

Maneca Matusse
Margarida Veiga



Química 11.^a Classe



Texto Editores
www.textoeditores.com

f i c h a t é c n i c a

título	Q11 • Química 11.ª Classe
autores	Maneca Matusse • Margarida Veiga
coordenação	Stella Morgadinho
editor	Texto Editores, Lda. – Moçambique
capa	Texto Editores, Lda. – Moçambique imagem: Soluções aquosas com diferentes concentrações
ilustrações	Moisés Utuy
arranjo gráfico	Acbar Khan
paginação	Yolanda Mondlane
impressão e acabamentos	Texto Editores, Lda.



Texto Editores
www.textoeditores.com

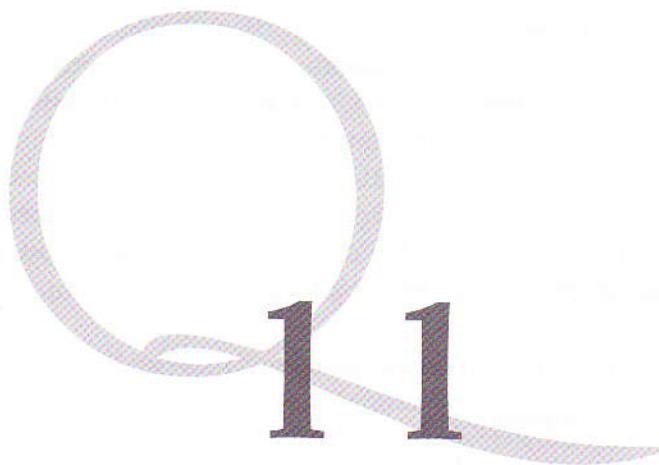
Avenida Julius Nyerere, 46 • Polana • Cimento B • Maputo • Moçambique
Tels. (+258) 21 49 86 48 • 21 49 90 71 Fax: 21 49 86 48
E-mail: info@ME.co.mz

© 2006, Texto Editores, Lda.

Reservados todos os direitos. É proibida a reprodução desta obra por qualquer meio (fotocópia, offset, fotografia, etc.) sem o consentimento escrito da Editora, abrangendo esta proibição o texto, a ilustração e o arranjo gráfico. A violação destas regras será passível de procedimento judicial, de acordo com o estipulado no Código do Direito de Autor. D.L. 4 de 27 de Fevereiro de 2001.

MAPUTO, MAIO DE 2007 • 1.ª EDIÇÃO • REGISTADO NO INLD SOB O NÚMERO: 4669/RLINLD/06

Maneca Matusse
Margarida Veiga



Química 11.º Classe

Prefácio

A intensidade com que a Química tem modificado a nossa vida é evidente um pouco por toda a parte.

Este livro permite a aproximação entre os dois intervenientes do processo de ensino e aprendizagem, o professor e o estudante. O estudante constitui o principal interveniente na aquisição do conhecimento.

O nosso objectivo é o de satisfazer as necessidades básicas dos alunos que, na maioria pela ausência de fontes, não têm aprofundado o saber no campo da Química. Por isso, os conteúdos são tratados de forma elementar e concisa, de modo a permitir uma aprendizagem clara e com frutos a longo prazo.

Os conteúdos do livro encontram-se subdivididos em sete capítulos, a saber:

- Conceitos Fundamentais
- Estrutura Atómica
- Lei e o Sistema Periódico dos Elementos. Tabela Periódica
- Ligação Química
- Funções Inorgânicas
- Soluções
- Termoquímica

Na elaboração do presente manual tivemos em consideração os conteúdos programáticos preconizados no sistema nacional de Educação para o 2.º Ciclo de Ensino Secundário Geral.

Programa da 11.ª classe

Unidade 1 • Conceitos Fundamentais

- A Química. As ciências. O método científico. Propriedades das substâncias.
- Estados físicos da matéria e fenómenos físicos e químicos.
- Matéria. Classificação da matéria. Substância pura (simples e composta).
- Métodos de separação de misturas. Misturas de Fe e S; composto FeS (como experiência).
- Linguagem química (símbolos e fórmulas).
- Reacção química e equação química.
- Classificação das reacções químicas. Reacções de síntese, de análise e de deslocamento.
- Relações quantitativas.
- Massa atómica e molecular, unidade massa atómica (uma).
- Mole. Massa molar. Lei de Avogadro. Volume molar de uma substância gasosa.
- Cálculos estequiométricos. Lei da conservação da massa e da proporção fixa.
- Sistematização.

Unidade 2 • Estrutura Atómica

- Da teoria atómica de Dalton à teoria moderna do átomo. Radioactividade. Ensaio de Rutherford.
- Partículas fundamentais do átomo. Número atómico (Z), número de massa (A). Isótopos, Isóbaros e Isótonos. Massa isotópica. Energia de ionização. Ião.
- Estrutura electrónica como determinante das propriedades químicas. Modelo de Bohr.
- Níveis de energia. Subníveis s, p, d, f , com base na mecânica quântica. Nuvem electrónica.
- Distribuição dos electrões pelos vários subníveis de energia.

Unidade 3 • Lei e o Sistema Periódico dos Elementos. Tabela Periódica

- Resumo histórico. A lei periódica de Mendeleev. A importância da lei periódica para o desenvolvimento da Química. Características do quadro periódico moderno.
- Relação entre a distribuição electrónica dos elementos e a sua posição na Tabela Periódica.
- A distribuição electrónica dos gases nobres, halogéneos e metais alcalinos.
- Valência de iões em relação à posição do elemento no quadro periódico e os gases nobres.
- Periodicidade de energia de ionização, raio atómico e raio iónico.
- Electronegatividade. Periodicidade de electronegatividade.

Unidade 4 • Ligação Química

- Definição de ligação química. Ligação covalente apolar. Regra de octeto. Estrutura de Lewis de moléculas diatómicas. Ligação covalente polar e os mecanismos da sua formação. Estrutura de Lewis de moléculas simples. Mecanismo coordenado-dativo da formação de ligação covalente.
- Rede molecular e rede atómica. Alotropia. Amorfia.
- Ligação iônica e rede iônica.

- Ligação metálica e rede metálica.
- Pontos de fusão e ebulação de substâncias com rede iônica ou rede metálica em relação ao raio iônico e à carga do íão.
- Estrutura espacial de moléculas simples com base na estrutura de Lewis.
- Dipolo e conceito de momento dipolar.
- Relação entre ligação covalente e ligação iônica. Mudança de tipo de ligação e propriedades de compostos do mesmo elemento ao longo de um período do quadro periódico.
- Forças intermoleculares.
- Miscibilidade. Hidratação.

Unidade 5 • Química Inorgânica: Óxidos, Ácidos, Bases e Sais

- Introdução.
- Óxidos. Definição. Classificação. Nomenclatura. Óxidos de metais e óxidos de não-metais. Propriedades. Reacção com água. Obtenção.
- Ácidos. Definição. Propriedades. Teoria de dissociação electrolítica de Arrhenius. Eletrólitos fortes e fracos. Ionização por etapas. Classificação. Nomenclatura. Propriedades e aplicações dos ácidos mais importantes. Obtenção laboratorial e industrial do H_2SO_4 , HCl e HNO_3 .
- Bases. Definição. Propriedades. Hidróxidos de metais. Hidróxido de amónio. Solubilidade e ionização. Obtenção dos hidróxidos. Obtenção industrial e aplicações do NaOH e do $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Reacção de neutralização.
- Sais. Definição. Nomenclatura. Classificação. Solubilidade e ionização. Ocorrência na natureza. Propriedades e aplicações dos sais mais importantes.
- Reacções entre substâncias inorgânicas.

Unidade 6 • Soluções

- Definição.
- Tipos de soluções, componentes principais de uma solução.
- Soluções em termos quantitativos: concentração, soluções diluídas, concentradas, saturadas e supersaturadas, solubilidade, unidades de concentração: grama por litro, percentagem. Molaridade.
- Equivalente de ácido, de base e de sal. Normalidade.
- Cálculos de diluição de soluções e mistura de soluções.

Unidade 7 • Termoquímica

- Conceitos de energia, trabalho, calor e temperatura. Lei da conservação de energia. Entalpia. Tipos de reacção quanto ao efeito energético. Equação termoquímica.
- Determinação experimental da entalpia da reacção.
- Diagramas de entalpia. Lei de Hess.
- Vários tipos de entalpia de formação, decomposição, combustão, ligação e dissociação.
- Cálculos de entalpia de reacção.

Índice

UNIDADE DIDÁCTICA 1 – Conceitos Fundamentais	7
Conteúdo e Desenvolvimento da Exposição	8
Química	8
Relação da Química com as demais ciências	8
Propriedades químicas	9
Método científico	9
Propriedades da matéria	10
Estados físicos	12
Métodos de separação de misturas	18
Linguagem da Química	24
Reacção química	27
Exercícios de consolidação	34
UNIDADE DIDÁCTICA 2 – Estrutura Atómica	37
História sobre a Constituição Atómica da Matéria	38
Partículas fundamentais do átomo	41
Estrutura electrónica como determinante das propriedades químicas	46
Mecânica Quântica	47
Distribuição dos electrões pelos vários subníveis de energia	55
Exercícios de consolidação	57
UNIDADE DIDÁCTICA 3 – Lei e o Sistema Periódico dos Elementos.	
Tabela Periódica	59
Resumo Histórico	60
Importância da lei periódica	62
Características do quadro periódico	63
Exercícios de consolidação	68
UNIDADE DIDÁCTICA 4 – Ligação Química	71
Ligação Química	72
Estrutura de Lewis	72
Teoria ou regra do octeto	73
Tipos de ligação química	74
Exercícios de consolidação	86

UNIDADE DIDÁCTICA 5 – Química Inorgânica: Óxidos, Ácidos, Bases e Sais	89
Química Inorgânica: Óxidos, Ácidos, Bases e Sais	90
Óxidos	90
Métodos de obtenção	98
Ácidos	99
Bases	113
Sais	117
Exercícios de consolidação	122
UNIDADE DIDÁCTICA 6 – Soluções	125
Soluções	126
Componentes principais de uma solução	126
Solubilidade	129
Concentração de uma solução	130
Exercícios de consolidação	140
UNIDADE DIDÁCTICA 7 – Termoquímica	141
Termoquímica	142
Energia	142
Entalpia	143
Lei de Hess ou lei do estado inicial e final	146
Exercícios de consolidação	153
Soluções	155
Anexos	157
Bibliografia	160

UNIDADE DIDÁCTICA

1

Conceitos Fundamentais

Conteúdo e Desenvolvimento da Exposição

Química

D e f i n i ç ã o

Química é uma ciéncia natural e experimental que estuda a substânciá, a sua constituição, as suas propriedades, e a transformação dela noutra, assim como as leis que regem essas transformações.

A Química, como ciéncia experimental, concentra a sua investigação no chamado método científico.

Objectivos da Química

- Dominar as leis que regem as transformações químicas.
- Produzir bens de consumo para os vários ramos da economia.

Importância da Química

A Química é importante porque melhora as condições de vida do Homem, através da produção de:

- Adubos sintéticos, medicamentos, insecticidas, plásticos, etc.
- Sem a Química, certos avanços tecnológicos seriam impensáveis, tais como o melhoramento de uma vasta gama de matéria-prima qualificada como o combustível, variados avanços tecnológicos como a energia nuclear, voos espaciais, etc.

Relação da Química com as demais ciéncias

Ao desenvolver o estudo da Química, o estudante verificará que ela recorre a conhecimentos da Matemática, da Física e da Biologia e que, por outro lado, no estudo destas são muitas vezes necessários conhecimentos de Química.

O filósofo francês Auguste Comte, fundador do positivismo, fez um ensaio de classificação das ciéncias numa ordem de complexidade e dependência crescentes; primeiro, as ciéncias mais abstractas (Matemática, Astronomia, Física e Química), depois, as ciéncias da vida (Biologia) e, em último lugar, as ciéncias do Homem, as mais complexas e aquelas que ele se propôs a fundar – a Sociologia e a Moral.

Isto não significa em absoluto que algumas ciéncias sejam melhores do que outras. Cada qual tem as suas especificidades e tem o seu lugar dentro do conjunto do conhecimento humano.

Pode afirmar-se que não existe praticamente nenhum ramo de produção que não necessite da Química. Contudo, esta ciéncia tem uma vasta ligação com outras, a citar:

- Geografia

No estudo e análise da camada de ozono, referente ao meio ambiente.

- Física

No estudo e cálculo do desvio em campos magnéticos dos raios catódicos devido às radiações.

- Biologia

A ligação estreita existente entre os processos biológicos e as transformações químicas que ocorrem nos organismos vegetais e animais como, por exemplo, a fotossíntese que é um processo biológico mas é expressa com base nas reacções químicas.

- Medicina

Utilizam-se substâncias químicas para a conservação diversificada dos órgãos e até mesmo de cadáveres.

- Agricultura

Os adubos sintéticos e insecticidas são substâncias químicas que têm um papel preponderante na quantidade de produtos alimentares a extrair da terra.

Propriedades químicas

São aquelas que estão relacionadas com os fenómenos químicos, ou seja, com a capacidade que as substâncias possuem de reagirem com outras ou quando submetidas a certas condições formarem novas substâncias.

Exemplos:



Método científico

O método científico é baseado no estudo de modelos cuja formulação é executada a partir de:

- Observação cuidada do fenómeno a ser estudado
- Registo dos factos observados
- Organização das observações
- Análise da informação
- Procura de regularidade
- Conclusão lógica, baseada na prova experimental
- Reflexão por criação de modelos e teorias
- Enunciação clara e conclusões concisas (concretas)

Este método tem como objectivo criar poucas teorias mas que expliquem muito factos.

Colocam-se hipóteses que são postas à prova com experiências e observações que,

se tiverem o mesmo resultado fará com que a hipótese se torne uma teoria que passará a lei caso passados anos ela não seja contestada a partir de outra experiência que revele o contrário.

Propriedades da matéria

Uma espécie química é classificada de acordo com as suas propriedades que podem ser específicas, gerais e funcionais.

