: Cetesb (2009)

O calor específico é a quantidade de calor necessária para se aumentar em 1°C a temperatura de 1 grama de uma substância. No caso da água, seu valor é alto. Isso significa que suas moléculas podem absorver grandes quantidades de energia sem que haja grandes aumentos de temperatura.

A viscosidade de um líquido é a medida da resistência ao escoamento. A água líquida possui um valor baixo de viscosidade e que diminui com o aumento da temperatura, uma vez que isso aumenta a agitação molecular e quebra as ligações de hidrogênio.

A pressão de vapor é a pressão exercida pelos vapores provenientes de um líquido devido à sua evaporação. Seus valores aumentam com a elevação

da temperatura, pois quanto mais calor é fornecido maior é o escape de partículas do líquido para o estado gasoso.

Outra propriedade da água é a sua elevada tensão superficial. Tensão superficial de um líquido é a resistência que ele oferece à penetração de um material. A água apresenta alto valor para essa propriedade devido à presença de ligações de hidrogênio entre moléculas de água. As moléculas da superfície da água são continuamente atraídas para o interior do líquido pelas moléculas que estão ao lado ou abaixo. Como praticamente não há força contrária para anular esse efeito, as moléculas superficiais se aproximam, dando a impressão de haver uma fina lâmina elástica.

É a tensão superficial que faz com que uma gota tenha uma forma esférica e também possibilita certos insetos andarem sobre a água.



analogicus/Pixabay

Inseto pousado sobre a água.

Fonte: <https://pixabay.com/pt/photos/natureza-striders-da-%C3%A1gua-gerridae-3339980/>

Águas naturais

As águas naturais podem ser classificadas em **superficiais** (rios, lagos, etc.) e **subterrâneas** (poços, fontes hidrominerais, etc.). Nelas podem ser encontradas impurezas tais como gases dissolvidos, sólidos em suspensão e dissolvidos.

As **águas superficiais** podem possuir elevados teores de sólidos suspensos e de matéria orgânica, além de apresentar variações de temperatura.

As **águas subterrâneas** possuem normalmente baixos teores de sólidos suspensos e de matéria orgânica, e sua temperatura é praticamente constante.

As águas superficiais não contaminadas apresentam-se saturadas quanto à presença de gás oxigênio dissolvido e possuem uma pequena quantidade de gás carbônico dissolvido, por estarem em contato com o ar atmosférico.

As águas subterrâneas podem ter gás metano (CH_4), sulfeto de hidrogênio (H_2S) e dióxido de carbono (CO_2), provenientes da decomposição da matéria orgânica. Podem-se encontrar também dióxido de enxofre (SO_2), amônia (NH_3) e outros gases dissolvidos, quando essas águas foram contaminadas por processos industriais.

O dióxido de carbono (CO_2) e o dióxido de enxofre (SO_2) são óxidos ácidos que ao dissolverem em água aumentam a sua acidez, diminuindo seu pH.

A chuva é naturalmente ácida devido à liberação desses gases por fatores naturais, porém quando tais compostos são liberados em grandes quantidades na atmosfera, devido principalmente às atividades poluidoras humanas, a chuva torna-se ainda mais ácida, daí o termo “chuva ácida”, que causa sérios problemas ambientais.

Os sólidos em suspensão podem sofrer sedimentação formando depósitos nos corpos receptores.

Os sólidos dissolvidos podem estar presentes na água por contaminação atmosférica ou pela dissolução de material do solo. Então podem ser encontrados bicarbonatos de sódio, cálcio, magnésio e ferro (II), cloretos, sulfatos, sílica (SiO_2), etc. Em áreas florestais podem ser encontrados ácidos orgânicos (ex. ácido húmico).

Quanto ao teor de sólidos (sais) dissolvidos, as águas podem ser classificadas em doce, salobra ou salina.

Água	Salinidade
Doce	< 0,5 %
Salobra	entre 0,5 % e 30%
Salina	≥ 30%

Classificação quanto à concentração salina.
Fonte: Resolução CONAMA nº 357 de 2005.

Poluição das águas naturais

Nas águas naturais podem ser contaminadas principalmente por poluentes químicos, biológicos, radioativos e térmicos, que atingem diretamente um corpo receptor ou que contaminam a água que evapora para a atmosfera. Em cidades poluídas, a água da chuva apresenta certos níveis de poluição.

As bactérias presentes nas águas naturais são responsáveis pela degradação dos poluentes, porém, quando a concentração dos contaminantes ultrapassa os limites tolerados, a ação das bactérias passa a ser insuficiente, o corpo receptor não se recupera, o que leva a eliminação da vida marinha e formação de esgotos.

Dentre os poluentes químicos nocivos provenientes de atividades industriais há sais minerais, sais de metais pesados, substâncias ácidas e alcalinas, fertilizantes, agrotóxicos, detergentes e adubos sintéticos, além de outros compostos orgânicos.

Esses poluentes são provenientes de diversas indústrias (refinarias, indústrias petrolíferas, de plásticos, de borracha, fábrica de gás, de carvão, destilação de madeiras, alcatrões), agricultura, usos domésticos e indústrias de detergentes.

O uso inadequado de fertilizantes pode provocar o lançamento de quantidades apreciáveis de nitratos (NO_3^-) e fosfatos (PO_4^{3-}) em um corpo d'água, arrastados pela água da chuva. Esses íons servem de alimento para bactérias aeróbias presentes na água. O excessivo aumento desses microrganismos gera um grande consumo de oxigênio dissolvido na água o que pode provocar a morte dos seres vivos marinhos.

Os agrotóxicos são substâncias químicas utilizadas no controle de doenças de plantas, de pragas animais e vegetais. O seu uso inadequado acarreta seu acúmulo nos vegetais que serão consumidos. Os peixes são sensíveis às ações dessas substâncias quando elas são levadas pela chuva a um corpo d'água.

Detergentes são substâncias orgânicas utilizadas para reduzir a tensão superficial da água, o que facilita o contato com os objetos que devem ser limpos. As grandes moléculas presentes no detergente ficam entre as moléculas de água e diminuem a atração entre elas. Eles são agentes emulsionantes (surfactantes), ou seja, possibilitam a preparação de misturas estáveis e homogêneas de líquidos imiscíveis, tais como água e óleo de cozinha, pois suas moléculas possuem uma parte polar, que atrai a água, e outra apolar, que atrai a substância apolar, como o óleo.

Os detergentes foram bastante consumidos em indústrias e residências nas décadas de 50 e 60, o que provocou a formação de enormes quantidades de espuma em rios. Tal fato chegou a impedir a navegação fluvial. Esses

produtos são muito mais tóxicos para peixes do que para os seres humanos. Após os incidentes ocorridos com esses materiais na década de 60, passou-se a produzir os detergentes biodegradáveis.

Os resíduos orgânicos provenientes das indústrias têxteis, alimentares (destilarias, fábricas de cerveja, de conservas, de açúcar, matadouros), de celulose (serrarias, fábricas de papel), curtumes e esgotos urbanos são materiais que podem sofrer fermentação, ocasionando a presença de microrganismos patogênicos na água.

A poluição radioativa é proveniente das indústrias, hospitais, testes nucleares, agricultura, obtenção de energia nuclear, acidentes radiológicos e acidentes nucleares.

Pessoas submetidas à radiação podem ter sérios problemas de saúde. Pequena quantidade de radiação pode causar náuseas e vômitos, mas uma exposição maior pode afetar órgãos do corpo, provocando queda de cabelo, lesões, tumores, mutações genéticas, leucemia, morte.

O despejo de água de refrigeração, provenientes de usinas térmicas, nucleares, refinarias e outras indústrias, que eleva a temperatura dos rios é um problema ambiental, pois a água sai bastante quente, afetando a vida no rio. A poluição térmica das águas diminui o oxigênio dissolvido e constitui uma ameaça à vida aquática.

Tratamento de águas para abastecimento público

A água é indispensável à vida humana, pois a utilizamos para saciar nossa sede, preparar os alimentos, realizar a higiene pessoal e doméstica. Ela é fundamental para a agricultura e é utilizada em grandes quantidades para diversos objetivos pelas indústrias.

A água própria para se beber é denominada água potável. Não precisa ser pura, mas é necessário que ela esteja límpida, não pode conter terra nem outros materiais em suspensão, pode conter somente vestígios de sais em solução, que lhe conferem algum sabor (diferente da água destilada), precisa estar aerada, ou seja, conter um pouco de ar dissolvido, não deve possuir microrganismos que possam causar doenças.

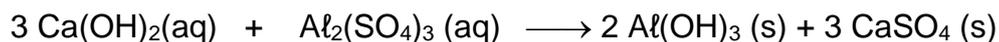
Rios e lagos são as maiores fontes de água potável para consumo humano, porém não podemos beber água direto dessas fontes, pois há uma crescente poluição desses recursos. Nos dias de hoje, a maior parte da água que bebemos precisa de um tratamento prévio que remova impurezas, tornando a água adequada para consumo.

A água contaminada também é responsável por inúmeras doenças devido à presença de microrganismos, e seu tratamento e desinfecção é importante para a maior expectativa de vida da população.

O tratamento de água para abastecimento público é realizado em Estações de Tratamento de Água (ETA) e é dividida em etapas.