Propriedades específicas das substâncias

São aquelas que são peculiares a cada substância pura. Podem ser físicas, químicas e organolépticas.

Propriedades físicas

São aquelas que têm relação com todos os fenómenos físicos.

São as constantes físicas que se encontram tabeladas.

Ponto de fusão

Temperatura a que a substância passa do estado sólido ao estado líquido.

Substância	p.f. (°C)
Água	0
Álcool etílico	-112
Oxigénio	-218,8
Tungsténio	3410

Ponto de ebulação

Temperatura a que a substância passa do estado líquido ao estado gasoso.

Substância	p.e. (°C)
Água	100
Álcool etílico	78,4
Oxigénio	-195,8
Tungsténio	5930

Calor específico

É a quantidade de calor necessária para elevar de 1 °C a temperatura de 1 grama de substância.

Substância	Calor específico medido a 15 °C (cal/g °C)
Água	100
Álcool etílico	0,540
Oxigénio	0,218
Tungsténio	0,215

As tabelas indicam a que temperatura foi medida a grandeza porque o calor específico varia com a temperatura.

Densidade/Massa específica

É a massa da unidade de volume de uma substância. Esta varia com a temperatura pois geralmente os corpos com o aumento da temperatura dilatam-se e com a sua diminuição contraem-se. Caso não seja mencionada a temperatura a que foram submetidas as substâncias, deve entender-se que ocorreu a 25 °C.

Substância	Densidade (g/cm ³)
Água	1,000
Platina	21,4
Hidrogénio	0,071
Oxigénio	1,140

Coeficiente de solubilidade

Coeficiente de solubilidade de uma substância, a uma certa temperatura, é a quantidade máxima de massa dessa substância capaz de se dissolver totalmente em uma quantidade de solvente (normalmente, é a água). Quando ultrapassados estes limites, a solução fica supersaturada e a substância deposita-se no fundo do recipiente.

Substância	CS (g/ℓ) a 20 °C	CS (g/ℓ) a 100 °C
Açúcar	420	3470
Soda cáustica	170	400
Sal de cozinha	357	398

Propriedades químicas

Propriedades químicas são as propriedades relacionadas com fenómenos químicos, que serão estudados mais adiante.

Propriedades organolépticas

São aquelas que impressionam os nossos sentidos.

Estado de agregação

Dependendo das condições de pressão e de temperatura temos os estados:

Sólido: pode encontrar-se em pedaços, em pó ou compacto.

Líquido: pode encontrar-se pastoso como o «melado» ou fluído como a água.

Gasoso: pode encontrar-se normalmente na forma de vapor ou de gás.

Cor

- A água e o álcool são substâncias incolores.
- O sal de cozinha que é branco e o iodo que é violeta são substâncias coloridas.

Odor

- Se a substância apresentar cheiro, como é o caso do NH_3 , é odorífera.
- Se a substância não apresentar cheiro, como é o caso do O_2 , é inodora.

Brilho

É a capacidade que possuem certas substâncias de reflectir a luz.

- Um metal polido é brilhante, pois reflecte luz.
- Uma tábua de madeira é baça, pois não reflecte luz.

É habitual dizer-se, erradamente, que uma substância que não tem brilho é opaca. Opaca é a substância que não deixa passar a luz como, por exemplo, o espelho que também é brilhante, pois reflecte na totalidade a luz.

Sabor, Paladar

- Uma substância pode ser insípida, como é o caso da água.
- Uma substância pode ser súpida, como é o caso do sabor salgado do sal (cloreto de sódio).

Propriedades gerais das substâncias

São as que se podem observar em toda a espécie de matéria.

Exemplos:

A massa, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade e elasticidade.

Propriedades funcionais das substâncias

São as propriedades comuns existentes em certos grupos de substâncias que constituem as funções químicas.

Exemplos:

Os óxidos, ácidos, bases e sais.

Estados físicos

O estado físico de uma substância depende da temperatura e da pressão.

D e f i n i ç ã o

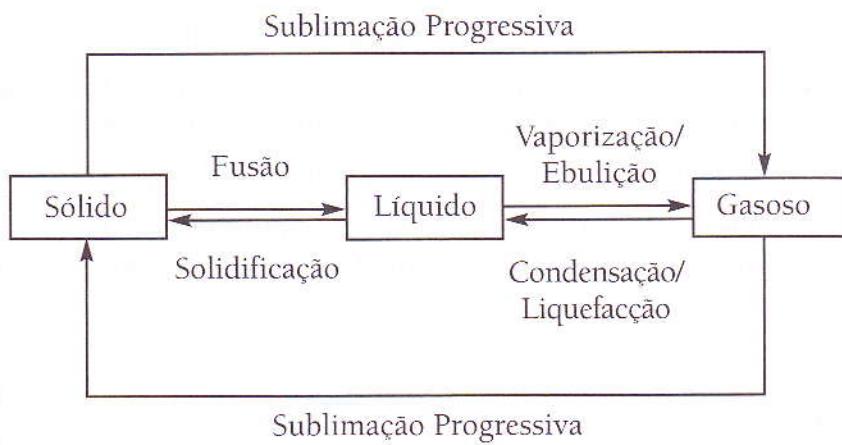
Estado físico é o modo como a matéria se apresenta na natureza, conforme a coesão das suas moléculas.

Coesão

É a ligação recíproca das moléculas.

Estado físico	Força de coesão	Força de repulsão
Sólido	São maiores	São menores
Líquido	Equilíbrio	Equilíbrio
Gasoso	São menores	São maiores

Mudanças de estado



Características dos estados

Estado sólido: por ter forma própria e volume praticamente invariável.

Estado líquido: pela ausência de forma própria e por ter volume constante.

Estado gasoso: pela ausência de volume próprio, assim como de forma.

Conceitos das mudanças de estado

Fusão e solidificação

Fusão: é a passagem da substância do estado sólido ao estado líquido.

Solidificação: é o inverso da fusão, isto é, a passagem do estado líquido ao estado sólido.

Durante estas duas mudanças de estado, a temperatura do sistema (substância pura) mantém-se constante, assim como a pressão. Chama-se ponto de fusão e ponto de solidificação.

Vaporização e condensação

Vaporização: é a passagem da substância do estado líquido ao estado de vapor. Podemos distinguir:

1.º Evaporação: é a vaporização lenta que ocorre espontaneamente à temperatura ambiente.

2.º Calefação: é a vaporização que ocorre quando se borra um líquido numa chapa bem quente – formam-se gotículas que se movimentam sobre a chapa.

3.º Ebuição: é a vaporização que ocorre quando aquecemos um líquido sem variar a pressão.

Condensação: é a passagem da substância do estado gasoso ao estado líquido.

Consoante o tipo de substância teremos designações diferentes:

1.º Condensação: se a substância no estado gasoso é o resultado de um líquido que foi vaporizado, o retorno a esse estado líquido denomina-se condensação.

2.º Liquefação: se a substância que passa ao estado líquido é um gás.

Durante estas duas mudanças de estado, a temperatura do sistema (substância pura) mantém-se constante, a pressão constante. Chama-se ponto de ebuição e ponto de condensação.

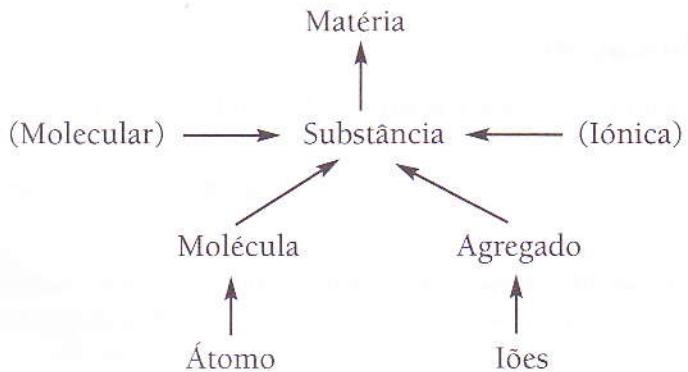
Sublimação

É a passagem directa (sem passar pelo estado líquido intermediário) do estado sólido ao estado gasoso e vice-versa.

Exemplos:

- I₂ em contacto com o ar quando aquecido.
- Bolinhas de naftalina quando não embaladas.

Esquema geral



Fenómenos físicos e químicos

Num fenómeno físico, a substância não se transforma e as propriedades não se alteram.

Exemplos:

- Pisar grãos.
- Dilatação dos corpos.
- Queda dos corpos.
- Elasticidade.

Num fenómeno químico, a substância transforma-se e novas propriedades se formam.

Exemplos:

- Combustão de uma substância.
- Reacções químicas.
- Digestão dos alimentos.

Matéria

Definição

Matéria é tudo aquilo que tem peso e ocupa espaço e pode de alguma forma ser medido. Exemplos: ferro, ar, água, etc.

Propriedades

As duas propriedades da matéria são a massa e o volume.

Tudo o que ocupa lugar no espaço possui volume e se for colocado numa balança determina-se a sua massa.

Movimento

Definição

Movimento é uma propriedade da matéria.
Não há matéria sem movimento.

Formas de movimento

- Movimento mecânico.
- Movimento social.
- Movimento físico.
- Movimento biológico.

Estas formas de movimento são estudadas pelas diferentes ciências.

Substância

Definição

Substância é qualquer espécie da matéria homogénea de composição química definida.

Substância pura elementar

É formada por átomos do mesmo elemento.

É aquela que não pode ser separada nos seus componentes por meio de métodos físicos.

Exemplos:

Diamante, Enxofre, Cobre, Oxigénio, Hidrogénio, etc.

Substância pura composta ou molecular

Refere-se à molécula que é formada por átomos de elementos diferentes.

Elas podem ser transformadas em outras, simples ou compostas, por processos químicos.

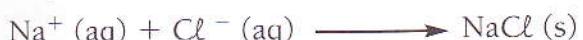
Exemplos:

Sal, Água, Madeira, Açúcar, etc.

Substância iônica

Algumas substâncias não são formadas por moléculas, mas sim por iões.

Exemplos:



Classificação das moléculas

As moléculas podem ser classificadas em:

Moléculas mono-atómicas

São constituídas por um só átomo.

Exemplos:

C, Mg, etc.

Moléculas di-atómicas

São constituídas por dois átomos do mesmo elemento ou elementos diferentes.

Exemplos:

O₂, H₂, HCl, etc.

Moléculas tri-atómicas

São constituídas por três átomos do mesmo elemento ou elementos diferentes.

Exemplos:

O₃, NaOH, etc.



Moléculas poli-atómicas

São constituídas por quatro ou mais átomos.

Exemplos:

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (açúcar), Al_2O_3 , etc.

Propriedades das moléculas

As moléculas encontram-se em constante movimento:

- São divisíveis.
- Difundem-se.

Difusão

É uma mistura automática dos diferentes gases, devido à diferença de densidade.

Exemplo:

O ar.

Misturas

Definição

Mistura é a junção de duas ou mais substâncias, sem composição definida.

Classificação das misturas

As misturas classificam-se em:

Misturas homogéneas

Têm composição uniforme e monofásica.

Nestas é impossível distinguir os componentes.

Exemplos:

$CO_2(g) + O_2(g)$; $Cl_2(g) + H_2O(l)$; $H_2(g) + O_2(g)$; $H_2O(l) + C_{12}H_{22}O_{11}(s)$.

Misturas heterogéneas

São polifásicas, não apresentando as mesmas características em toda a sua extensão.

Os seus constituintes são visíveis a olho nu.

Exemplos:

Petróleo + H_2O ; Pedras + Sal; Óleo + H_2O ; Leite + Limão.

Numa mistura, cada substância mantém-se inalterada conservando as suas propriedades.

Métodos de separação de misturas

Os métodos de separação de misturas baseiam-se nas propriedades físicas da matéria que envolvem fenómenos físicos para separar os componentes, sem alterá-los.

Separação de misturas heterogéneas

Tendo em conta os sistemas difásicos, realçam-se:

Sistema sólido-sólido

Pode ser separado a partir dos seguintes processos:

Catação

É o processo mais rudimentar. É empregue quando os componentes são partículas bem distintas que podem ser separadas com as mãos ou com uma pinça.

Peneiração ou tamisação

Outro processo rudimentar empregue quando os componentes têm diferente granulação.

Separação magnética

Empregue quando um dos componentes é uma substância metálica que pode ser atraída por um íman.

Exemplo:

Separar a mistura de limalha de ferro e enxofre.

Ventilação

Empregue no beneficiamento de cereais para separar as cascas – uma corrente de ar arrasta o componente menos denso.

Levigação

Neste processo uma corrente de água arrasta o componente menos denso.

Dissolução fraccionada

Quando se usa um líquido que dissolve um dos sólidos e em seguida emprega-se outro processo de separação de misturas líquido-sólido.

Sistema sólido-líquido

Pode ser separado a partir dos seguintes processos:

Filtração

A mistura é colocada sobre uma superfície porosa (papel de filtro) que retém o sólido, deixando passar a fase líquida. O papel de filtro pode ser de papel ou de porcelana.

Se a substância a filtrar for corrosiva (ácidos concentrados) usa-se algodão de vidro, amianto ou um filtro de porcelana.



Fig. 1.1 Processo de filtração.

Decantação

Deixa-se a mistura em repouso e por acção da gravidade o componente mais denso (geralmente o sólido) deposita-se no fundo. Transfere-se com cuidado o líquido para outro recipiente, ficando o sólido no primeiro recipiente.

Sistema sólido-gás

Pode ser separado a partir dos seguintes processos:

Filtração

Este é o processo empregue no aspirador do pó – o componente gasoso atravessa o filtro e o sólido fica retido.

Câmara de poeira

A mistura é forçada a passar pelo interior de uma câmara onde encontra uma série de obstáculos (colunas) que retêm a poeira e deixam passar o ar.

Este é um processo usado na indústria.



Fig. 1.2 Câmara de poeira.

Sistema líquido-gás

O processo de separação dos componentes desta mistura é de fácil compreensão pois estes separam-se espontaneamente ou empregando agitação, aquecimento ou simplesmente diminuindo a pressão do sistema.

Exemplo:

Todos estes processos podem ser verificados a partir de uma garrafa de refresco.