Inicialmente, a água é captada através de bombas, de rios ou represas, e é conduzida para a ETA, onde inicialmente ocorre a remoção de contaminantes maiores, como galhos, troncos, folhas de árvore, peixes, etc, por um sistema de grades.

Logo na entrada da ETA, há aplicação de substâncias químicas, como sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$) e hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$). Essas substâncias reagem, produzindo sulfato de cálcio ($CaSO_4$) e uma substância gelatinosa, o hidróxido de alumínio - $Al(OH)_3$, que atrai as impurezas presentes e forma flocos, fenômeno denominado **floculação**. A equação química que representa tal reação é a seguinte:



A água é conduzida para o tanque de **decantação** para os flocos se depositarem no fundo juntamente com as impurezas, formando uma espécie de lodo, que é removido pelo fundo do tanque.

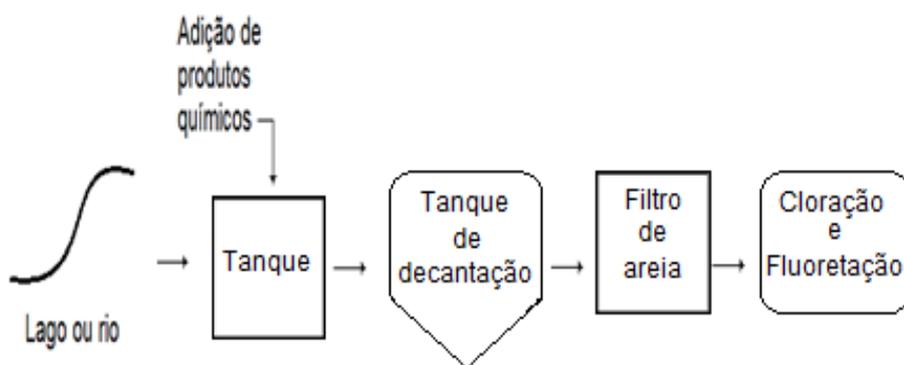
Conforme a necessidade, ao invés de se fazer decantação, pode-se realizar a **flotação**, que consiste em injetar bolhas de ar que se aderem aos flocos ou partículas em suspensão, provocando a sua ascensão até a superfície do flotor de onde são removidas.

A água menos suja é recolhida por canaletas e enviada para a **filtração**. Filtros de carvão, cascalhos e a areia são utilizados para reter as sujeiras restantes não removidas no processo anterior.

Na etapa seguinte é feita a desinfecção da água, com adição de compostos de cloro (**cloração**), para a remoção de micro-organismos patogênicos presentes na água.

Antes de ser encaminhada para as residências, a água pode passar por um processo denominado **fluoretação**, onde é adicionado flúor, cujo objetivo é diminuir o índice de cárie na população .

Após esses processos, a água apresenta certo grau de acidez, sendo necessária a adição de óxido de cálcio (CaO), um óxido básico, para aumentar o pH do líquido. Esta correção de pH protege as tubulações que conduzem a água tratada seu destino final, evitando sua corrosão.



Marcelo Pinheiro

Esquema simplificado de estação de tratamento de água para abastecimento público.

Quando a água está muito contaminada, podem ser introduzidos outros processos de tratamento, como o emprego de filtros de carvão ativo para a remoção de componentes que dão gosto ou odor desagradável à água.

Atualmente, os processos apresentados são empregados na grande maioria das cidades brasileiras, garantindo água potável para abastecimento público. Entretanto, o contínuo aumento da população, o crescente descarte inadequado de efluentes industriais e esgoto doméstico e o lançamento de lixo nas margens dos rios e lagos tem contribuído para piorar a qualidade da água captada para tratamento.

Águas para reuso

A água de reuso é aquela resultante de alguma aplicação cuja qualidade está dentro dos padrões estabelecidos para sua reutilização, porém é uma água contaminada, não servindo para consumo. Essa água pode passar ou não por um processo de tratamento para poder ser reutilizada.

Esse tipo de água pode ter aplicações importantes, tais como:

- lavagem de ruas, pátios e veículos;
- irrigação;
- geração de energia;
- combate a incêndios;
- refrigeração de equipamentos.

A vantagem de se reutilizar a água contaminada é economizar água potável, que por sua vez passa a ter uso exclusivo para abastecimento e consumo da população. Dessa forma, reduz-se a quantidade de esgoto produzido e diminui os custos inerentes ao consumo de água potável e aos processos de tratamento de águas para abastecimento público.

QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 10

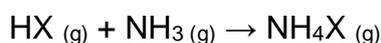
Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no site do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2016) Para lavar e refrescar o ambiente, que estava a 40°C, uma pessoa resolveu jogar água sobre um piso de granito. Ela observou que o líquido se concentrou em algumas regiões, molhando parcialmente a superfície. Ao adicionar detergente sobre essa água, a pessoa verificou que o líquido se espalhou e deixou o piso totalmente molhado.

A molhabilidade da superfície foi melhorada em função da:

- A) solubilidade do detergente em água ser alta.
- B) tensão superficial da água ter sido reduzida.
- C) pressão de vapor da água ter sido diminuída.
- D) densidade da solução ser maior que a da água.
- E) viscosidade da solução ser menor que a da água.

2. (Enem 2017) Partículas microscópicas existentes na atmosfera funcionam como núcleos de condensação de vapor de água que, sob condições adequadas de temperatura e pressão, propiciam a formação das nuvens e conseqüentemente das chuvas. No ar atmosférico, tais partículas são formadas pela reação de ácidos (HX) com base NH₃, de forma natural ou antropogênica, dando origem a sais de amônio (NH₄X), de acordo com a equação química genérica:



(FELIX, E.P.; CARDOSO, A, A, Fatores ambientais que afetam a precipitação úmida. Química Nova na Escola, n. 21, maio 2005 - adaptado)

A fixação de moléculas de vapor de água pelos núcleos de condensação ocorre por:

- A) ligações iônicas.
- B) interações dipolo-dipolo.
- C) interações dipolo-dipolo induzido.
- D) interações íon-dipolo.
- E) ligações covalentes.

3. (Enem 2018) Em derramamentos de óleo no mar, os produtos conhecidos como “dispersantes” são usados para reduzir a tensão superficial do petróleo derramado, permitindo que o vento e as ondas “quebrem” a mancha em gotículas microscópicas. Estas são dispersadas pela água do mar antes que a mancha de petróleo atinja a costa. Na tentativa de fazer uma reprodução do efeito desse produto em casa, um estudante prepara um recipiente contendo água e gotas de óleo de soja. Há disponível apenas azeite, vinagre, detergente, água sanitária e sal de cozinha.

Qual dos materiais disponíveis provoca uma ação semelhante à situação descrita?

- A) Azeite.
- B) Vinagre.

- C) Detergente.
- D) Água sanitária.
- E) Sal de cozinha.

4. (Enem 1999) Segundo o poeta Carlos Drummond de Andrade, a "água é um projeto de viver". Nada mais correto, se levarmos em conta que toda água com que convivemos carrega, além do puro e simples H_2O , muitas outras substâncias nela dissolvidas ou em suspensão. Assim, o ciclo da água, além da própria água, também promove o transporte e a redistribuição de um grande conjunto de substâncias relacionadas à dinâmica da vida.

No ciclo da água, a evaporação é um processo muito especial, já que apenas moléculas de H_2O passam para o estado gasoso. Desse ponto de vista, uma das consequências da evaporação pode ser

- A) a formação da chuva ácida, em regiões poluídas, a partir de quantidades muito pequenas de substâncias ácidas evaporadas juntamente com a água.
- B) a perda de sais minerais, no solo, que são evaporados juntamente com a água.
- C) o aumento, nos campos irrigados, da concentração de sais minerais na água presente no solo.
- D) a perda, nas plantas, de substâncias indispensáveis à manutenção da vida vegetal, por meio da respiração.
- E) a diminuição, nos oceanos, da salinidade das camadas de água mais próximas da superfície.

5. (Enem 2000) No Brasil, mais de 66 milhões de pessoas beneficiam-se hoje do abastecimento de água fluoretada, medida que vem reduzindo, em cerca de 50%, a incidência de cáries. Ocorre, entretanto, que profissionais da saúde muitas vezes prescrevem flúor oral ou complexos vitamínicos com flúor para crianças ou gestantes, levando à ingestão exagerada da substância. O mesmo ocorre com o uso abusivo de algumas marcas de água mineral que contêm flúor. O excesso de flúor - fluorose - nos dentes pode ocasionar desde efeitos estéticos até defeitos estruturais graves. Foram registrados casos de fluorose tanto em cidades com água fluoretada pelos poderes públicos como em outras, abastecidas por lençóis freáticos que naturalmente contêm flúor.

(Adaptado da *Revista da Associação Paulista de Cirurgiões Dentistas* - APCD, vol. 53, nº.1, jan./fev. 1999)

Com base nesse texto, são feitas as afirmações abaixo.

- I. A fluoretação da água é importante para a manutenção do esmalte dentário, porém não pode ser excessiva.
- II. Os lençóis freáticos citados contêm compostos de flúor, em concentrações superiores às existentes na água tratada.
- III. As pessoas que adquiriram fluorose podem ter utilizado outras fontes de flúor além da água de abastecimento público, como, por exemplo, cremes dentais e vitaminas com flúor.