Sistema líquido-líquido

Pode ser separado pelos processos:

Funil de decantação

É um funil especial que tem uma torneira na haste. Depois de decantada a mistura, abrimos cuidadosamente a torneira deixando sair o líquido de baixo.

Nota: Também se pode usar a centrifugação.

Separação de misturas homogéneas

Aqui destacam-se os sistemas:

Sistema líquido-sólido

Pode ser separado a partir dos processos:

Evaporação

Esta será mais eficiente se houver boa verificação e se a superfície de contacto da mistura com o ar atmosférico for muito grande.

Destilação simples

Aplica-se quando os pontos de ebulação dos componentes são muito distantes.

Este método é utilizado quando se deseja aproveitar ambos os componentes. Supondo que queremos separar os componentes da mistura de água salgada, aquece-se esta mistura no balão de destilação, a água passa ao estado de vapor quando atinge o ponto de ebulação e é conduzido ao condensador ou refrigerador arrefecendo e retornando ao estado líquido. Assim, todo o sal ficará no balão e toda a água no recipiente de recolha (béquer).

Exemplos:

Álcool (78°C) e Água (100°C).

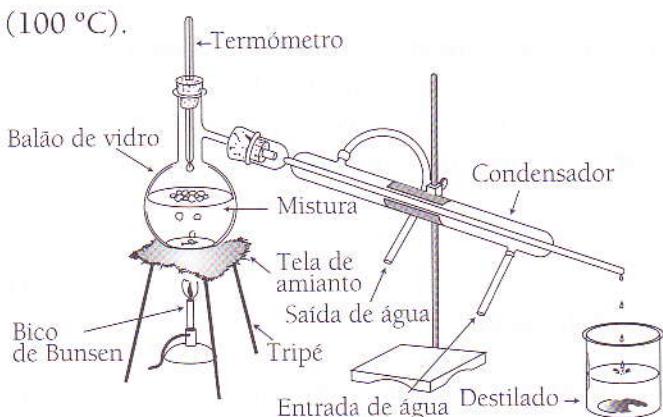


Fig. 1.3 Aparelho de destilação.

Sistema líquido-líquido

Os componentes podem separar-se a partir dos processos:

Destilação fraccionada

Este método é aplicado para separar substâncias líquidas com pontos de ebulação diferentes.

Quando os componentes a serem separados são apenas dois, usa-se o mesmo material da destilação simples, na qual deve ser incluído um termómetro no interior do balão.

Quanto menor for a diferença entre os pontos de ebulação dos líquidos da mistura, mais difícil é a separação dos mesmos.

Exemplos:

1.^º Numa mistura de água e éter, quando o termómetro indicar aproximadamente 34°C (o p.e. do éter) sabe-se que o éter estará em ebulação e que a temperatura permanecerá nesse valor enquanto o éter existir. Quando a temperatura começar a subir é sinal que o éter está praticamente todo destilado.

2.^º Uma mistura de água e benzeno dificilmente pode ser fraccionada na totalidade, pois a diferença dos respectivos pontos de ebulação é pequena. Assim, uma parte do vapor de água será arrastada juntamente com o benzeno.

Quando os componentes da mistura têm valores de p.e. muito próximos, torna-se bastante difícil a sua separação, assim, utiliza-se:

- 1.º Uma coluna de fraccionamento simples, onde os vapores são obrigados a subir por um caminho mais difícil entre os cacos de cerâmica ou bolinhas de vidro, de forma que somente o mais volátil vence os obstáculos.
- 2.º Uma coluna de fraccionamento mais detalhada por onde irão subir os vapores de diferentes componentes consoante os pontos de ebulação diversificados.

Existem casos de misturas que não podem ser separadas por processos apenas físicos, como a destilação. Isto deve-se ao facto de tais misturas se destilarem em proporções fixas e constantes como se se tratasse de uma substância pura. A esse tipo de misturas denomina-se misturas azeotrópicas.

Exemplo:

O álcool etílico (95,5 mL) forma com a água (4,5 mL) uma mistura azeotrópica que destila à temperatura de 78,1 °C.

O chamado álcool absoluto é obtido a partir de métodos químicos. Adiciona-se a esta mistura azeotrópica cal viva ou óxido de cálcio que irá absorver a água e, assim, somente o álcool será destilado.

Processo de Cracking

A destilação constitui uma separação puramente física das diferentes substâncias misturadas no petróleo bruto. Deste modo, a destilação não altera a estrutura das moléculas e, assim sendo, as substâncias conservam a sua identidade química.

Para a obtenção de maior número e variedade de produtos, as fracções mais pesadas são partidas em fracções leves pelo processo de Cracking. Este processo consiste, essencialmente, em decompor pelo calor e/ou por catálise (uso de um catalisador) as moléculas grandes das substâncias pesadas, cujo ponto de ebulação é elevado, para obter substâncias constituídas por moléculas de tamanho menor e que corresponde a substâncias mais voláteis, logo com ponto de ebulação mais baixo. Deste modo, por exemplo, o fuel-óleo (óleo combustível pesado) pode ser convertido em gasolina.

Os processos de destilação do petróleo variam conforme a procura no mercado dos diferentes produtos. As fracções obtidas podem ser, posteriormente, misturadas umas com as outras para a obtenção de produtos com as propriedades desejadas.

O petróleo bruto tem que passar por uma refinação antes de ser utilizado. A refinação consiste numa série de tratamentos físicos e químicos que visam a separação do petróleo bruto em numerosos componentes, os chamados derivados. De acordo com as características do petróleo bruto, escolhe-se um entre os vários processos de refinação.

Contudo, há passos obrigatórios que devem ser seguidos por qualquer processo.

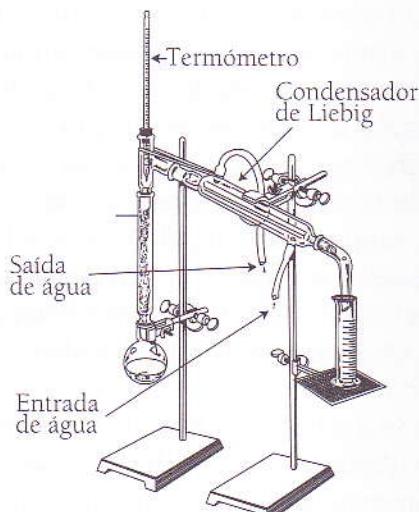


Fig. 1.4 Coluna de fraccionamento.

O petróleo bruto é inicialmente submetido à destilação fraccionada. Esta técnica, de forma sumária, consiste em aquecer o petróleo bruto e conduzi-lo à parte inferior de uma torre denominada torre de fraccionamento ou coluna de destilação bruta que dispõe de uma série de pratos ou vasos colocados a diferentes alturas. Quando o petróleo é aquecido até à sua temperatura de ebulação liberta vapores que sobem pela coluna através de tubos soldados aos pratos e cobertos por campânulas de maneira que os vapores são forçados a borbulhar através do líquido que há nos pratos. O nível de líquido de cada prato é determinado pela altura de um tubo de retorno que conduz o excesso de líquido ao prato imediatamente inferior.

Os componentes mais voláteis (substâncias mais leves) de baixo ponto de ebulação, ascendem continuamente pela coluna de fraccionamento em direcção ao topo da coluna, que é a parte mais fria, até condensarem. Os componentes de elevado ponto de ebulação condensam-se em diferentes alturas da coluna e refluem para baixo. Desta maneira consegue-se que, a uma determinada altura da coluna, a temperatura seja sempre a mesma, e que o líquido condensado em cada prato tenha sempre a mesma composição química.

Esses produtos de composição química definida chamam-se fracções e são formados, principalmente, por gás metano, gasolina, petróleo e gasóleo.

Na base da coluna de fraccionamento, onde a temperatura é mais elevada, fica um resíduo que ainda contém fracções voláteis. Se, para estas serem recuperadas, o resíduo for aquecido a temperaturas ainda mais elevadas, ele decompõe-se.

Por isso, para que a destilação prossiga, o resíduo é retirado por meio de bombas para outra coluna, onde, sob uma pressão reduzida próxima do vácuo (diminuindo a pressão diminui a temperatura de ebulação), continua em ebulação a uma temperatura mais baixa, não destrutiva, e as fracções vaporizam-se. Esta destilação adicional decompõe o resíduo em óleo diesel (fuel-óleo), óleo lubrificante, asfalto e cera parafínica.

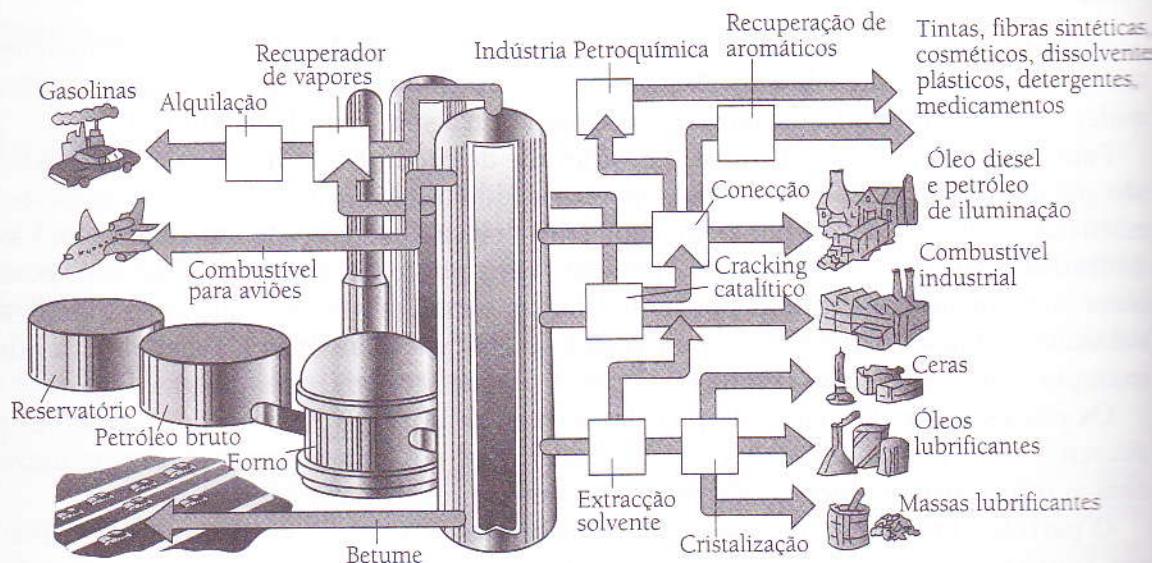


Fig. 1.5 Coluna de fraccionamento de petróleo.

Cromatografia

A cromatografia é uma técnica da química analítica utilizada para a separação de misturas homogéneas. Esta técnica baseia-se no princípio da adsorção selectiva (que não deve ser confundida com absorção), um tipo de adesão. A técnica foi descoberta em 1906 pelo botânico italiano naturalizado russo Mikhail Tswett, mas não foi largamente utilizada até aos anos 30. Tswett separou pigmentos de plantas (clorofilas) adicionando um extracto de folhas verdes em éter de petróleo sobre uma coluna com carbonato de cálcio em pó. Enquanto a solução percorria a coluna, os componentes individuais da mistura migravam para baixo em taxas diferentes de velocidade, e, então, a coluna apresentou-se marcada com gradientes horizontais de cores. A esses gradientes deu-se o nome de *cromatograma*.

A cromatografia é um processo de separação de análise qualitativa, através da qual se separam componentes de uma mistura devido à sua distribuição por duas fases: uma estacionária (fixa) e outra móvel.

A escolha do processo a usar depende do tipo de equilíbrio estabelecido entre as fases estacionária e móvel, e a mistura que se quer separar, sendo o mais importante o equilíbrio entre a fase estacionária e a mistura.

As técnicas cromatográficas são:

Cromatografia de adsorção: nesta, a fase estacionária é sólida e a fase móvel pode ser líquida ou gasosa. Ela baseia-se nas diferentes afinidades adsorventes da superfície da fase estacionária pelas moléculas da mistura a separar.

Cromatografia de partição: nesta, a fase estacionária é líquida. Este processo é baseado na diferente solubilidade dos componentes da mistura nas duas fases líquidas.

Cromatografia em camada fina (plana): a retenção das substâncias deve-se à adsorção sofrida na superfície da fase estacionária, colocada sobre um dos lados de uma placa de vidro ou metal.

Cromatografia em papel (plana): a retenção das substâncias é devida à partição das duas fases líquidas, uma móvel e outra estacionária, sendo esta constituída pelo líquido absorvido no papel. Encontra-se bastante divulgada devido à sua facilidade experimental e ao seu baixo custo.

Cromatografia em coluna: utiliza-se uma coluna de vidro aberta na parte superior e munida de uma torneira na extremidade inferior por onde sai o líquido (fluído). Dentro da coluna encontra-se a fase estacionária constituída por um enchimento sólido, no caso da chromatografia de adsorção, ou por uma fase líquida, no caso da chromatografia de partição. A fase móvel é líquida em ambos os casos.

Sistema líquido-gás

Para separar os diferentes componentes usa-se o processo:

Liquefação

Este processo consiste em aumentar a pressão do sistema e retirar o calor.

De seguida faz-se a destilação, separando-se os componentes.

Exemplo:

A obtenção do O₂(g) e do N₂(g) a partir do ar atmosférico.

Linguagem da Química

Cada disciplina científica tem a sua linguagem técnica que maioritariamente tem como base as palavras de origem grega. Com a Química acontece o mesmo, ainda que as suas palavras nem sempre tenham proveniência de idiomas antigos, mas sim, mais frequentemente, de línguas actuais.

A Química desenvolveu uma linguagem que lhe é peculiar. Trata-se de linguagem ou escrita de fórmulas químicas – sem aprender essa linguagem não se pode aprender Química. A íntima união existente entre o domínio dessa linguagem e o conhecimento da Química torna-se evidente quando se sabe que é possível formular os mais diversificados fenómenos mediante símbolos químicos. Como toda a língua, a linguagem química tem os seus símbolos e a sua sintaxe. Aprendendo-os, estaremos a dar os primeiros passos para entrar no reino colorido, fascinante e encantado da Química.