Pode-se afirmar que, apenas:

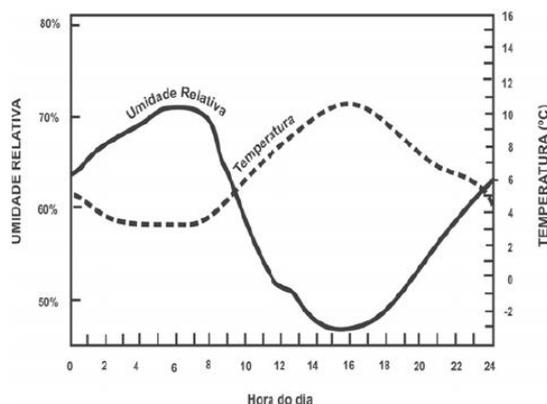
- A) I é correta.
- B) II é correta.
- C) III é correta.
- D) I e III são corretas.
- E) II e III são corretas.

6. (Enem 2000) Determinada Estação trata cerca de 30.000 litros de água por segundo. Para evitar riscos de fluorose, a concentração máxima de fluoretos nessa água não deve exceder a cerca de 1,5 miligrama por litro de água. A quantidade máxima dessa espécie química que pode ser utilizada com segurança, no volume de água tratada em uma hora, nessa Estação, é:

- A) 1,5 kg.
- B) 4,5 kg.
- C) 96 kg.
- D) 124 kg.
- E) 162 kg.

7. (Enem 2009) Umidade relativa do ar é o termo usado para descrever a quantidade de vapor de água contido na atmosfera. Ela é definida pela razão entre o conteúdo real de umidade de uma parcela de ar e a quantidade de umidade que a mesma parcela de ar pode armazenar na mesma temperatura e pressão quando está saturada de vapor, isto é, com 100% de umidade relativa.

O gráfico representa a relação entre a umidade relativa do ar e sua temperatura ao longo de um período de 24 horas em um determinado local.



Considerando-se as informações do texto e do gráfico, conclui-se que

- A) a insolação é um fator que provoca variação da umidade relativa do ar.
- B) o ar vai adquirindo maior quantidade de vapor de água à medida que se aquece.
- C) a presença de umidade relativa do ar é diretamente proporcional à temperatura do ar.
- D) a umidade relativa do ar indica, em termos absolutos, a quantidade de vapor de água existente na atmosfera.
- E) a variação da umidade do ar se verifica no verão, e não no inverno, quando as temperaturas permanecem baixas.

8. (Enem 2009) Nos últimos 60 anos, a população mundial duplicou, enquanto o consumo de água foi multiplicado por sete. Da água existente no planeta, 97% são de água salgada (mares e oceanos), 2% formam geleiras inacessíveis e apenas 1% corresponde à água doce, armazenada em lençóis subterrâneos, rios e lagos. A poluição pela descarga de resíduos municipais e industriais,

combinada com a exploração excessiva dos recursos hídricos disponíveis, ameaça o meio ambiente, comprometendo a disponibilidade de água doce para o abastecimento das populações humanas. Se esse ritmo se mantiver, em alguns anos a água potável tornar-se-á um bem extremamente raro e caro.

MORAES, D.S.L.; JORDÃO, B.O. Degradação de recursos hídricos e seus efeitos sobre a saúde humana. Saúde Pública. São Paulo. v. 36. n. 3. Jun. 2002 (adaptado).

Considerando o texto, uma proposta viável para conservar o meio ambiente e a água doce seria

- A) fazer uso exclusivo da água subterrânea, pois ela pouco interfere na quantidade de água dos rios.
- B) desviar a água dos mares para os rios e lagos, de maneira a aumentar o volume de água doce nos pontos de captação.
- C) promover a adaptação das populações humanas ao consumo da água do mar, diminuindo assim a demanda sobre a água doce.
- D) reduzir a poluição e a exploração dos recursos naturais, otimizar o uso da água potável e aumentar captação da água da chuva.
- E) realizar a descarga dos resíduos municipais e industriais diretamente nos mares, de maneira a não afetar a água doce disponível.

9. (Enem 2007) De acordo com a legislação brasileira, são tipos de água engarrafada que podem ser vendidos no comércio para o consumo humano:

- água mineral: água que, proveniente de fontes naturais ou captada artificialmente, possui composição química ou propriedades físicas ou físico-químicas específicas, com características que lhe conferem ação medicamentosa;
- água potável de mesa: água que, proveniente de fontes naturais ou captada artificialmente, possui características que a tornam adequada ao consumo humano;
- água purificada adicionada de sais: água produzida artificialmente por meio da adição à água potável de sais de uso permitido, podendo ser gaseificada.

Com base nessas informações, conclui-se que:

- A) os três tipos de água descritos na legislação são potáveis.
- B) toda água engarrafada vendida no comércio é água mineral.
- C) água purificada adicionada de sais é um produto natural encontrado em algumas fontes específicas.
- D) a água potável de mesa é adequada para o consumo humano porque apresenta extensa flora bacteriana.
- E) a legislação brasileira reconhece que todos os tipos de água têm ação medicamentosa.

10. (Enem 1998) Segue abaixo um trecho de uma matéria da revista “Superinteressante”, que descreve um hábito de um morador de Barcelona

(Espanha), relacionando-o com o consumo de energia e efeitos sobre o ambiente.

“Apenas no banho matinal, por exemplo, um cidadão utiliza cerca de 50 litros de água, que depois terá que ser tratada. Além disso, a água é aquecida consumindo 1,5 quilowatt-hora (cerca de 1,3 milhões de calorias), e para gerar essa energia foi preciso perturbar o ambiente de alguma maneira....”

O trecho faz referência ao tratamento necessário à água resultante de um banho. As afirmações abaixo dizem respeito a tratamentos e destinos dessa água. Entre elas, a mais plausível é a de que a água:

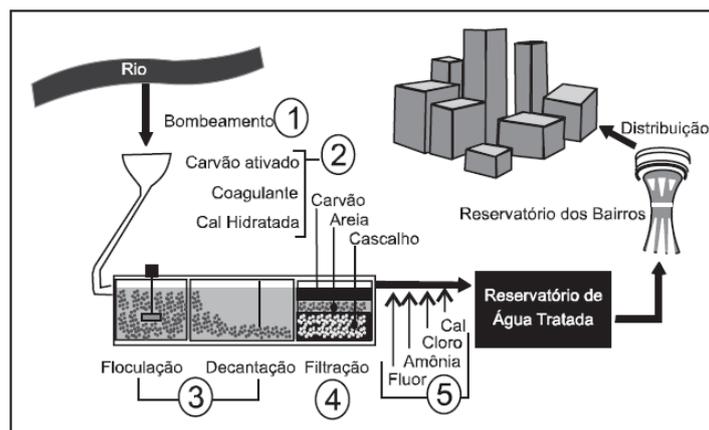
- A) passa por peneiração, cloração, floculação, filtração e pós-cloração, e é canalizada para os rios.
- B) passa por cloração e destilação, sendo devolvida aos consumidores em condições adequadas para ser ingerida.
- C) é fervida e clorada em reservatórios, onde fica armazenada por algum tempo antes de retornar aos consumidores.
- D) passa por decantação, filtração, cloração e, em alguns casos, por fluoretação, retornando aos consumidores.
- E) não pode ser tratada devido à presença do sabão, por isso é canalizada e despejada em rios.

11. (Enem 1999) Em nosso planeta a quantidade de água está estimada em $1,36 \times 10^6$ trilhões de toneladas. Desse total, calcula-se que cerca de 95% são

de água salgada e dos 5% restantes, quase a metade está retida nos polos e geleiras. O uso de água do mar para obtenção de água potável ainda não é realidade em larga escala. Isso porque, entre outras razões:

- A) o custo dos processos tecnológicos de dessalinização é muito alto.
- B) não se sabe como separar adequadamente os sais nela dissolvidos.
- C) comprometeria muito a vida aquática dos oceanos.
- D) a água do mar possui materiais irremovíveis.
- E) a água salgada do mar tem temperatura de ebulição alta.

12. (Enem 2009) Na atual estrutura social, o abastecimento de água tratada desempenha um papel fundamental para a prevenção de doenças. Entretanto, a população mais carente é a que mais sofre com a falta de água tratada, em geral, pela falta de estações de tratamento capazes de fornecer o volume de água necessário para o abastecimento ou pela falta de distribuição dessa água.



Disponível em: <http://www.sanasa.com.br>. Acesso em: 27 jun. 2008 (adaptado).

No sistema de tratamento de água apresentado na figura, a remoção do odor e a desinfecção da água coletada ocorrem, respectivamente, nas etapas

- A) 1 e 3.
- B) 1 e 5.
- C) 2 e 4.
- D) 2 e 5.
- E) 3 e 4.

13. (Enem 2011) Belém é cercada por 39 ilhas, e suas populações convivem com ameaças de doenças. O motivo, apontado por especialistas, é a poluição da água do rio, principal fonte de sobrevivência dos ribeirinhos. A diarreia é frequente nas crianças e ocorre como consequência da falta de saneamento básico, já que a população não tem acesso à água de boa qualidade. Como não há água potável, a alternativa é consumir a do rio.

O Liberal. 8 jul. 2008. Disponível em: <http://www.oliberal.com.br>.

O procedimento adequado para tratar a água dos rios, a fim de atenuar os problemas de saúde causados por microrganismos a essas populações ribeirinhas é a

- A) filtração.
- B) cloração.
- C) coagulação.
- D) fluoretação.
- E) decantação.

14. (Enem 2013) Entre as substâncias usadas para o tratamento de água está o sulfato de alumínio que, em meio alcalino, forma partículas em suspensão na água, às quais as impurezas presentes no meio aderem.

O método de separação comumente usado para retirar o sulfato de alumínio com as impurezas aderidas é a

- A) flotação.
- B) levigação.
- C) ventilação.
- D) peneiração.
- E) centrifugação.

15. (Enem 2015) Um grupo de pesquisadores desenvolveu um método simples, barato e eficaz de remoção de petróleo contaminante na água, que utiliza um plástico produzido a partir do líquido da castanha de caju (LCC).

A composição química do LCC é muito parecida com a do petróleo e suas moléculas, por suas características, interagem formando agregados com o petróleo. Para retirar os agregados da água, os pesquisadores misturam ao LCC nanopartículas magnéticas.

(KIFFER, D. Novo método par remoção de petróleo usa óleo de mamona e castanha-de-caju. Disponível em: www.faperj.br. Acesso em: 31 jul. 2012)

Essa técnica considera dois processos de separação de misturas, sendo eles, respectivamente,

- A) flotação e decantação
- B) decomposição e centrifugação.
- C) floculação e separação magnética.
- D) destilação fracionada e peneiração.
- E) dissolução fracionada e magnetização.

16. (Enem 2002) Segundo uma organização mundial de estudos ambientais, em 2025, “duas de cada três pessoas viverão situações de carência de água, caso não haja mudanças no padrão atual de consumo do produto.”

Uma alternativa adequada e viável para prevenir a escassez, considerando-se a disponibilidade global, seria

- A) desenvolver processos de reutilização da água.
- B) explorar leitos de água subterrânea.
- C) ampliar a oferta de água, captando-a em outros rios.
- D) captar águas pluviais.
- E) importar água doce de outros estados.

17. (Enem 2003) A falta de água doce no Planeta será, possivelmente, um dos mais graves problemas deste século. Prevê-se que, nos próximos vinte anos, a quantidade de água doce disponível para cada habitante será drasticamente reduzida. Por meio de seus diferentes usos e consumos, as atividades humanas interferem no ciclo da água, alterando:

- A) a quantidade total, mas não a qualidade da água disponível no Planeta.

- B) a qualidade da água e sua quantidade disponível para o consumo das populações.
- C) a qualidade da água disponível, apenas no subsolo terrestre.
- D) apenas a disponibilidade de água superficial existente nos rios e lagos.
- E) o regime de chuvas, mas não a quantidade de água disponível no Planeta.

18. (Enem 2003) Considerando os custos e a importância da preservação dos recursos hídricos, uma indústria decidiu purificar parte da água que consome para reutilizá-la no processo industrial. De uma perspectiva econômica e ambiental, a iniciativa é importante porque esse processo:

- A) permite que toda água seja devolvida limpa aos mananciais.
- B) diminui a quantidade de água adquirida e comprometida pelo uso industrial.
- C) reduz o prejuízo ambiental, aumentando o consumo de água.
- D) torna menor a evaporação da água e mantém o ciclo hidrológico inalterado.
- E) recupera o rio onde são lançadas as águas utilizadas.

19. (Enem 2003) Visando adotar um sistema de reutilização de água, uma indústria testou cinco sistemas com diferentes fluxos de entrada de água suja e fluxos de saída de água purificada.

	Sistema I	Sistema II	Sistema III	Sistema IV	Sistema V
Fluxo de entrada (água suja)	45 L/h	40 L/h	40 L/h	20 L/h	20 L/h
Fluxo de saída (água purificada)	15 L/h	10 L/h	5 L/h	10 L/h	5 L/h

Supondo que o custo por litro de água purificada seja o mesmo, obtém-se maior eficiência na purificação por meio do sistema:

- A) I
- B) II
- C) III
- D) IV
- E) V

20. (Enem 2004) A necessidade de água tem tornado cada vez mais importante a reutilização planejada desse recurso. Entretanto, os processos de tratamento de águas para seu reaproveitamento nem sempre as tornam potáveis, o que leva a restrições em sua utilização. Assim, dentre os possíveis empregos para a denominada “água de reuso”, recomenda-se:

- A) o uso doméstico, para preparo de alimentos.
- B) o uso em laboratórios, para a produção de fármacos.
- C) o abastecimento de reservatórios e mananciais.
- D) o uso individual, para banho e higiene pessoal.
- E) o uso urbano, para lavagem de ruas e áreas públicas.

RESOLUÇÕES DAS QUESTÕES DO ENEM

Unidade 3

1. B

A energia fornecida pela chama do fogo é absorvida pelos elétrons do sódio que saltam para posteriores e, ao retornarem para camadas mais internas, eles liberam energia sob a forma de luz (fóton de luz) amarela.

2. E

Com o avanço tecnológico, é praticamente impossível proibir o uso de materiais radioativos e tóxicos. É mais adequado esclarecer a população e os usuários de materiais radioativos sobre a manipulação correta e o controle desses materiais.

3. E

O gráfico informa que a amostra reduziu de 1kg para 0,5kg em 1620 anos. Logo, a amostra de rádio-226 diminui a sua massa pela metade a cada intervalo de 1.620 anos devido à desintegração radioativa, então a sua meia vida é igual a 1620 anos.

4. D

Observe no gráfico que para o elemento de número atômico 50, pode haver isótopos com 62 nêutrons até 74 nêutrons, ou seja entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons.

5. A

A irradiação do material médico não o torna radioativo.

6. D

A partir da injeção de glicose marcada com esse nuclídeo, o tempo de aquisição de uma imagem de tomografia é cinco meias-vidas, então:

Tempo	0	1T	2T	3T	4T	5T
Massa (g)	1,00	0,50	0,25	0,125	0,0625	0,03125

A massa de 0,03125g equivale a 31,25 mg \cong 31,3mg

7. C

O processo que ocorre na detonação de uma bomba nuclear é a fissão nuclear, em que átomos massivos, como os de urânio são bombardeados por nêutrons. Esses átomos se dividem em outros átomos e liberam nêutrons que atacam outros átomos de urânio, produzindo uma reação em cadeia sem controle.

8. A

Nas camadas superiores da atmosfera, são formados os isótopos de carbono-14 (^{14}C) pelo bombardeio de isótopos de nitrogênio-14 (^{14}N) por nêutrons cósmicos. Esses isótopos de ^{14}C são absorvidos pelos seres vivos através da alimentação ou do gás carbônico. Como a velocidade de formação de ^{14}C na atmosfera é igual à sua velocidade de desintegração, sua concentração fica praticamente constante nos seres vivos e no planeta.

Com a morte, não há mais a absorção do carbono-14, ocorrendo apenas a sua desintegração. Sabendo-se sua quantidade antes da morte e a meia-vida do ^{14}C , é possível determinar a idade dos fósseis.

9. C

Uma amostra de 30g de um ser em vida, emite $15 \times 30 = 450$ partículas beta por minuto. Em uma hora, ele emite $450 \times 60 = 27000$ partículas beta. Como o fóssil estava emitindo 6750 partículas beta por hora, pode-se calcular a idade do fóssil construindo uma tabela, em que as emissões reduzem a metade a cada 5730 anos:

Tempo (anos)	0	5730	11460
Emissões (beta/h)	27000	13500	6750

Conforme os dados da tabela, a amostra passou a emitir 6750 partículas beta por hora em 11460 anos.

10. D

Considerando os três principais estados físicos, sólido, líquido e gasoso, as mudanças que ocorrem entre eles estão associadas às alterações na forma de agregação (estrutura espacial) das partículas do material.

11. C

O texto cita a transformação em que a água passa do estado líquido para o estado gasoso lentamente sob influência do calor do sol. Essa transformação é denominada evaporação.

12. B

As substâncias que possuem temperatura de fusão menor que 25°C e temperatura de ebulição acima de 25°C estão no estado líquido nessa temperatura. Conforme a tabela da questão, os combustíveis etanol, metanol e octano possuem essas características, portanto são líquidos na temperatura de 25°C .

13. E

A afirmativa I está incorreta porque, em geral, a densidade diminui com o aumento da temperatura. Então, na hora mais quente do dia, a densidade do combustível é menor, ou seja, o consumidor estaria comprando menos massa por litro de combustível.

A afirmativa II está correta, pois numa temperatura mais baixa a densidade do combustível é menor.

A afirmativa III está correta, pois a variação na temperatura altera apenas o volume ocupado pelo combustível e não a sua massa.

14. A

Quanto maior é a altitude, menor é a quantidade de ar presente. Em consequência há menor quantidade de gás oxigênio disponível e menor é a pressão exercida pelo ar.

Em La Paz a altitude é maior que as das cidades brasileiras, portanto nessa cidade a pressão atmosférica é menor, assim como a concentração de gás oxigênio.