Teoria atómica de Dalton

Em 1803, o cientista inglês Dalton, baseado em resultados experimentais, enunciou a sua teoria que pode ser assim resumida:

- A matéria é constituída por pequenas partículas chamadas átomos.
- Os átomos são considerados como esferas maciças, homogéneas, individuais e indestrutíveis.
- Os átomos que possuem as mesmas propriedades são do mesmo tipo (mesmo elemento químico).
- Os átomos combinam-se entre si numa relação de números inteiros para formar compostos.
- Durante a sua combinação, os átomos não são criados nem destruídos, apenas modificam a sua constituição.

Átomo

Definição

Átomo é a unidade fundamental da matéria.

Elemento químico

Definição

Elemento químico são todos os átomos que possuem o mesmo número atómico (Z), ou seja, o mesmo número de protões.

Símbolo químico

Definição

Símbolo químico é a representação abreviada de um elemento. O símbolo químico de um elemento é universal.

Elemento - símbolo químico

- * Os símbolos químicos dos elementos derivam dos nomes desses elementos em grego ou em latim.
- * Normalmente, o símbolo do elemento é a letra maiúscula inicial desse elemento.

Exemplo:

Carbono – C

- * No caso de existirem dois ou mais elementos cuja primeira letra é a mesma, utiliza-se a segunda, terceira ou a quarta letra do nome do elemento em letra minúscula.

Exemplos:

Calcio – Ca

Cádmio – Cd

Cloro – Cl

Outros símbolos químicos dos elementos

Elemento	Símbolo químico	Elemento	Símbolo químico
Oxigénio	O	Estanho	Sn
Hidrogénio	H	Enxofre	S
Platina	Pt	Magnésio	Mg
Fósforo	P	Manganês	Mn
Chumbo	Pb	Iodo	I
Mercúrio	Hg	Crómio	Cr
Hélio	He	Cobre	Cu
Prata	Ag	Cobalto	Co
Árgon	Ar	Rubídio	Rb
Ouro	Au	Radão	Rn
Alumínio	Al	Ródio	Rh
Bário	Ba	Rádio	Ra
Bromo	Br	Lítio	Li
Crípton	Kr	Xenon	Xe
Potássio	K	Zinco	Zn
Flúor	F	Frâncio	Fr
Ferro	Fe		

Valências

Para se poder manter as fórmulas é necessário recordar a valência de alguns elementos:

Símbolos	Valência	Símbolos	Valência
H K Fr Li Rb Ag Na Cs	1	S Se Te	$\pm 2, 4, 6$ $-2, 4, 6$ $-2, 4, 6$
F Br Cl	-1 $\pm 1, 5$ $\pm 1, 3, 5, 7$	Al B	3
Pt Pb C Sn	2, 4	Fe Ni Co	2, 3
Be Ba Mg Zn Ca Cd Sr	2	N Sb P Bi As	3, 5
Cu Hg	1, 2	Si	4
V	5, 4, 3, 2	Cr	2, 3, 6
Mn	2, 3, 4, 6, 7	O	-2

Compostos – fórmulas químicas

D e f i n i ç à o

Compostos – fórmulas químicas são expressões simbólicas ou representações gráficas que traduzem a composição qualitativa e quantitativa dos compostos e dão-nos as proporções de combinação dos átomos.

Composto	Fórmula química
Hidróxido de potássio	KOH
Hidróxido de cálcio	Ca(OH) ₂
Hidróxido de magnésio	Mg(OH) ₂
Hidróxido de alumínio	Al(OH) ₃
Óxido de alumínio	Al ₂ O ₃
Óxido de bário	BaO
Óxido de ferro (III)	Fe ₂ O ₃
Monóxido de carbono	CO
Dióxido de carbono	CO ₂
Dióxido de enxofre	SO ₂
Amoníaco	NH ₃
Ácido clorídrico	HCl
Ácido nítrico	HNO ₃
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄
Ácido acético	CH ₃ COOH
Ácido oxálico	C ₂ H ₂ O ₄
Ácido carbónico	H ₂ CO ₃
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄
Acetileno (Etino)	C ₂ H ₂
Metano	CH ₄

Reacção química

Definição

Reacção química é qualquer transformação química, em que uma ou mais substâncias se transformam em uma ou mais substâncias diferentes.

As substâncias que são transformadas chamam-se reagentes (às do 1.^º membro da equação química) e as que são obtidas chamam-se produtos da reacção (às do 2.^º membro da equação química).

Equações químicas

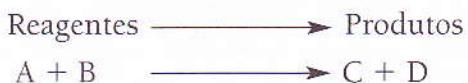
São representações simbólicas das substâncias que intervêm na reacção química. Elas indicam a qualidade e quantidade das substâncias reagentes e produtos respectivos.

Toda a reacção química possui uma representação gráfica que se chama equação química.

Reacção química → traduzida por uma Equação química

Condições necessárias para uma reacção química

1. Conhecer os reagentes e os produtos da reacção e as respectivas fórmulas ou símbolos químicos.
2. Organizar o esquema situando:
 - a) no 1.º membro os reagentes separados pelo sinal +;
 - b) no 2.º membro os produtos separados também pelo sinal +;
 - c) a separar os dois membros põe-se uma seta dirigida no sentido em que a reacção se desenvolve.



Alguns tipos de reacções químicas

Reacção de deslocamento ou simples troca

É aquela em que uma substância simples reage com uma substância composta formando outra substância simples, assim como outra substância composta.

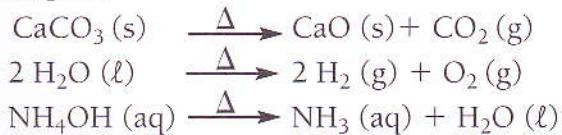
Exemplo:



Reacção de decomposição ou análise

É aquela em que um composto é fraccionado em duas ou mais substâncias simples ou compostas.

Exemplos:



Compostos

Existem substâncias puras que podem ser decompostas por meio de métodos químicos. Chamamos a este tipo de substâncias, compostos ou substâncias compostas.

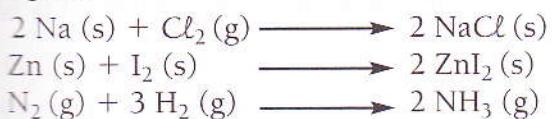
Os métodos para decompor compostos são:

Método	Forma de energia envolvida
Termólise	Calor
Electrólise	Energia eléctrica
Fotólise	Luz

Reação de síntese, composição ou adição

É aquela que origina a formação de um composto a partir de dois ou mais elementos ou substâncias simples ou compostas.

Exemplos:



Percentagem

Definição

Percentagem é a massa de um elemento em 100 gramas do composto.

Exemplo

1. O CaCO_3 tem 40% de cálcio e 12% de carbono.

Em que proporções se encontram combinados os elementos C e Ca em 250 g de carbonato?

2. Calcule a percentagem do elemento central nos seguintes compostos:



onde: $A_r(\text{H}) = 1$ $A_r(\text{S}) = 32$ $A_r(\text{O}) = 16$ $A_r(\text{N}) = 14$ $A_r(\text{P}) = 31$

Solução

1. 100 g de CaCO_3 — 12 g C

250 g de CaCO_3 — x $x = 30$ g C

100 g de CaCO_3 — 40 g Ca

250 g de CaCO_3 — y $y = 100$ g Ca

Proporção $100 \div 30$ ou $10 \div 3$

2. a) 98 g H_2SO_4 — 100% b) 63 g HNO_3 — 100%

32 g S	\longrightarrow	x	\longrightarrow	14 g N
		$x = 32,6\%$		$y = 22,2\%$

c) 98 g H_3PO_4 — 100%

31 g P	\longrightarrow	z
		$z = 31,6\%$

Massa atómica de um átomo

O padrão actual de medida das massas dos átomos é o isótopo de carbono que pesa 12,000 uma (unidade de massa atómica).

A unidade de medida será uma ou unidade de massa atómica, correspondendo a 1/12 da massa do átomo do isótopo de carbono-12.

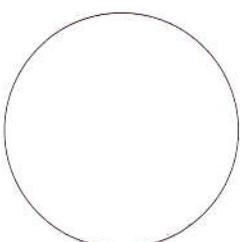


Fig. 1.6 Átomo de Carbono-12
12,000 uma.

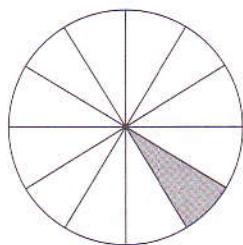


Fig. 1.7 Unidade de massa atómica
(área sublinhada).

Exemplo:

Se verificarmos que a massa atómica do elemento S é 32 uma, isto significa que 1 átomo de S «pesa» 32 vezes mais que 1/12 do átomo de carbono.

Massa atómica de um elemento

Definição

É a massa do átomo desse elemento, expressa em uma.

Massa molecular

É a massa da molécula, expressa em uma.

Na prática para obter a massa molecular de uma substância, basta somar as massas atómicas dos elementos constituintes da molécula.

Exemplos:

Massa molecular do gás O₂ é: 16 + 16 = 32 uma

Massa molecular da H₂O é: 1·2 + 16 = 18 uma

Mole

É a quantidade de substância que contém o número de moléculas, átomos, iões, electrões ou outras unidades estruturais que está contida em 12 g do isótopo do carbono, carbono-12.

Para cálculos práticos usa-se o número de Avogadro que é igual a $6,02 \times 10^{23}$.

Pode dizer-se que 1 (uma) mol de uma substância contém $6,02 \times 10^{23}$ unidades estruturais dessa substância.

Exemplos:

1 mol de He contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos de He.

1 mol de H_2SO_4 contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 .

A massa de uma mole de uma substância é numericamente igual à massa molecular dessa substância expressa em gramas.

Exemplos:

A massa molecular do H_2SO_4 é:

$$M_t = (2 \cdot 1) + 32 + (4 \cdot 16) = 98 \text{ uma}$$

1 mol de H_2SO_4 tem massa igual a 98 g.

Acrescentemos que para substâncias diatómicas, simples e compostas, a massa molar é igual à massa molecular do elemento ou composto, respectivo, em gramas.

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ partículas = 22,4 l (CNTP)

1 mol H_2 = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas = 2 g

1 mol O_2 = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas = 32 g

1 mol Na = $6,02 \times 10^{23}$ átomos = 23 g

1 mol HCl = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas = 36,5 g

} Em 22,4 l

Massa molar

É o quociente entre a massa da substância (m) e o número de moles (n) dessa substância. É expresso em g/mol.

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

onde:

M – massa molar

m – massa da substância

n – número de moles

Lei de Avogadro

Volumes iguais de quaisquer gases, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas.

Volume molar

O volume molar de qualquer substância gasosa nas CNTP (0 °C e 1 atm) é o volume ocupado por uma mole de moléculas dessa substância, isto é, 22,4 l aproximadamente.

$$V_m = \frac{V}{n}$$

onde:

V_m – volume molar (m^3/mol)

V – volume

n – número de moles

Exemplos:

Molécula	Massa molar (g/mol)	Volume (CNTP) (l)
H ₂	2	22,4
O ₂	32	22,4
CO ₂	44	22,4

Leis ponderais

Estas leis tratam das relações entre as massas dos reagentes e as dos produtos numa reacção química.

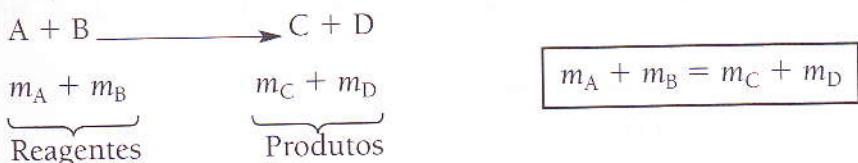
Elas foram comprovadas experimentalmente.

Lei de Lavoisier (lei da conservação da massa)

O cientista francês Lavoisier (1743-1794) verificou que, num sistema químico fechado, a massa total permanece constante, ou seja:

Numa reacção química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

Esquematicamente:

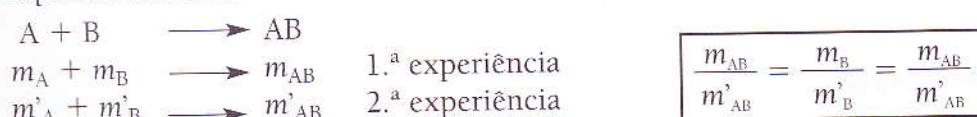


Lei de Proust (lei das proporções constantes ou definidas)

Entre 1754-1826, Proust verificou que a proporção com que determinados elementos reagem para formar um composto é constante, ou seja:

Um composto é sempre formado pelos mesmos elementos, combinados na mesma proporção, independentemente do processo de obtenção.

Esquematicamente:



Dados da experiência feita e resultados:

	2 Mg (s) + O ₂ (g) \longrightarrow 2 MgO (s)		
1. ^a exp.	60 g	40 g	100 g
2. ^a exp.	18 g	12 g	30 g
3. ^a exp.	6 g	4 g	10 g

Para se preparar 100 g de MgO são necessários 60 g de Mg e 40 g de O₂ (1.^a experiência). A proporção entre as massas de Mg e O₂ que se combinam é:

$$\frac{60 \text{ g}}{40 \text{ g}} = \frac{3}{2}$$

Cálculos estequiométricos

Estes são os cálculos que envolvem as quantidades de reagentes e produtos numa reacção química.

Nestes cálculos aplicam-se as leis até agora aprendidas, assim como o número de moles.

Os cálculos de quantidades exactas, definidos como cálculos estequiométricos, possuem muitas aplicações na indústria e no laboratório. Qual o rendimento de um processo industrial? Qual é o grau de pureza da matéria-prima? Que volume de gás passará pela chaminé? Estes são exemplos de questões para as quais o cálculo estequiométrico oferece respostas.

Para resolvermos problemas de estequiometria, regra geral, temos que:

- Conhecer a equação representativa da reacção química.
- Aplicar cálculos de proporções, como regras de três simples, lembrando que a proporção entre os coeficientes é uma proporção entre moléculas. Por sua vez, esta proporção é a que existe entre moles das substâncias.

Havendo excesso de reagente numa reacção deve retirar-se o excesso para poder trabalhar com a proporção constante, ou seja, observar a estequiometria da reacção.

Exemplo

1. Considere a formação da água a partir de H₂ e O₂.

- Qual é o número de moles de água formado a partir de 5 mol de O₂?
- Qual é a massa de H₂O formada a partir de 16 g de H₂?
- Qual é o volume de O₂, medido nas CNTP, necessário para reagir com 32 g de H₂?
- Qual é o número de moléculas de H₂O formado a partir de 224 l de H₂, medido nas CNTP?

Resolução

1. a) 10 mol H₂O



$$x = \frac{36 \cdot 16}{4} = 144 \text{ g H}_2\text{O}$$

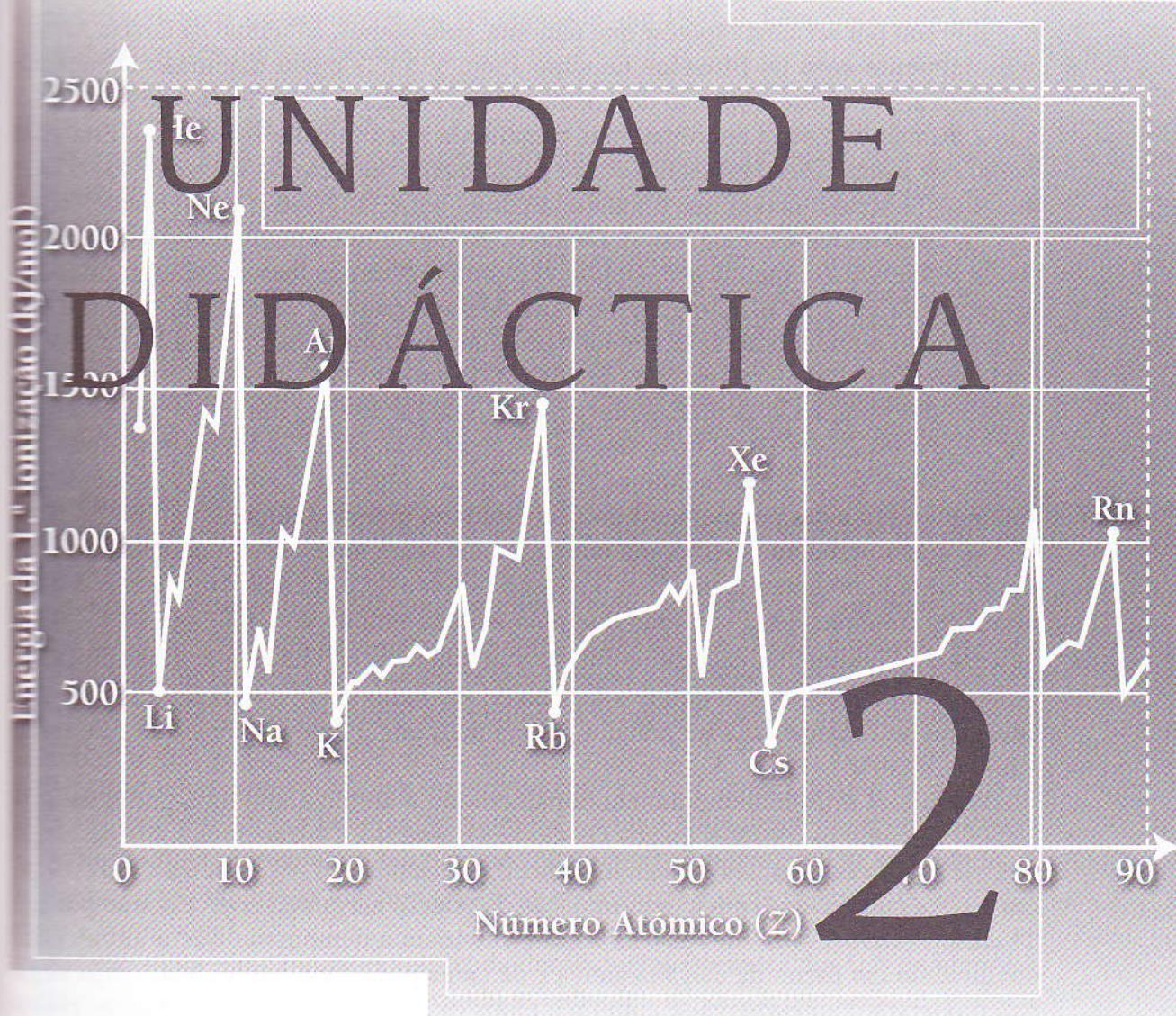
sabendo que as suas massas atómicas são:

Zn = 65 uma	H = 1 uma	Al = 27 uma
Fe = 56 uma	Pb = 207 uma	N = 14 uma
S = 32 uma	O = 16 uma	

4. Qual é o volume ocupado nas CNTP por 84 g de gás nitrogénio?
5. Quantos gramas de gás carbónico são necessários para ocupar o volume de 56 ℓ , nas CNTP?
6. Qual é o número de moléculas existentes em 336 ℓ de gás oxigénio, nas CNTP?
7. Quantos moles estão contidos em 1 g de H₂O?
8. Quantas moléculas de H₂O estão contidas nessa quantidade de H₂O? (referente à questão anterior)
9. Qual a massa molar de 1 mol de Al, sabendo que tem massa atómica igual a 27 g.
10. Quantos gramas há em:
 - 2 mol de enxofre
 - 0,2 mol de HgO
11. Queimando-se 60 g de C, forma-se 220 g de CO₂. Qual é a massa de O₂ que interveio na reacção?
12. Quando o H₂ reage com o O₂ para formar H₂O, verifica-se que:

$$2 \text{ H}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} \text{ (\ell)}$$
 Calcule as massas de H₂ e O₂ necessárias para formar 36 g de H₂O.
13. O Fe e o S reagem formando FeS (II). A proporção fixa das massas dos reagentes é de 7:4, respectivamente.
 - Quantos gramas de Fe são necessários para reagirem com 32 g de S e quantos gramas de FeS se formam após a reacção?
 - Quantos gramas de S podem reagir com 84 g de Fe?
 - Quantos gramas de Fe e de S são necessários para formar 99 g de FeS (II)?
14. As substâncias Ca e O₂ ao reagirem formam CaO. A proporção das massas dos reagentes é de 5:2. Temos 25 g de Ca e 12 g de O₂ para reagir.
 - Qual é a substância que está em excesso e quantos gramas são?
 - Quantos gramas de CaO teremos após a reacção?
15. Calcule a massa de ZnCl₂ que se produziu a partir da reacção de 10 g de Zn com HCl.
16. Quantos gramas de ZnCl₂ podem formar-se a partir de 10 g de Zn e 5 g de HCl?

17. A termólise de CaCO_3 dá CaO e CO_2 . Quantos gramas de CaO se formam a partir de 11 kg de CaCO_3 e quantos litros de CO_2 se libertam?
18. A termólise de clorato de potássio dá O_2 e KCl .
- Quantos gramas de KClO_3 são necessários para a produção de 19,2 g de O_2 ?
 - Quantos gramas de KCl se formarão?
19. Qual é o volume de H_2 medido em CNTP que se forma na reacção de 26 g de Zn com quantidade suficiente de HCl ?
20. Um composto contém: 27,06% de Na; 16,4% de N e 56,47% de O.
Determine a fórmula do composto.
21. Qual é o volume de cloro necessário para a cloração completa de 10 l de metano?
22. O alumínio reage com óxido de ferro (III), formando óxido de alumínio e ferro.
- Tendo-se 10,0 g de alumínio e 50,0 g de óxido de ferro (III).
Existirá alguma substância em excesso? Justifique através de cálculos.
 - Quantos gramas de ferro são produzidos?
23. Quantos gramas de N_2 estão contidos em 20 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?
24. Das seguintes afirmações:
- Todas as espécies químicas podem ser representadas por fórmulas químicas especiais.
 - Uma solução ou mistura homogénea também pode ser representada por uma fórmula química.
 - A fórmula de uma espécie química é a representação da sua molécula.
Quais são correctas?
 - I e II
 - II e III
 - I e III
 - apenas I
 - apenas III



Estrutura Atómica

História sobre a Constituição Atómica da Matéria

Começou por ser uma hipótese que remonta, pelo menos, ao tempo da Grécia Antiga, especialmente com os filósofos Leucipo (Séc. V a.C.) e seu discípulo Demócrito (460-370 a.C.), contra a opinião de Aristóteles (384-322 a.C.) e de Platão (427-347 a.C.) que a matéria não seria contínua, mas constituída por unidades ou átomos. Esta visão atómica da matéria foi adoptada filosófica e praticamente pelo romano Lucrécio (53-95 a.C.) mas é só 17 séculos depois que é retomada por R. Boyle (1627-1691) e I. Newton (1642-1727), sendo apenas em 1803, com J. Dalton (1766-1844), que a teoria atómica se liga fortemente à observação experimental. Dalton elaborou a primeira lista de massas atómicas, numa escala em que o hidrogénio era considerado padrão. Postulando que, durante uma reacção química, não se destroem nem se criam átomos, justificou a lei da conservação da massa durante as reacções, devida a A. Lavoisier (1743-1794).

A lei das proporções definidas previamente estabelecida por um outro químico francês J. L. Proust (1754-1826) ficou também racionalizada, já que cada composto seria formado sempre pelos mesmos átomos numa relação constante. Estava em concordância com esta teoria, a das proporções múltiplas devida ao próprio Dalton.

Um outro problema se colocaria entretanto, ao verificar-se que os «átomos» podiam combinar-se e, no entanto, produzir o mesmo número de partículas. Hoje temos dificuldades em compreender a confusão que uma reacção simples como $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$ pudesse ter causado; o conceito de molécula não havia sido ainda criado. O problema foi resolvido pelo químico italiano A. Avogadro (1776-1850) em 1811, mas os benefícios só começaram a ser notados 5 anos mais tarde, com o trabalho de S. Canxile Zaro (1826-1910).

Dalton e os seus contemporâneos consideravam o átomo como uma partícula indivisível, tal como os filósofos gregos Leucipo e Demócrito. Os trabalhos sobre descargas eléctricas através de gases a pressão reduzida iniciados por W. Crookes (1832-1919) em 1879 e culminados com a determinação da relação carga/massa do electrão por J. J. Thomson (1856-1940) em 1897 na Inglaterra viriam a demonstrar que o átomo pode ser dividido em partes de carga negativa e de carga positiva; a partícula de carga negativa o (electrão) apresentava-se comum a todos os átomos, mas a parte de carga positiva era diferente. Entretanto, em 1896, H. Becquerel (1852-1908) em França descobriu que sais de urânio emitiam radiações, assim se reforçando a ideia de que os átomos não eram indivisíveis; ao fenômeno chamou radioactividade. Em 1902, E. Rutherford (1871-1937) mostrou que um tipo de radioactividade – radiação X – era derivada a átomos de hélio carregados positivamente. Discípulos de Rutherford, em 1910, H. Geiger e E. Marsden estudaram os desvios experimentais pelas partículas, ao bombardearem folhas de metal ouro. Com base nestas experiências, Rutherford concluiu corretamente que o átomo é constituído por um núcleo de carga positiva, o qual concentra quase toda a massa do átomo num pequeno volume rodeado por electrões.

O núcleo seria constituído por partículas de carga positiva – depois chamados protões – conjuntamente com um certo número de electrões. Entretanto, em 1909, o americano R. Millikan (1868-1954) havia determinado a carga do electrão, permitindo

assim, conhecer-se também a sua massa, uma vez que a relação entre carga e massa havia já sido determinada por Thomson. Continuando os trabalhos de Thomson, E. Aston (1877-1946), determinando as massas atómicas com elevada precisão (a partir da técnica do espectrómetro de massa), descobriu em 1919, que os átomos de um mesmo elemento podem ter massas diferentes. Na realidade, em 1932, J. Chadwick (1891-1974), em Inglaterra, descobriu o neutrão.

Bohr afirmou que o átomo é uma partícula estruturada com núcleo que contém protões e na electrosfera giram os electrões.

Thomson afirmou que o átomo é uma partícula electricamente neutra com aspecto de uma esfera uniforme que possui igual número de cargas positivas e negativas, que se encontram desordenadamente distribuídas por todo o volume do átomo. Assim, segundo Thomson, o átomo é uma partícula neutra e inteiramente sólida. Esta teoria não subsistiu durante muito tempo, pois outro cientista inglês, Rutherford realizou uma experiência que lhe permitiu concluir que tal modelo não correspondia à realidade. Essa experiência só foi possível realizar-se após a descoberta da radioactividade que é a propriedade que certos elementos possuem de emitir espontaneamente raios com efeitos físicos e fisiológicos.

Marie Curie, física francesa, realizou uma investigação sistemática da radiação e mostrou que alguns sais podem emitir a radiação. Alguns deles eram mais activos do que os sais de urâno.

H. Becquerel, em 1899, mostrou que a radiação do rádio (elemento radioactivo descoberto por Marie Curie) podia ser desviada por um íman.

Rutherford, também em 1899, anunciou que a radiação de urâno é composta por pelo menos dois tipos diferentes de radiação que chamou de radiação alfa (α) e radiação beta (β).

P. Villard, um investigador francês, pouco depois, confirmou a existência de um terceiro tipo de radiação, que é também emitida por sais de urâno e rádio, a radiação γ (gama). Mais tarde foi mostrado que:

Radiação α – é constituída por partículas cuja massa é igual à massa do átomo de hélio (carga positiva). É a maior, a mais pesada e a mais lenta das emissões radioactivas.

Radiação β – representa um feixe de electrões (carga negativa) de alta velocidade.

Radiação γ – são ondas electromagnéticas mais curtas e mais penetrantes do que os raios X (sem carga).

A acção sobre estas emulsões resulta da decomposição química dos sais da prata que entram na sua constituição. Fotografando as radiações, depois de previamente separadas num campo magnético, a fotografia apresentará tantas manchas distintas quantas as radiações diferentes que compõem o feixe. Portanto, quer os raios α , β e γ têm acção química, embora com intensidades diferentes. Os mais energéticos são os raios γ .