15. D

As bolas devem ter densidades diferentes de forma que a amostra de álcool seja menos densa que a bola clara(de maior densidade) e mais densa que bola escura(de menor densidade). Se a amostra de álcool ficar abaixo das duas bolas(amostra 1), sua densidade é maior do que $0,811\text{g/cm}^3$. Ao contrário, se a amostra ficar acima das bolas (amostra 3), significa que a sua densidade é menor do que $0,805\text{g/cm}^3$.

Unidade 4

1. C

A similaridade das propriedades químicas e físicas dos elementos determinam o grupo na tabela periódica, ou seja, elementos de uma mesma família ou grupo da tabela periódica possuem propriedades químicas e físicas semelhantes.

2. C

Os raios dos cátions Ca^{2+} (100pm) e Cd^{2+} (103pm) são próximos e suas cargas são iguais. Como o Cd^{2+} possui raio e carga relativamente próximos aos de íons metálicos que atuam nos processos biológicos, ele é tóxico, pois causa interferência nesses processos.

3. C

O flúor por apresentar elevada tendência a atrair elétrons (propriedade periódica eletronegatividade mais elevada, da Tabela periódica), favorece atração do (s) elétron (s) do xenônio (mesmo sendo um gás nobre).

Unidade 5

1. C

Os óleos vegetais possuem valores de densidade menores que os da água. Portanto, quando ocorre contaminação de um curso d'água, o óleo fica sobre a água, formando uma película superficial.

2. C

O uso de ímã para retirar materiais metálicos de uma mistura é um processo denominado imantação ou **separação magnética**. O ato de esmagar a cana possibilita a **extração** do caldo. Posteriormente o caldo passa por **filtração** para remoção de sólidos.

3. C

A questão aborda no texto a formação de aglomerados com o petróleo e o LCC (composição parecida com a do petróleo). Este processo é denominado floculação já que os aglomerados, também chamados de flocos, possuem massa maior e são mais facilmente separados. A ajuda na separação ocorreu com a adição de nanopartículas magnéticas num processo chamado de separação magnética ou imantação.

4. C

A questão trata de separação de misturas, que nesse caso é uma mistura heterogênea. O vapor d'água solubiliza os compostos presentes nas folhas de

capim-cidreira e eucalipto, provendo dessa forma uma extração desses compostos e levando-os para a sauna.

5. B

De acordo com a questão, a presença de sais de ferro leva à deposição (precipitação) do arsênio e com isso a remoção pode ser realizada pelo processo de filtração.

6. A

A centrífuga é um equipamento utilizado para acelerar o processo de decantação para separar uma mistura heterogênea por diferença de densidades.

Unidade 6

1. A

O hidróxido de sódio (NaOH), substância mencionada no texto, é altamente higroscópica, ou seja, absorve água do ambiente no qual está. Por este fato, embora apresente aspecto de "derretido" (fundido), o que ocorre é a absorção de água e conseqüente dissolução do mesmo.

2. D

I) Correta. Gases tóxicos podem ser liberados em processos naturais: esterco, alimentos em decomposição, vulcões etc.

II) Incorreta. O esterco é muito mais útil em sua utilização como adubo do que a poluição causada por ele.

III) Correta. Esterco e alimentos em decomposição podem fazer parte do ciclo natural do enxofre, pois eles contêm enxofre.

3. D

O ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o ácido nítrico (HNO_3) são ácidos fortes, pois a diferença entre o número de átomos de oxigênio e hidrogênio é igual a 2. A ionização desses ácidos produz grande quantidade de íons H^+ , o que confere maior acidez às águas das chuvas.

4. C

A água do mar é fonte de materiais utilizados em nosso cotidiano, tais como os citados na questão. Na água sanitária, o componente ativo é o hipoclorito de sódio (NaClO), no fermento em pó há o bicarbonato de sódio (NaHCO_3) e no soro fisiológico encontra-se o cloreto de sódio (NaCl). Esses componentes ativos são sais.

5. A

Os óxidos de nitrogênio (NO e NO_2) são gases que poluem o ar. Ao serem liberados na atmosfera, estes gases podem produzir o ácido nítrico que é responsável pelo aumento da acidez da chuva.

O monóxido de carbono (CO) é uma substância gasosa muito tóxica produzida pela combustão incompleta de materiais ricos em carbono, como derivados de petróleo, sendo emitido principalmente por veículos automotores.

As afirmativas III e IV estão incorretas porque não há um horário específico para os veículos emitirem óxidos de nitrogênio, eles emitem esses óxidos quando estão em funcionamento, e o ozônio não se difunde para camadas mais baixas da atmosfera nos horários de maior insolação, como pode ser visto no gráfico, muito pelo contrário, há maior concentração de ozônio na atmosfera nesse período.

Unidade 7

1. C

Dentre as opções apresentadas, somente o fenômeno citado na opção C produz novas substâncias. As combustões da palha de cana de açúcar e do etanol são utilizadas para se obter energia, produzindo os poluentes citados no texto.

2. C

A reação da cal virgem (óxido de cálcio – CaO) com a água presente no solo é representada pela equação II: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$.

A reação entre o hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2) com os íons H^+ presentes no solo libera Ca^{2+} e é representada na equação III: $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

3. C

Com a mistura entre água sanitária, amoníaco e sabão em pó, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos. A liberação desses gases produz efervescência, dando a impressão de que a mistura está “fervendo”.

4. A

É importante ler atentamente os rótulos dos produtos para não se utilizar material incorreto e se deve evitar fazer misturas sem se ter uma ideia do resultado final, pois pode ocorrer, por exemplo, a liberação de gases tóxicos.

5. E

Como o ácido é um composto molecular, ao se dissolver em água, ele sofre ionização, que é a formação e separação dos íons.

As bases são compostos iônicos, então ao se dissolverem em água, sofrem dissociação que é apenas a separação dos íons já existentes.

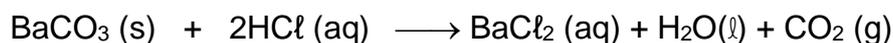
O ácido formado na equação III é o ácido carbônico e o gás liberado na equação II é o dióxido de carbono ou gás carbônico.

6. B

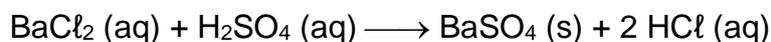
Para eliminar o HCl(g) deve-se utilizar um material bastante alcalino. Dentre as opções, há a água de cal, que é uma solução aquosa de hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2).

7. C

O teste consiste na reação entre o carbonato de bário (BaCO_3) e o ácido clorídrico (HCl). Essa reação produz cloreto de bário (BaCl_2) e ácido carbônico (H_2CO_3). Esse ácido se decompõe em água (H_2O) e gás carbônico (CO_2) segundo a equação:



A adição de ácido sulfúrico à solução aquosa de cloreto de bário, produz um precipitado branco de sulfato de bário segundo a equação:



Portanto, a formação do sólido branco no teste, indica que há carbonato de bário na amostra testada.

8. B

O sal formado na segunda reação é o CaSO_4 , pois no lado esquerdo da equação há 1 átomo de Ca, 1 átomo de S e 4 átomos de O.

Unidade 8

1. B

O IDA do aspartame é 40 mg/kg de massa corporal, logo para uma pessoa com 70 kg:

$$\begin{array}{l} 40\text{mg} \dots\dots\dots 1\text{kg} \\ x \quad \dots\dots\dots 70\text{kg} \end{array}$$

$$x = 2800\text{mg} \quad \therefore x = 2,8\text{g}$$

$$\begin{array}{l} 1\text{mol de aspartame} \dots\dots\dots 294\text{g} \\ y \quad \dots\dots\dots 2,8\text{g} \end{array}$$

$$y = 0,0095 \quad \therefore y = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{mol}$$

2. B

Primeiro devemos transformar a unidade de massa para gramas. Como 1g é igual a 1000mg, devemos dividir por 1000 para transformar 500 mg em gramas, então:

$$500 \text{ mg} = 500 \cdot 10^{-3} \text{g} = 0,5 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de C\u00e1lcio} \dots\dots\dots 40 \text{ g} \dots\dots\dots 6 \cdot 10^{23} \text{ \u00e1tomos de Ca} \\ 0,5 \text{ g} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$x = 0,15 \cdot 10^{23} \quad \therefore x = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ \u00e1tomos de Ca}$$

3. C

O enunciado diz que o processo mais conveniente deve ter o menor teor de enxofre, o que levará a formação de menor teor de SO₂. De acordo com a tabela, a região 3 é a mais adequada.

Com relação a maior quantidade de ferro produzida, as regiões 2 e 3 apresentam valores próximos.

4. B

A massa de sílica em 200 toneladas de minério na região 1 pode ser calculada da seguinte maneira:

$$m = (200 \cdot 0,97) / 100 = 1,94t$$

A relação estequiométrica, segundo o enunciado, é de:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g calcário} \dots\dots\dots 60\text{g de sílica} \\ x \text{ g calcário} \dots\dots\dots 1,94t \text{ de sílica} \end{array}$$

Cálculo da variação: $\frac{1,94}{60} = 0,0323$

$x = 0,0323 \cdot 100 = 3,23t$ de calcário

5. D

Como é solicitada a massa de íons (espécies com carga elétrica) total produzido, teremos que somar as massas de Ca⁺² e de HPO₄⁻².