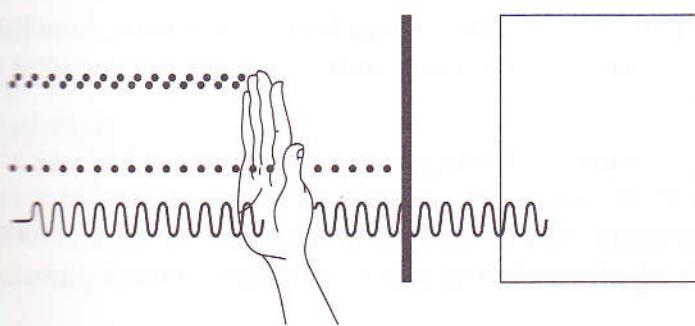


Fig. 2.1 Efeito das radiações.

Experiência de Rutherford

Uma fina lâmina de ouro é bombardeada com partículas α que são emitidas por um elemento radioactivo. Por trás dessa lâmina de ouro há um anteparo recoberto de sulfureto de zinco, que tem a propriedade de detectar as partículas α , pois torna-se fluorescente sob o seu impacto.

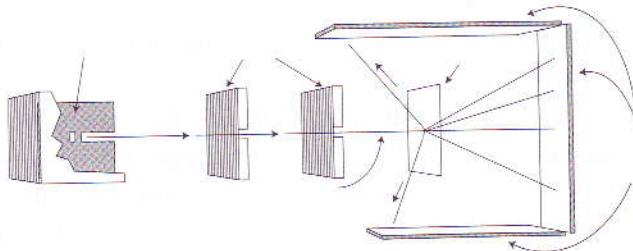


Fig. 2.2 Experiência de Rutherford.

Resultado da experiência

Rutherford verificou que:

- 1.º A maior parte das partículas α não se desvia.
- 2.º Poucas sofrem um desvio brusco.
- 3.º Um número reduzido retrocede violentamente.

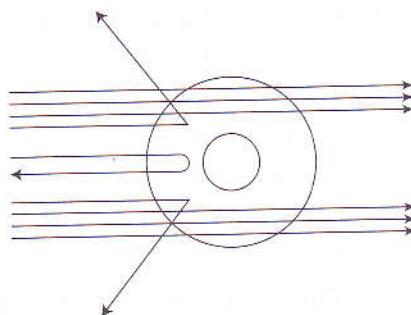


Fig. 2.3 Partículas α .

Conclusões da experiência

- a) O átomo é quase que inteiramente constituído por espaços vazios. Esta conclusão advém do facto de que a maioria das partículas atravessa a lâmina de ouro sem se desviar.
- b) O átomo apresenta um pequeno núcleo relativamente maciço, com o qual apõe um número reduzido de partículas α choca, sofrendo retrocesso.
- c) Em tal núcleo concentra-se a massa do átomo.
- d) Como já se sabia que as partículas α eram carregadas positivamente, concluiu-se que os desvios dessas partículas decorriam da repulsão pelo núcleo que seria também positivo.
- e) O reduzido número de partículas α desviadas permitiu que se calculasse a proporção entre as dimensões do núcleo em relação ao átomo. O núcleo é muito pequeno em relação ao diâmetro do átomo. Essa proporção varia de 1/10 000 até 1/100 000. Finalmente, Rutherford admitiu que os electrões estariam girando em órbitas circulares.



A noção do modelo atómico de Rutherford resumida é:

A matéria é constituída por pequenas partículas chamadas átomos que apresentam duas regiões: o núcleo e a electrosfera.

Partículas fundamentais do átomo

	Partículas	Carga	Massa (kg)
Núcleo	Protões	+	$1,67 \cdot 10^{-27}$
	Neutrões	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$
Electrosfera	Electrão	-	$9,109 \cdot 10^{-31}$

Número atómico (Z)

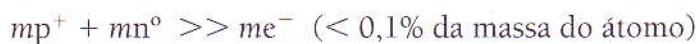
É o número de protões existentes no núcleo do átomo e é sempre um número inteiro.

Número atómico = número de protões = número de electrões (pois o átomo é eletricamente neutro).

Número de massa (A)

A massa do protão é 1836 vezes maior que a massa do electrão.

A massa do protão é igual à massa do neutrão.



por isso, podemos desprezar a massa dos electrões em órbita e dizemos:

Número de massa = número de protões + número de neutrões

$$A = Z + N$$

Isótopos

Definição

Isótopos são átomos do mesmo elemento químico com diferente número de massa.

Estes átomos são quimicamente semelhantes pois possuem igual número atómico.

Exemplos:

Isótopos do cloro

$^{35}_{17}Cl$	$^{37}_{17}Cl$
$A = 35; Z = 17$	$A = 37; Z = 17$
$17 p^+; 17 e^-; 18 n^0$	$17 p^+; 17 e^-; 20 n^0$

Isóbaros

Definição

Isóbaros são átomos de elementos químicos diferentes que possuem o mesmo número de massa e diferente número atómico.

Exemplos:

$^{40}_{19}\text{K}$	$A = 40$ $Z = 19$	19 p^+ 19 e^- 20 n°	$^{40}_{20}\text{Ca}$	$A = 40$ $Z = 20$	20 p^+ 20 e^- 20 n°
----------------------	----------------------	---	-----------------------	----------------------	---

Isótonos

Definição

Isótonos são átomos de elementos químicos diferentes que possuem números atómico e de massa diferentes, mas igual número de neutrões.

Exemplos:

$^{39}_{19}\text{K}$	$A = 39$ $Z = 19$	19 p^+ 19 e^- 20 n°	$^{40}_{20}\text{Ca}$	$A = 40$ $Z = 20$	20 p^+ 20 e^- 20 n°
----------------------	----------------------	---	-----------------------	----------------------	---

Massa isotópica

A palavra isótopo tem origem grega e significa no mesmo lugar, pois os átomos isótopos localizam-se no mesmo lugar da classificação periódica dos elementos.

A descoberta da existência de diferentes átomos com o mesmo número atómico deve-se a Frederich Soddy, ao estudar certas desintegrações radioactivas. Soddy deu a estes átomos o nome de isótopos, e chegou-se a pensar inicialmente que somente os elementos radioactivos apresentavam isótopos. Entretanto, J. J. Thomson, em 1919, verificou que o néon, elemento não radioactivo, é formado por dois isótopos ^{20}Ne e ^{22}Ne e, posteriormente, em 1921, Fwaston demonstrou que é extremamente frequente a ocorrência de isótopos e que estes participam sempre na mesma proporção na constituição de um elemento químico.



Cálculo da massa atómica

Com base nas massas isotópicas e respectivas percentagens de ocorrência pode calcular-se a massa atómica do elemento em causa.

Cálculo do peso atómico ou massa atómica

O peso de um elemento químico é o valor médio das massas atómicas dos átomos isótopos desse elemento. É expresso em uma.

Calcula-se através da fórmula:

$$A_r (\text{átomo}) = \frac{A_{r1} \cdot P_1 + A_{r2} \cdot P_2 + A_{r3} \cdot P_3 + \dots}{100}$$

onde:

A_r – massa atómica relativa do elemento

A_{r1}, A_{r2}, A_{r3} – massas atómicas relativas dos seus elementos isótopos

P_1, P_2, P_3 – % dos seus átomos isótopos (abundância relativa)

Exemplos:

A partir dos dados a seguir, calcule a massa atómica relativa do oxigénio.

Átomo	Massa atómica	Abundância relativa (%)
$^{16}_8\text{O}$	15,9949	99,759
$^{17}_8\text{O}$	16,9991	0,037
$^{18}_8\text{O}$	17,9992	0,204

$$\begin{aligned} A_r (\text{O}) &= \frac{(15,9949 \cdot 99,759) + (16,9991 \cdot 0,037) + (17,9992 \cdot 0,204)}{100} \\ &= \frac{1599,9354}{100} = 15,9994 \text{ uma} \end{aligned}$$

Energia de ionização

Definição

Energia de ionização é a energia necessária para remover electrões de um átomo.

Exemplo:



À medida que aumenta o tamanho do átomo aumenta também a facilidade para a remoção de 1 electrão, logo a energia de ionização será menor. O tamanho do sistema vai diminuindo à medida que os electrões vão sendo retirados. Isso é devido ao facto de a nuvem electrónica restante ficar mais atraída pelo núcleo.

Com isto conclui-se que o segundo electrão sai mais facilmente que o primeiro electrão, ou seja, a segunda Ei é maior do que a primeira energia de ionização. O terceiro electrão sairá com maior dificuldade do que o segundo electrão, e assim por diante. Assim teremos:

$$1.^{\text{a}} Ei < 2.^{\text{a}} Ei < 3.^{\text{a}} Ei$$

Átomo	1. ^a Ei	2. ^a Ei	3. ^a Ei
Hélio	567	1254	—
Lítio	124	1744	2823
Berílio	214	419	3548

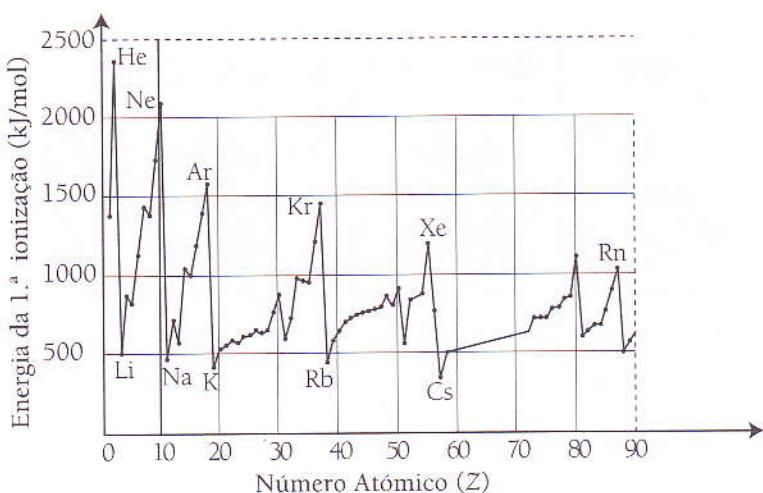


Fig. 2.4 Variação da energia de ionização com o número atómico.

Da análise do gráfico pode concluir-se:

- Os elementos com menor valor de energia da primeira ionização são os metais alcalinos.
- Os elementos com maior valor de energia da primeira ionização são os gases nobres.
- Os valores da energia de ionização diminuem ao passar do gás nobre para o metal alcalino.
- A energia da primeira ionização aumenta da esquerda para a direita ao longo de um período, mas, no entanto, verificam-se algumas exceções, e decresce ao longo de um grupo da Tabela Periódica. A energia de ionização é uma propriedade periódica do número atómico, Z.



1.ª Energia de ionização

Definição

Energia de ionização é a energia necessária para arrancar de um mol de átomo no estado gasoso, um mol de electrões.

Exemplo:

O ião do Na ($Z = 11$) tem 11 p^+ no núcleo e 10 electrões em volta dele. É possível arrancar mais do que um electrão ao átomo de Na. A energia necessária para tal chama-se segunda energia de ionização. O valor desta energia diz respeito a uma mole de Na^+ , no estado gasoso, ao qual são retirados uma mole de electrões segundo:



Também existem as terceira e quarta energias de ionização até à última que para o caso de Na é a 11.^a, pois o seu átomo neutro possui 11 electrões.

Os resultados das determinações das energias de ionização do Na representam-se graficamente por:

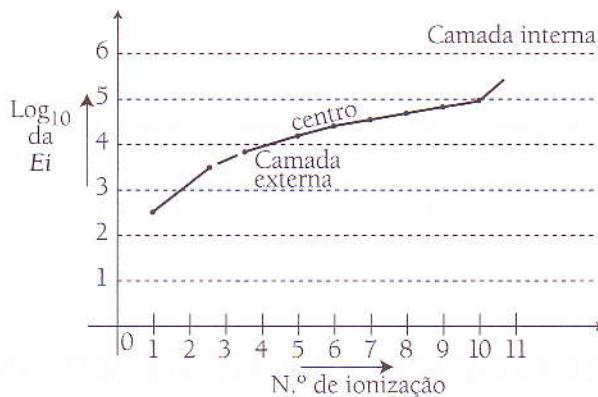


Fig. 2.5 Energia de combustão do sódio.

N.º de ionização	Log ₁₀ da Ei
1	2,5
2	3,6
3	3,9
4	4,1
5	4,2
6	4,5
7	4,7
8	4,8
9	4,9
10	5,8
11	5,9

Iões

No átomo livre, o número de cargas positivas (protões) é igual ao número de cargas negativas (electrões), logo diz-se que é neutro. Contudo, em circunstâncias especiais, ele pode perder ou ganhar um ou mais electrões.

Classificação

São partículas carregadas positiva ou negativamente.

Se o átomo perde electrões fica com excesso de carga positiva, transformando-se assim num ião positivo ou catião.



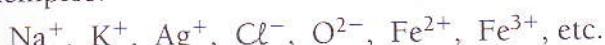
Se o átomo ganha electrões fica com excesso de carga negativa, transformando-se assim num ião negativo ou anião.



Tipos de iões

Iões simples: são constituídos por apenas um elemento.

Exemplos:



Iões compostos: são constituídos por mais do que um elemento.

Exemplos:



Estrutura electrónica como determinante das propriedades químicas

Postulados de Bohr

Entre 1885 e 1962, as pesquisas de Bohr fizeram ver certas falhas no modelo atómico de Rutherford e mostraram a necessidade de aprofundar o estudo da estrutura interna da electrosfera. Apoiado na teoria quântica, Bohr enunciou o seguinte:

1.º Os iões giram em redor do núcleo, em regiões bem definidas, onde não há ganho nem perda de energia. São os chamados estados estacionários.

O estado estacionário menos energético chama-se estado fundamental. Aos restantes estados dá-se o nome de estados excitados, os quais são instáveis.

Não há emissão nem absorção de energia enquanto os electrões estiverem em movimento numa órbita.

2.º Quando um electrão recebe energia, ele poderá passar para uma órbita mais externa, ou seja, mais afastada do núcleo. No entanto, essa órbita é uma posição instável e o electrão tende a voltar à órbita original. Neste retorno, o electrão emite energia.