	$1 \text{ [Ca}_{10}\text{(PO}_4\text{)}_6\text{(OH)}_2\text{]}$	$10 \text{ Ca}^{2+} + 6 \text{ HPO}_4^{2-}$
Dados da equação:	1004g	$10 \times (40) + 6(96) = 976\text{g}$
Dados do enunciado:	1mg	x mg

Cálculo da variação: $\frac{1}{1004} = 9,96 \cdot 10^{-4}$

$x = 9,96 \cdot 10^{-4} \cdot 976,0 = 0,972 \text{ mg de íons totais}$

6. A

A massa de carvão queimada foi de 1 tonelada, ou seja 10^3 kg .

Como a massa de enxofre no carvão é de 1%, tem-se:

Massa de enxofre = 1% de $10^3 \text{ kg} = (1 \cdot 1000) / 100 = 10 \text{ kg de enxofre}$

A proporção da reação dada mostra que cada 32g de enxofre produz 64 g de dióxido de enxofre (1ª reação). E a cada 64 g de dióxido de enxofre requer 74g de hidróxido de cálcio. Assim, podemos estabelecer uma proporção direta entre o enxofre e o hidróxido de cálcio:

	enxofre	hidróxido de cálcio
Dados da equação:	32g	74g
Dados do enunciado:	10kg	x kg

Cálculo da variação: $\frac{10}{32} = 0,3125$

$x = 0,3125 \cdot 74 = 23,1\text{kg}$ de hidróxido de cálcio

7. D

Como são 10.000 toneladas de ácido sulfúrico e a proporção da reação de neutralização é de 1 tonelada de H_2SO_4 para cada 1 tonelada de CaCO_3 , seriam necessárias 10000 toneladas de carbonato de cálcio.

Como o calcário tem 80% apenas de CaCO_3 , tem-se:

$$\begin{array}{ll} 100\text{t de calcário} & \dots\dots\dots 80\text{t de CaCO}_3 \\ x \text{ t de calcário} & \dots\dots\dots 10000\text{t de CaCO}_3 \end{array}$$

Cálculo da variação: $\frac{1000}{80} = 12,5$

$x = 12,5 \cdot 100 = 12500\text{t}$ de calcário

Cálculo do número de caminhões:

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ caminhão} & \dots\dots\dots 30\text{t} \\ y \text{ caminhões} & \dots\dots\dots 12500\text{t} \end{array}$$

$y = 416,67$ caminhões.

O número próximo é **400 caminhões**.

8. C

Na reação química apresentada, verifica-se a liberação de energia sob a forma de luz.

9. D

De acordo com estequiometria da reação, tem-se:

	1 luminol	1 ftalato
Dados da equação:	177g	$164g \cdot \frac{70}{100}$
Dados do enunciado:	54g	x g

Cálculo da variação: $\frac{54}{177} = 0,305$

$x = 0,305 \cdot 164 \cdot \frac{70}{100} = 35,0g$

10. B

De 1 t de minério = 1000kg de minério se extrai 1,5kg de dióxido de urânio, logo o rendimento pode ser calculado da seguinte forma :

1000kg	100%
1,5kg	x %

$x = 0,15 \%$

11. C

Na bateria, o teor de sulfato de chumbo é de 60%. Considerando a massa de 6kg da bateria, tem-se:

Massa de $PbSO_4 = (60 \times 6)/100 = 3,6\text{kg}$

Calculando as massas molares:

$M_{PbSO_4} = 207 + 32 + (16 \times 4) = 303\text{g/mol}$

$M_{PbCO_3} = 207 + 12 + (16 \times 3) = 267\text{g/mol}$

	1 $PbSO_4$	1 $PbCO_3$
Dados da equação:	303g	$267g \cdot \frac{91}{100}$
Dados do enunciado:	3,6kg	x kg

Cálculo da variação: $\frac{3,6}{303} = 0,012$

$x = 0,012 \cdot 267 \cdot \frac{91}{100} = 2,91\text{kg}$

12. D

O teor de CaO no cimento é de 62%, ou seja, a pureza é de 62%.

De acordo com estequiometria da equação química:

	1 CaO	1 CO_2
Dados da equação:	56,0g	44,0g
Dados do enunciado:	$1,0t \cdot \frac{62}{100}$	x t

Cálculo da variação: $\frac{0,62}{56} = 0,0111$

$x = 0,0111 \cdot 44,0 = 0,488t$

O fator de emissão é igual a $\frac{\text{Massa de CO}_2 \text{ emitida}}{\text{Quantidade de material}}$.

Como massa de CO₂ emitida = 0,488 t e quantidade de material = 1t, então:

Fator de emissão = $0,488/1 = 0,488$ ou $4,9 \times 10^{-1}$

13. D

Como o ferro gusa contém 3,3 % de carbono e depois da reação com o oxigênio, restam 0,3% de carbono no aço doce, apenas 3% de carbono se transformam em gás carbônico.

Massa de carbono que irá se transformar em CO₂ = $(3 \cdot 2,5)/100 = 0,075 t$.

Como a massa molar do carbono é 12,0 g/mol e a do gás carbônico (CO₂) é 44,0 g/mol, calcula-se a massa de CO₂ produzida da seguinte forma:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

	1 C	1 CO ₂
Dados da equação:	12,0g	44,0g
Dados do enunciado:	0,075t	x t

Cálculo da variação: $\frac{0,075}{12} = 0,00625$

$x = 0,00625 \cdot 44,0 = 0,275 \text{ t} \therefore x = 275 \text{ kg}$

14. D

Como o problema forneceu informações de dois reagentes, um deles pode estar em excesso. Pela estequiometria da reação pode ser feita a seguinte relação:

	1 CH ₃ Br	1 NaOH	1 CH ₃ OH
Dados da equação:	1.95	40g.	1.32g. $\frac{R}{100}$
Dados do enunciado:	142,5 g	80	32 g

Para se saber qual é o reagente limitante, deve-se dividir o valor da segunda linha pelo valor seu valor na primeira linha, para cada reagente:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{142,5}{95} = 1,5$$

$$\text{NaOH} = \frac{80}{40} = 2,0$$

A variação correta é 1,5 (menor valor), pois o NaOH está em excesso. Então:

$$32 = 1,5 \cdot 32 \cdot \frac{R}{100} \therefore R = 100/1,5 = 66,7\%$$

15. D

Como serão fabricados 900000 comprimidos com 500mg de ácido acetilsalicílico em cada, deverão ser produzidos $900000 \cdot 500 = 450000000\text{mg} = 450\text{kg}$ de ácido acetilsalicílico.

Então, pode ser feita a seguinte relação:

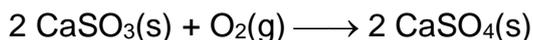
	1 ácido salicílico	1 ácido acetilsalicílico
Dados da equação:	1.138g	$1.180\text{g} \cdot \frac{50}{100} = 90\text{g}$
Dados do enunciado:	x kg	450kg

Cálculo da variação: $\frac{450}{90} = 5,0$

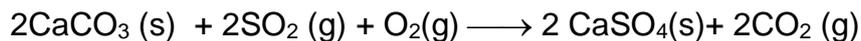
$x = 5,0 \cdot 138 = 690\text{kg}$

16. C

Para equilibrar as equações entre si, basta multiplicar a primeira equação por 2, pois o coeficiente estequiométrico do CaSO_3 (produto da 1ª e reagente da 2ª equação), deve ser o mesmo nas duas equações. Então:



Realizando-se os cancelamentos necessários e somando-se as equações, tem-se a equação global:



A proporção estequiométrica entre o gás retido (SO₂) e o gesso (CaSO₄) é de 2 mol de SO₂ para 2 mol de CaSO₄, o que pode ser simplificado.

Então, pode ser feita a seguinte relação:

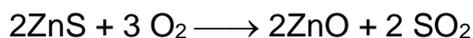
	1 SO ₂	1 CaSO ₄
Dados da equação:	1 mol	1.136g. $\frac{90}{100}$
Dados do enunciado:	1 mol	x g

Como o enunciado solicita a massa de CaSO₄ obtida por mol de SO₂, então:

$$x = 136\text{g} \cdot \frac{90}{100} = \mathbf{122,4\text{g}}$$

17. C

Para equilibrar as equações entre si, basta multiplicar a segunda equação por 2, pois o coeficiente estequiométrico do ZnO (produto da 1ª e reagente da 2ª equação), deve ser o mesmo nas duas equações. Então:



Realizando-se os cancelamentos necessários e somando-se as equações, tem-se a equação global:



Então pode ser feita a seguinte relação:

	1 ZnS	1 Zn
Dados da equação:	1.97g	1.65g. $\frac{80}{100}$
Dados do enunciado:	100kg. $\frac{75}{100}$	x kg

Cálculo da variação: $\frac{75}{97} = 0,077$

$x = 0,77.65. \frac{80}{100} = 40\text{kg}$

Unidade 9

1. B

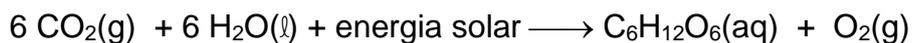
Pelo esquema acima pode-se verificar que a ação dos raios solares sobre uma molécula de CFC libera um átomo de o átomo de cloro (Cl) que por sua vez reage com uma molécula de ozônio(O₃), produzindo em uma molécula de O₂ e outra de ClO. Em seguida, o ClO, reage novamente com oxigênio atômico (O) formando outra molécula de gás oxigênio e liberando o cloro para reiniciar o processo. O cloro é regenerado ao final do processo. Espécies químicas que aceleram a reação sem serem consumidas no processo, são denominadas catalisadores, logo a reação é catalisada por átomos de cloro.