3.º Para um electrão é mais fácil mudar de órbita ou até mesmo sair do átomo,



quanto mais longe estiver do núcleo. Cada órbita é caracterizada por um número n bem definido que recebeu o nome de número quântico principal. Segundo Bohr, para a primeira órbita $n = 1$, para a segunda $n = 2$, etc.

Distribuição electrónica

Os diferentes níveis energéticos designam-se pelas letras K, L, M, N, O, P, Q ou as diferentes camadas são designadas por números de 1 a 7.

O número máximo de electrões que cada camada pode conter até ao nível n é dada pela equação:

$$e^- = 2n^2$$

onde:

e^- – número máximo de electrões

n – número da camada

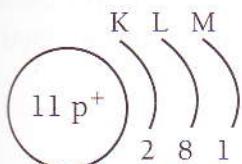
Camada ou nível	Teórico $e^- = 2n^2$	Prático $e^- = 2n^2$
K = 1	2	2
L = 2	8	8
M = 3	18	18
N = 4	32	32
O = 5	50	32
P = 6	72	18
Q = 7	98	2

A última camada de qualquer átomo contém no máximo 8 electrões, excepto os átomos de irídio (Ir) e paládio (Pd).

Os electrões da última camada determinam as propriedades químicas dos elementos.

Exemplo:

Configuração electrónica do sódio ${}_{11}^{23}\text{Na}$



A tendência do e^- , na última camada, é ser cedido, o que lhe confere propriedades metálicas.

Mecânica Quântica

A Mecânica Quântica surgiu como um melhoramento da teoria de Bohr. Bohr referiu-se à órbita de um electrão, como sendo a trajectória bem definida que o electrão percorre, enquanto gira em volta do núcleo.

Segundo a Mecânica Quântica, não é possível localizar num determinado ponto os electrões que se movem a grande velocidade. Assim, na Mecânica Quântica fala-se em orbital, como sendo a região do espaço onde é maior a probabilidade de encontrar um electrão. A orbital tem o aspecto de uma nuvem electrónica.

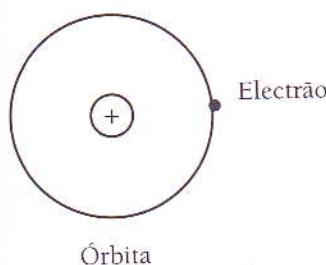


Fig. 2.6 Modelo de Bohr.

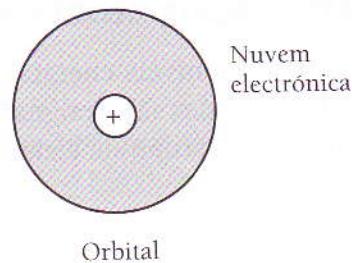


Fig. 2.7 Modelo da Mecânica Quântica.

Orbitais *s, p, d, f*

O electrão possui energia diferente dependendo da orbital em que se encontra.

No modelo de Bohr os níveis de energia foram indicados pelas letras K – Q ou pelo número n . Na Mecânica Quântica fala-se em número n para indicar o nível de energia. Chama-se a este número, número quântico principal.

Segundo o cálculo da Mecânica Quântica, o nível de energia com número quântico principal, n , possui n^2 orbitais diferentes.

O nível com:

$n = 1$ tem 1 orbital

$n = 2$ tem 4 orbitais

$n = 3$ tem 9 orbitais

As orbitais do mesmo nível diferem entre si de duas maneiras:

a) pela sua forma;

b) pela sua orientação relativa no espaço.

Forma geométrica das orbitais dos subníveis

1.º No nível K ou camada 1 existe apenas um tipo de subnível, cuja orbital é chamada 1s e que tem forma geométrica circular. Na realidade, a orbital não possui um limite nítido, mas a representação geométrica exige figuras com limite definido e nítido, facilitando-se, desta maneira, a visualização espacial.

Esférica: tipo s

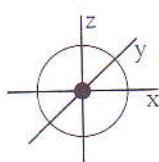


Fig. 2.8 Diagrama das orbitais de tipo s para um dado nível de energia.

No centro está o núcleo e, em torno dele, a nuvem electrónica que apresenta a maior densidade electrónica nas proximidades do núcleo.



2.º No nível L encontramos mais um tipo de subnível cuja orbital é chamada $2p$ que tem em cada eixo distinto o formato de dois ovos.

Oval: tipo p

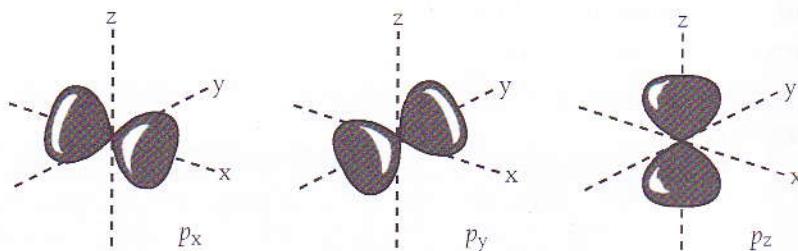


Fig. 2.9 Diagrama das orbitais de tipo p para um dado nível de energia.

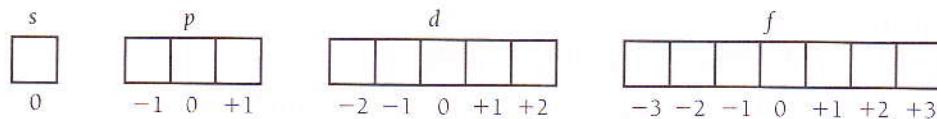
3.º Nos níveis M e N encontramos os subníveis cujas orbitais são $3d$ e $4f$, respectivamente, que têm formatos complexos.

Orientações das orbitais

As diferentes orientações dependem da forma:

- Tipo s – uma só orientação.
- Tipo p – três orientações diferentes (p_x, p_y, p_z).
- Tipo d – cinco orientações diferentes.
- Tipo f – sete orientações diferentes.

Representa-se cada orbital por um quadrado (ou caixa).



Esquema dos níveis de energia com diferentes orbitais

											Número de orbitais
$n = 4$	$\overline{4s}$	$\overline{4p_x}$	$\overline{4p_y}$	$\overline{4p_z}$	$\overline{4d}$	\vdots	$\overline{4f}$	\vdots	\vdots	\vdots	16
$n = 3$	$\overline{3s}$	$\overline{3p_x}$	$\overline{3p_y}$	$\overline{3p_z}$	$\overline{3d_1}$	$\overline{3d_2}$	$\overline{3d_3}$	$\overline{3d_4}$	$\overline{3d_5}$		9
$n = 2$	$\overline{2s}$	$\overline{2p_x}$	$\overline{2p_y}$	$\overline{2p_z}$							4
$n = 1$	$\overline{1s}$										1

Cada orbital é identificada pela mesma letra do subnível correspondente. Assim:

- Subnível s – contém 1 orbital s .
- Subnível p – contém 3 orbitais p .
- Subnível d – contém 5 orbitais d .
- Subnível f – contém 7 orbitais f .

Sabendo que cada orbital pode conter só dois electrões, segundo a equação de Rydberg teremos:

Subnível	n.º de orbitais	N.º máximo de electrões no subnível
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Números quânticos

Dado um átomo de número atómico Z , ele possui x protões no seu núcleo e y electrões na electrosfera. Entre os electrões de um dado átomo não existem dois que tenham as mesmas características: todos eles são distintos entre si. Todos eles têm igual massa e a mesma carga eléctrica, mas existem outras características individuais que distinguem cada electrão de todos os demais electrões do mesmo átomo.

A individualização de qualquer electrão da electrosfera é feita a partir de quatro números quânticos:

n – é o número quântico principal

ℓ – é o número quântico azimutal ou secundário

m_ℓ – é o número quântico magnético

m_s – é o número quântico de spin

Número quântico principal (n)

Este número está associado aos níveis de energia do electrão e delimita a região onde ele pode ser encontrado com maior probabilidade.

A expressão que fornece o valor da energia de cada nível é:

$$E = -\frac{m e^4 Z^2}{8 \epsilon_0^2 n^2 h^2}$$

onde:

m – massa de um electrão

ϵ_0 – permissividade no vácuo

e – carga de um electrão

n – número quântico principal 1, 2, 3, 4, ...

Z – número atómico

E – energia de uma camada

h – constante de Planck = $6,625 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$



Nesta equação, n pode assumir valores inteiros arbitrariamente grandes, $n = 1, 2, 3, 4, 5$, etc., indicando que, teoricamente, poderemos ter infinitos níveis de energia.

A espectroscopia, entretanto, mostra que um átomo pode possuir, no máximo, 7 níveis de energia que são designados pelos números de 1 até 7 e pelas letras K até Q.

Nível	Letra	Valor de n	Valor de E (kcal)
1. ^o	K	1	-313,6
2. ^o	L	2	-78,4
3. ^o	M	3	-34,8
4. ^o	N	4	-19,6
5. ^o	O	5	-12,5
6. ^o	P	6	-8,7
7. ^o	Q	7	-6,3

A partir dos dados no quadro nota-se que o 1.^o nível é o menos energético e o sétimo é o mais energético. A energia pode ser calculada a partir da fórmula:

$$E = -\frac{(2,18 \cdot 10^{-18}) Z^2}{n^2}$$

Número quântico azimuthal ou secundário (ℓ)

Os níveis energéticos, pelo facto de possuirem vários electrões, dividem-se em níveis menores chamados subníveis de energia.

Assim, este número quântico está relacionado, matematicamente, com o subnível de energia do electrão, dentro do nível especificado pelo número quântico principal.

Como já anteriormente vimos, nos átomos dos elementos podem ocorrer quatro subníveis ou orbitais, designados, de dentro para fora, pelas letras s , p , d e f que são as letras iniciais das palavras inglesas sharp, principal, difuse e fundamental.

Como o número quântico principal, cada letra de um subnível pode ser associada a um número, que é o número quântico azimuthal ou secundário. Assim teremos:

$s = 0$; $p = 1$; $d = 2$; $f = 3$, ou seja:

$$\ell = 0, 1, \dots (n - 1)$$

onde:

n – número quântico principal

Cada valor de ℓ indica a existência de um subnível.

Em cada órbita há um número diferente de subníveis ou orbitais. Para saber quantos subníveis existem em cada órbita ou nível, utilizamos a fórmula:

$$0 \leq \ell \leq n - 1$$

onde:

ℓ – número quântico secundário

n – número quântico principal

Número máximo de electrões existentes em cada subnível

Pode ser calculado a partir da fórmula:

$$e^- = 4\ell + 2$$

onde:

e^- – número máximo de electrões em determinado subnível

ℓ – número quântico azimutal ou secundário

Exemplo

O nível L, quantos subníveis possui?

Resolução

Dados

$$L = 2; n = 2$$

Fórmula

$$0 \leq \ell \leq n - 1$$

$$0 \leq \ell \leq 2 - 1$$

$$0 \leq \ell \leq 1$$

Os valores possíveis são 0 e 1 que correspondem aos subníveis s e p.

Assim, conclui-se que no nível 2 existem dois subníveis: um do tipo s e outro do tipo p.

Exemplo

Qual é o número máximo de electrões no subnível $\ell = 0$?

Resolução

Dados

$$e^- ?$$

$$\ell = 0$$

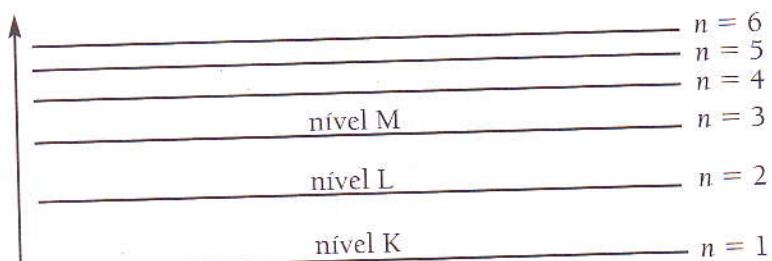
Fórmula

$$e^- = 4\ell + 2$$

$$e^- = 4 \cdot 0 + 2$$

$$e^- = 2$$

Graficamente teremos:



À medida que nos afastamos do núcleo, a distância entre as camadas vai gradativamente diminuindo.



Número quântico magnético (m_l)

Este indica qual a orientação ou inclinação do plano orbital no espaço.

A variação algébrica de m_l compreende os valores inteiros que vão desde $(-\ell)$ até $(+\ell)$, passando inclusive por zero, isto é:

$$m_l = -\ell \dots 0 \dots +\ell$$

Cada valor m_l vai indicar a existência de uma orbital. Para cálculos empregamos a fórmula:

$$-\ell \leq m_l \leq +\ell$$

Subnível	N.º de órbitas	Valor de ℓ	Valor de m_l
s	1	0	0
p	3	1	-1, 0, +1
d	5	2	-2, -1, 0, +1, +2
f	7	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

Exemplo

Quantas orientações existem para as orbitais cujo número azimutal é 1?

Resolução

Dados

$$m_l = 1$$

Fórmula

$$-1 \leq m_l \leq +1 \quad -1 \leq 0 \leq +1$$

Se se representar cada orbital por um $\boxed{}$, teremos:

s 	p 	d 	f
$m_l = 0$	$m_l = -1 \ 0 \ -1$	$m_l = -2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2$	$m_l = -3 \ -2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2 \ +3$

Basta conhecer-se a orbital do electrão para se conhecer o valor de m_l e vice-versa.
No nível 2 existem duas formas de orbitais s e p.

Precede-se a letra do subnível pelo número quântico principal, então temos 2s e 2p.
A orbital 2s é uma coroa esférica que envolve 1s.

As orbitais $2p$ são de três tipos: $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ que se orientam no espaço, em três eixos triortogonais: x , y e z .