2. A

No desodorante aerossol, há um líquido que no momento em que a válvula é pressionada se transforma em gás. O gás escapa para fora do recipiente levando consigo o líquido do desodorante na forma de névoa. Assim, o gás espalha o desodorante na superfície desejada. O CFC era utilizado como gás propelente, sendo substituído por isobutano, butano e propano, pois eles não reagem com o ozônio.

3. C

O plantio na agricultura promove a fotossíntese, processo em que o gás carbônico (CO₂) é absorvido para a formar matéria orgânica, segundo a equação química:



Essa reação consome gás carbônico diminuindo a sua presença na atmosfera.

4. C

Para a redução da emissão de gás carbônico na atmosfera é necessário que se diminua a queima de combustíveis fósseis e evite o desmatamento, pois a vegetação absorve gás carbônico da atmosfera pelo processo da fotossíntese.

5. D

O uso de combustível fóssil no processo de combustão irá provocar um aumento na quantidade de carbono na atmosfera, devido a liberação de gás carbônico, por exemplo.

6. A

Os efeitos das chuvas ácidas não ocorrem somente nas regiões próximas às fontes emissoras de poluentes, pois o ar circulante conduz os poluentes a outros locais e quanto maior a quantidade de fontes emissoras de poluentes, maior é a área atingida.

7. E

A tabela apresentada na questão informa que, dentre os poluentes apresentados, o SO_2 prejudica a visibilidade na atmosfera. As partículas presentes na atmosfera de Pinheiros, dióxido de enxofre (SO_2), reagem com outras

substâncias presentes no ar ficando suspensas e prejudicando a visibilidade, efeito conhecido como Smog.

8. C

O lixão é um espaço aberto onde é depositado o lixo, e a sua decomposição produz gases poluentes e um líquido escuro e de odor desagradável chamado de chorume. O chorume escorre e se infiltra no solo contaminando os lençóis freáticos. Já o aterro sanitário é um espaço preparado para deposição do lixo, pois o solo é impermeabilizado com materiais inertes. O lixo é depositado e coberto por argila. O chorume é drenado para posterior tratamento e o gás metano é usado para a geração de energia.

9. D

O aterro sanitário ocorre a decomposição da matéria orgânica em gases e chorume, através de dois processos: aeróbio e anaeróbio. Dentre os diversos gases produzidos, podem ser destacados o metano (CH_4), gás carbônico (CO_2) e vapor de água (H_2O). O metano pode então ser coletado e usado para a produção de energia.

10. B

A incineração é um processo de queima de resíduos utilizado como destinação final de lixos hospitalares e resíduos industriais de alta periculosidade. Para ocorrer a queima, usa-se alta temperatura e gás oxigênio em excesso. Os produtos da incineração são cinzas e gases, sendo necessário o uso de filtros nas chaminés para evitar a poluição do meio ambiente.

Unidade 10**1. B**

Os detergentes possuem substâncias que diminuem a tensão superficial da água, ao enfraquecerem as forças de atração entre as moléculas que ficam na superfície da água. Essas moléculas se afastam mais, e o líquido se distribui e umedece o piso de forma mais eficiente.

2. D

Os sais de amônio formados (NH_4X) são compostos iônicos formados pelos íons NH_4^+ e X^- . A água é uma substância polar e as interações que ocorrem entre as moléculas de água e os íons da substância iônica são do tipo íon-dipolo.

3. C

Os detergentes possuem moléculas que em sua estrutura apresentam uma parte polar e outra apolar. Assim as partes apolares dessas moléculas atraem as moléculas de óleo, que são apolares, e as partes polares atraem as moléculas de água, que são polares.

4. C

Somente as moléculas de água evaporam. Logo, proporcionalmente teremos a mesma massa de sais dissolvidos num volume de água menor, ou seja uma concentração de sais maior.

5. D

Estão corretas as afirmativas I e III:

I- A fluoretação previne a cárie, mas seu excesso causa fluorose.

III - O flúor pode ser encontrado em outras fontes, como pasta de dentes e medicamentos.

A afirmativa II está errada porque flúor é adicionado à água tratada, logo há mais flúor na água tratada do que na água de lençol freático.

6. E

1,5mg de fluoretos 1L de água

x mg de fluoretos 30000L de água

$$x = 45000\text{mg de fluoretos}$$

45000mg de fluoretos1 segundo

y mg de fluoretos 3600 segundos

$$y = 162000000\text{mg} \therefore y = \mathbf{162\text{kg de fluoretos}}$$

7. A

Segundo o gráfico, no período de maior insolação (entre 9 e 16 horas) a umidade relativa do ar diminui, no de menor insolação (antes das 6 e após 18 horas), ela aumenta. Ou seja, a insolação interfere na variação da umidade relativa do ar.

8. D

Para conservar o meio ambiente é preciso investir em tecnologias menos poluidoras, com investimentos em processos de reciclagem. É preciso a conscientização da população para um melhor uso da água. A captação de água de chuva pode contribuir para diminuir a retirada de água dos rios para uso doméstico.

9. A

De acordo com o texto, os três tipos de água são adequados para o consumo, portanto, potáveis.

10. D

A ordem correta está de acordo com o que foi abordado no item “tratamento de águas para abastecimento” da parte teórica deste capítulo.

11. A

A justificativa correta para não se obter água potável a partir da água do mar em larga escala é porque dessalinizar água do mar exige tecnologia e investimentos altos, tais como destilação, eletrodialise, osmose reversa.

12. D

A presença do carvão ativado serve para retirar o odor. A adição de cloro é realizada para matar os microrganismos presentes na água causadores de doenças.

13. B

A cloração é o processo utilizado para a desinfecção da água.

14. A

A flotação consiste em separar líquidos de sólidos com microbolhas de ar que arrastam as impurezas em suspensão até a superfície do flotor de onde são removidas.

15. C

No enunciado diz que há formação de agregados ou flocos, processo chamado floculação.

As nanopartículas são magnéticas, logo são atraídas por um ímã, processo conhecido como separação magnética.

16. A

Reutilizar a água minimiza o desperdício, uma medida importante para se prevenir a escassez de água disponível para consumo.

17. B

As atividades humanas interferem na qualidade da água, em função da poluição, e em sua disponibilidade em função do desperdício.

18. B

A reutilização da água significa para a indústria uma redução dos seus custos, aumentando os lucros, pois com o passar do tempo a quantidade de água consumida será muito menor.

19. D

É o único sistema onde o fluxo de água de saída é 50% (metade) do fluxo de entrada ou seja, a maior percentagem de água tratada dentre os valores apresentados pelos outros sistemas.

20. E

Como o enunciado diz, os processos utilizados para reaproveitamento da água nem sempre a tornam potável, logo é mais adequado utilizá-la para lavagem.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- AGENDA 2030 para o desenvolvimento sustentável. Ministério das Relações Exteriores. 9 de jul. de 2019. Disponível em: <<http://www.itamaraty.gov.br/pt-BR/politica-externa/desenvolvimento-sustentavel-e-meio-ambiente/135-agenda-de-desenvolvimento-pos-2015>>. Acesso em 6 de set. de 2019.
- BAST, E. Brasil tem quase 3 mil lixões em 1.600 cidades, diz relatório. G1. 14 de set. de 2018. Disponível em: <<https://g1.globo.com/natureza/noticia/2018/09/14/brasil-tem-quase-3-mil-lixoes-em-1600-cidades-diz-relatorio.ghtml>> Acesso em: 6 de out. de 2019.
- BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. Química geral. V.1. 2 ed. LTC, 1986.
- BRADY, J. E.; SENESE, F. Química – A matéria e suas transformações. Rio de Janeiro. V.1. 5 ed. LTC, 2011.
- BRANCO, S. M. Água – origem, uso e preservação. 2ª ed. Moderna, 2002.
- BRANCO, S. M. Energia e meio ambiente. 2ª ed. Moderna, 2004.
- BRANCO, S. M. O meio ambiente em debate. 3ª ed. Moderna, 2004.
- BRANCO, S. M. e Murgel, Eduardo. Poluição do ar. 2ª ed. Moderna, 2004.

- CHASSOT, A. Para que (m) é útil o nosso ensino de Química. Espaços da Escola, Ijuí: UNIJUÍ, n. 5, p. 43-51, 1992.
- CHASSOT, A.I. Raios X e Radioatividade. *Química Nova na Escola*, n. 2, p. 19-22, 1995.
- CHIAVENATO, J. J. O massacre da natureza. Moderna, 2005.
- CONAMA. Gestão de resíduos perigosos. Resolução CONAMA nº 275 de 2001
Disponível em:
<<http://www.mma.gov.br/port/conama/legiabre.cfm?codlegi=273>>.
Acesso em: 6 de out. de 2019.
- CONTI, J. B. Clima e meio ambiente. 5ª ed. Atual, 1998.
- ENTENDA os riscos do monóxido de carbono, gás que pode ter provocado a morte de seis brasileiros no Chile. G1. 24 de maio de 2019. Disponível em: <<https://g1.globo.com/ciencia-e-saude/noticia/2019/05/24/entenda-os-riscos-do-monoxido-de-carbono-gas-que-pode-ter-provocado-a-morte-de-seis-brasileiros-no-chile.ghtml>>. Acesso em: 11 de ago. de 2019.
- FELLEBERG, G. Introdução aos problemas da poluição ambiental. E.P.U. SPRINGER-EDUSP, 2000.
- FILGUEIRAS, C. A. L. Gilbert Lewis e o centenário da teoria de ligação por par de elétrons. *Quim. Nova*, Vol. 39, No. 10, p. 1262-1268, 2016.

- GIORDAN, M. O papel da experimentação no ensino das Ciências. *Química Nova na Escola*, n. 10, p. 43 - 49, nov. 1999.
- GOMES, R. N; LIMA, P. e S; KURIYAMA, S. N; FIDALGO NETO, A. A. Desenvolvimento da química verde no cenário industrial brasileiro. *Revista Fitos*, p.80-89, 2018. Disponível em: <https://www.arca.fiocruz.br/bitstream/icict/29196/2/rachel_novaes_et_all.pdf>. Acesso em: 20 de out. de 2019.
- HARGREAVES, A. *Educação para mudança*. Ed. Artmed, 2001.
- HELENE, M. E.M. A radioatividade e o lixo nuclear. Scipione. São Paulo, 2002.
- HELENE, M. M. BUENO, M.A.F., GUIMARÃES, M.R.F., NUNES, E. Poluentes atmosféricos. Scipione, 1994.
- LEE, J. D. Química Inorgânica não tão concisa. ed.1. Edgard Blucher, 2003.
- LENARDÃO, E. J., FREITAG, R. A., DABDOUB, M. J., BATISTA, A. C. F. SILVEIRA, C. C. “Green chemistry” – os 12 princípios da química verde e sua inserção nas atividades de ensino e pesquisa. *Química Nova*, Vol. 26, n. 1, p. 123-129, 2003.
- MACHADO, A. H. Pensando e falando sobre fenômenos químicos. *Revista Química Nova na Escola*, n. 12, p. 38-42, nov. 2000.

- MAGOSSO, L. R. BONACELLA, P. Poluição das águas. Moderna, 2000.
- MERÇON, F.; QUADRAT, S.V. A Radioatividade e a História do Tempo Presente. *Química Nova na Escola*, n. 19, p. 27-30, 2004.
- MORTIMER, E.F., MACHADO, A.H., ROMANELI, L.I. A proposta curricular de Química do estado de Minas Gerais: Fundamentos e Pressupostos. *Química Nova*, 23, 2, p. 273-283, 2000.
- MOZETO, A. A. Química atmosférica: a química sobre nossas cabeças. *Química Nova na Escola*. Maio, 2001.
- NEUMANN, F., PAIVA, I. L., ARAÚJO, P., MORAES, P. I. R., LOPES, R. Química verde. Universidade Federal de Juiz de Fora. [s.d.]. Disponível em: <<http://www.ufjf.br/baccan/files/2012/11/Seminario-Quimica-Verde-2S2013.pdf>>. Acesso em: 20 de out. de 2019.
- NOVAIS, V. L. D. Ozônio: aliado e inimigo. 1ª ed. Scipione, 1997.
- O buraco na camada de ozônio está diminuindo, afirma NASA. *Revista Galileu*. 8 de jan. de 2018. Disponível em: <<https://revistagalileu.globo.com/Ciencia/noticia/2018/01/o-buraco-na-camada-de-ozonio-esta-diminuindo-afirma-nasa.html>>. Acesso em: 11 de out. de 2019.
- RIBEIRO, D. Fusão nuclear. *Revista de Ciência Elementar*, vol.2, n.4, p.1-2, 2014. Disponível em: <

https://www.fc.up.pt/pessoas/jfgomes/pdf/vol_2_num_4_109_art_fusaoNuclear.pdf>. Acesso em 17 de ago. de 2019.

- RUSSELL, J. B. Química Geral. V.1. 2 ed. Makron Books, 1994.
- SCARLATO, F. C., PONTIN, J. A., Do Nicho ao Lixo. 16ª ed. Atual, 1992.
- SILVA, R. C. F., SOUZA, V. C. A. investigação das habilidades e competências trazidas nas questões de química do Enem 2009-2017 a partir da análise de conteúdo. Revista Ciências & Ideias, Vol.9, n.3, p.125-139, 2018.
- TRANSFORMANDO nosso mundo: a agenda 2030 para o desenvolvimento sustentável. Nações Unidas Brasil. [s.d.]. Disponível em: <<https://nacoesunidas.org/pos2015/agenda2030/>>. Acesso em 7 de jul. de 2019.
- UCKLO, D. A. Química para as Ciências da Saúde. 2.ed. Manole, 1992.
- VERDÉLIO, A. Governo federal defende prorrogação do prazo da lei que acaba com os lixões. Agência Brasil. 27 de fev. de 2016. Disponível em: <<http://agenciabrasil.ebc.com.br/geral/noticia/2016-02/governo-federal-espera-pela-prorrogacao-do-prazo-da-lei-que-acaba-com-os>>. Acesso em: 6 de out. de 2019.
- ZUCCO, C. Química para um mundo melhor. Química Nova, vol.34, nº.5, São Paulo, 2011.

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

1	2	13	14	15	16	17	18										
1 Hidrogênio 1,0	2 He 4,0	3 Li 7,0	4 Be 9,0	5 Boro 10,8	6 Carbono 12,0	7 Nitrogênio 14,0	8 Oxigênio 16,0	9 Fluor 19,0	10 Neônio 20,0	11 Sódio 23,0	12 Magnésio 24,3	13 Alumínio 27,0	14 Silício 28,1	15 Fósforo 31,0	16 Enxofre 32,0	17 Cloro 35,5	18 Argônio 39,9
19 Potássio 39,1	20 Cálcio 40,0	21 Escândio 45,0	22 Titânio 47,9	23 Vanádio 50,9	24 Cromo 52,0	25 Manganês 54,9	26 Ferro 55,8	27 Cobalto 58,9	28 Níquel 58,7	29 Cobre 63,5	30 Zinco 65,4	31 Gálio 69,7	32 Germânio 72,6	33 Arsênio 74,9	34 Selênio 79,0	35 Bromo 79,9	36 Criptônio 83,8
37 Rubídio 85,5	38 Estrôncio 87,6	39 Ítrio 88,9	40 Zircônio 91,2	41 Níbio 92,9	42 Molibdênio 95,9	43 Técnetio (99)	44 Rútenio 101,0	45 Ródio 102,9	46 Paládio 106,4	47 Prata 107,9	48 Cádmio 112,4	49 Índio 114,8	50 Estanho 118,7	51 Antimônio 121,6	52 Telúrio 127,6	53 Iodo 127,0	54 Xenônio 131,3
55 Césio 132,9	56 Bário 137,3	57-71 Série dos Lantanídeos	72 Háfnio 178,5	73 Tântalo 180,9	74 Volfrâmio 183,9	75 Rênio 186,2	76 Osmio 190,2	77 Írídio 192,2	78 Platina 195,1	79 Ouro 197,0	80 Mercúrio 200,6	81 Tlânio 204,4	82 Chumbo 207,0	83 Bismuto 209,0	84 Polônio (210)	85 Ástato (210)	86 Radônio (222)
87 Frâncio (223)	88 Rádio (226)	89-103 Série dos Actinídeos	104 Rfório (261)	105 Dubnônio (262)	106 Seabórgio (263)	107 Bohrio (264)	108 Háscio (265)	109 Meitnônio (266)	110 Darmádio (269)	111 Roentgênio (272)	112 Copernício (285)	113 Nhônio (284)	114 Uuquívio (285)	115 Moscóvio (288)	116 Livermório (292)	117 Tennesso (294)	118 Oganessônio (294)

Marcelo Pinheiro

Número Atômico	Eletronegatividade
SÍMBOLO	
Nome do Elemento	
Massa Atômica Aproximada	

SÉRIE DOS LANTANÍDIOS

57 Lantânio 138,9	58 Cério 140,1	59 Praseolímio 140,9	60 Neodímio 144,2	61 Prómio 147	62 Samarítio 150,4	63 Európio 152,0	64 Gadolínio 157,3	65 Terbório 158,9	66 Díproso 162,5	67 Hólmio 164,9	68 Érbio 167,3	69 Tulio 168,9	70 Ítrio 173,0	71 Lúteo 174,9
-------------------------	----------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------	--------------------------	------------------------	--------------------------	-------------------------	------------------------	-----------------------	----------------------	----------------------	----------------------	----------------------

SÉRIE DOS ACTINÍDIOS

89 Actínio (227)	90 Tório 232,0	91 Protactínio (231)	92 Uránio 238,0	93 Neptúlio (237)	94 Plutónio (242)	95 Americio (243)	96 Cúrio (247)	97 Bérgório (247)	98 Califórnio (251)	99 Einsteinio (254)	100 Férmio (253)	101 Mendelívio (256)	102 Nobelio (253)	103 Lawrêncio (257)
------------------------	----------------------	----------------------------	-----------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	----------------------	-------------------------	---------------------------	---------------------------	------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------

Ordem Crescente de Energia dos Subníveis : 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p



NEPE

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAp-UERJ

Distribuição gratuita - comercialização proibida