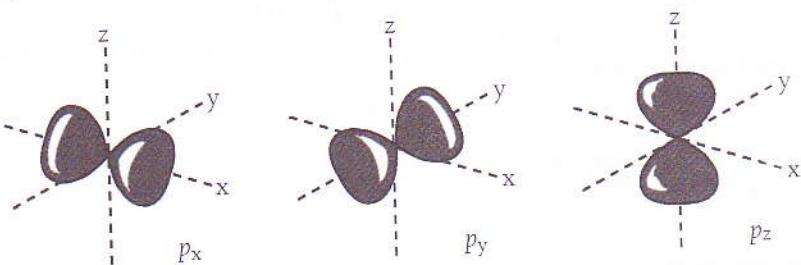


Fig. 2.10 Diagrama das orbitais de tipo p para um dado nível de energia.

Se um electrão estiver na orbital p_x , a sua direcção preferencial, em relação ao núcleo, estará apenas no eixo x . Acontecerá o mesmo com as orbitais p_y e p_z .

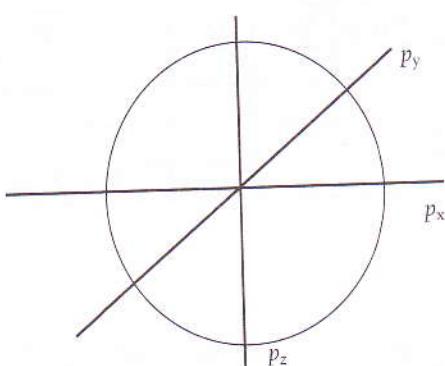


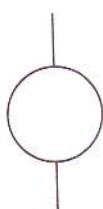
Fig. 2.11 Visualização espacial das três orbitais $2p$.

Número quântico magnético de spin (m_s)

Este indica o sentido de rotação do electrão em torno do seu eixo hipotético.

Para s existem apenas dois valores; $+1/2$ que graficamente é representado por \uparrow e $-1/2$ cuja representação gráfica é \downarrow .

Sendo \square a orbital e as $\uparrow\downarrow$ os spins dos electrões. Também se pode representar a orbital com \bigcirc . Logo teremos, $\bigcirc\uparrow\bigcirc\downarrow$



$$m_s = +1/2 \quad m_s = -1/2$$



Quando temos dois electrões com spins contrários, dizemos que estão emparelhados ou em antiparalelo – estes electrões atraem-se:

Distribuição dos electrões pelos vários subníveis de energia

A sequência de preenchimento dos vários subníveis é indicada pelo diagrama de Linus Pauling.

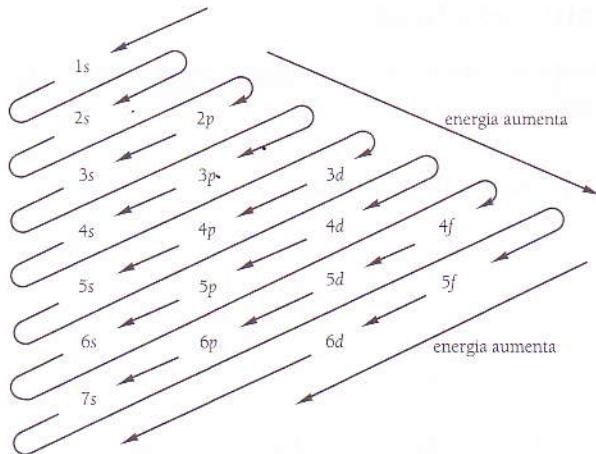


Fig. 2.12 Diagrama de Linus Pauling.

A sequência de preenchimento é:

$$\xrightarrow{\text{Energia aumenta}} \begin{matrix} 1s & 2s & 2p & 3s & 3p & 4s & 3d & 4p & 5s & 4d & 5p & 6s \dots \end{matrix}$$

Os conceitos energia de nível e energia de subnível são diferentes.

Exemplo:

O 4.º nível é mais energético que o 3.º nível. Porém, o subnível 4s tem menos energia que o subnível 3d.

Distribuição electrónica

O electrão procura sempre instalar-se num subnível de menor energia.

Regras de distribuição

- 1.ª Construir o diagrama de Pauling.
- 2.ª Verificar quantos electrões o sistema contém.
- 3.ª Preencher a partir do subnível de menor energia.
- 4.ª Nunca ultrapassar o número de electrões de um subnível.
- 5.ª Uma vez preenchido um subnível, passar para o subnível de energia imediatamente superior.

Exemplo:

Hidrogénio $Z = 1$

Distribuição eléctrica é: $1s^1$ — Electrão

 Nível Subnível

$1s^1$ significa: 1 electrão do subnível s no 1.º nível.

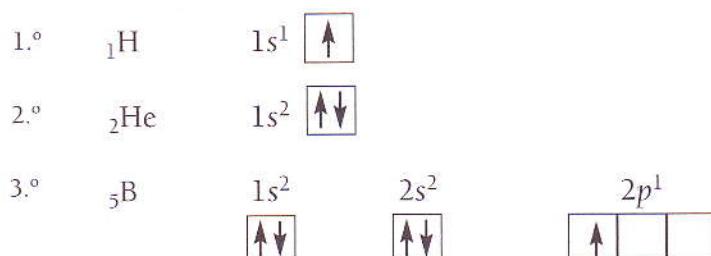
Princípio de Pauli (exclusão)

Uma orbital conterá no máximo dois electrões, os quais apresentarão spins contrários (rotações opostas).

A representação das orbitais é feita por um quadrado.

Cada electrão é representado por uma seta.

Exemplos:



Para entender a distribuição dos átomos maiores é necessário conhecer a regra de Hund.

Regra de Hund ou regra da máxima multiplicidade

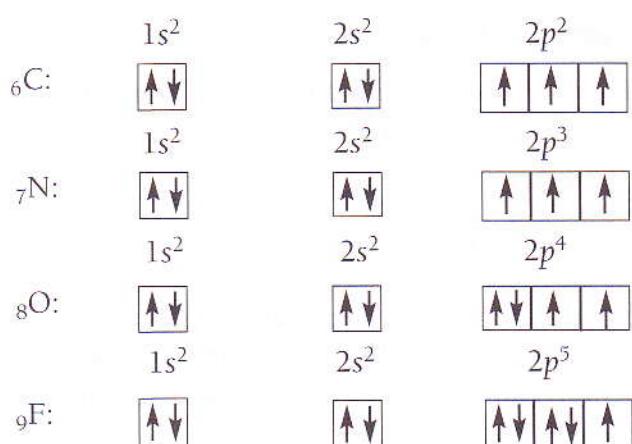
A distribuição dos electrões nas orbitais de um mesmo subnível faz-se em duas etapas:

1.^a Colocar inicialmente 1 electrão em cada orbital.

Neste caso, estes electrões deverão apresentar spins iguais ou paralelos.

2.^a Depois de cada orbital apresentar 1 electrão, iniciar o emparelhamento, isto é, colocar o segundo electrão em cada orbital.

Exemplos:





A regra de Hund explica-se pelo facto de existir repulsão entre os electrões, fazendo com que ocupem, se possível, orbitais vazios de um mesmo subnível. Isto diminuirá a repulsão entre eles.

Princípio da incerteza de Heisenberg

É impossível determinar, simultaneamente e com exactidão, a posição e a velocidade de uma partícula (electrão) que gira em redor do núcleo. A posição e a velocidade são dados imprescindíveis à determinação de uma trajectória.

Exercícios de consolidação

1. Preencha os espaços vazios da tabela.

Átomo	Z	A	p ⁺	nº	e ⁻
A	1	1			
B	8			8	
C			44	57	44
D		238		146	
E	70	140			
F			39	50	

2. Dado o elemento «X» que possui Z = 35, indique:

- a) Qual a configuração electrónica em ordem energética crescente e em ordem quântica crescente?
- b) A camada de valência e o respetivo número de electrões.
- 3. Dado o elemento silício, apresente a sua configuração electrónica e diga quais são os números quânticos do seu electrão com maior energia.
- 4. Quantos electrões tem o número quântico azimutal igual a 1, num átomo cujo Z = 30?
- 5. Na relação abaixo, apenas um conjunto de números quânticos é possível. Diga qual é e justifique a sua escolha.

- a) $n = 2 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 2 \quad m_s = +\frac{1}{2}$
- b) $n = 2 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 2 \quad m_s = -\frac{1}{2}$
- c) $n = 2 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 0 \quad m_s = +\frac{1}{2}$
- d) $n = 3 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 3 \quad m_s = -\frac{1}{2}$
- e) $n = 2 \quad \ell = 2 \quad m_\ell = 1 \quad m_s = +\frac{1}{2}$

6. Se um electrão se move de um nível de energia de um átomo para outro nível de energia mais afastado do núcleo do mesmo átomo, pode afirmar-se que:
- a) há absorção de energia;
 - b) há emissão de energia;
 - c) não há variação de energia;
 - d) o número de oxidação do átomo varia;
 - e) há emissão de luz de um comprimento de onda definido.
7. Um átomo que possui configuração $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$, apresenta na camada mais externa:
- a) 5 electrões
 - b) 7 electrões
 - c) 1 electrão
 - d) 3 electrões
 - e) 13 electrões
 - f) 15 electrões
8. O último electrão de um átomo no estado fundamental apresenta $n = 6, \ell = 0, m_\ell = 0$ e $m_s = +\frac{1}{2}$. Quantos protões tem o núcleo deste átomo?
9. Num subnível de número quântico azimutal igual a 2, os valores que o número quântico pode ter são:
- a) 0, 1
 - b) 0, 1, 2
 - c) apenas $-1, 0, +1$
 - d) apenas $0, +1, +2$
 - e) $-2, -1, 0, +1, +2$
10. Considere um elemento cujo $Z = 56$.
- a) Indique todos os números quânticos dos electrões de maior energia.
 - b) Posicione o referido elemento na Tabela Periódica, indicando o período e o grupo.
 - c) Quantos electrões possui no seu penúltimo nível?

UNIDADE

PERÍODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
GRUPO	1 G																2 G	
1	Hidrogénio 1,01 Átomo mais leve do universo																He 4,00 Hélio	
2	Helio 5,61 Elemento mais abundante no universo																Ne 20,18 Néon	
3	Sódio 22,99 Elemento mais abundante na crosta terrestre	Magnésio 24,31 Elemento mais abundante no oceano																
4	Kálcio 40,08 Elemento mais abundante na crosta terrestre	Ca 40,08 Elemento mais abundante no oceano	Scandio 44,96 Scandio	Titânio 47,87 Titânio	Vanádio 50,94 Vanádio	Cromo 51,99 Cromo	Manganês 51,94 Manganês	Ferro 55,85 Ferro	Co 58,93 Cobalto	Niquel 58,69 Niquel	Cobre 63,55 Cobre	Zinco 65,39 Zinco	Gálio 69,72 Gálio	Ge 72,61 Germanio	As 74,92 Arséniio	Se 78,96 Selênio	Br 79,90 Bromo	Kr 83,80 Criptônio
5	Rubádio 85,47 Rubádio	Sírio 87,62 Sírio	Y 88,91 Itrio	Zr 91,22 Zircônio	Nb 92,91 Niobio	Mo 95,94 Molibdénio	Tc 98 Técnetio	Ru 101,07 Ruténio	Rh 102,91 Paládio	Pd 106,42 Pd	Ag 107,87 Prata	Cd 112,41 Cádmio	In 114,82 Indio	Sn 118,71 Estanho	Sb 121,75 Antimônio	Te 127,60 Telúrio	I 126,90 Iodo	Xe 131,29 Xénon
6	Cs 132,91 Cs	Bártio 137,33 Bártio	57 *S La 138,91 Lantâno	Hf 178,49 Hánio	Ta 180,95 Tântalo	W 183,84 Tungsténio	Re 186,21 Rênia	Os 190,23 Ósmio	Ir 192,22 Índio	Pt 195,08 Platino	Au 196,97 Ouro	Hg 200,59 Mercurio	Tl 204,38 Tálio	Pb 207,20 Chumbo	Bi 208,98 Bismuto	Po 210,00 Astatato	At 210,00 Rádon	Uuo 223,00 Ununoctíio
7	Fr 223,00 Fr	Rádio 225,00 Rádio	89 *S Ac 227,00 Actinio	Rutherfordio 261 Rutherfordio	Dubnio 262 Dubnio	Seaborgio 263 Seaborgio	Bh 264 Bohrio	Hs 265 Hassio	Mt 268 Metatrônio	Uuu 269 Ununoáctio	Uub 272 Ununbímio	Uub 277 Ununbímio	Uniquádio 285 Uniquádio	Uuh 289 Ununhexáio	Uuo 293 Ununoctíio	Uuo 293 Ununoctíio	Uuo 293 Ununoctíio	

3

Lantanídeos	Ce 140,12 Cerio	Pr 140,91 Praseodímio	Nd 144,24 Neodímio	Pm 145 Promécio	Sm 150,35 Samário	Eu 151,96 Europio	Gd 157,25 Gadolinio	Tb 162,50 Terbio	Dy 164,93 Disprosio	Ho 167,26 Hálmio	Er 167,26 Euro	Tm 168,93 Tálio	Lu 174,17 Lutécio
Actinídeos	Th 232,04 Tório	*Pa 231,04 Protactínio	*U 238,03 Urâno	*Np 237 Neptúnio	*Pu 244 Plutônio	*Am 243 Americio	*Cm 247 Curio	*Bk 247 Berberela	*Cf 251 Californio	*Es 251 Einstenio	*Fm 258 Mendelevio	*Md 252 Nobelio	*No 262 Laurêncio

Lei e o Sistema Periódico dos Elementos. Tabela Periódica

Resumo Histórico

Döebereiner: 1780-1849

Entre 1816 e 1829, Döebereiner agrupou os elementos em séries de 3, com base na semelhança e na diferença das massas atómicas, sendo assim chamadas triades de Döebereiner.

Tríades de elementos de Döebereiner

Elemento	Massa atómica
1	Ca 40,07
	Sr 87,63
	Ba 137,47
2	P 30,97
	As 74,92
	Sb 121,75
3	S 32,06
	Se 79,2
	Te 127,5
4	Cl 35,46
	Br 79,92
	I 126,92

Chancourtois: 1820-1886

Colocou em 1862 os valores do peso atómico numa linha helicoidal, dividida em dezasseis partes iguais, chamada parafuso telúrico e verificou que elementos com propriedades semelhantes aparecem numa linha vertical.

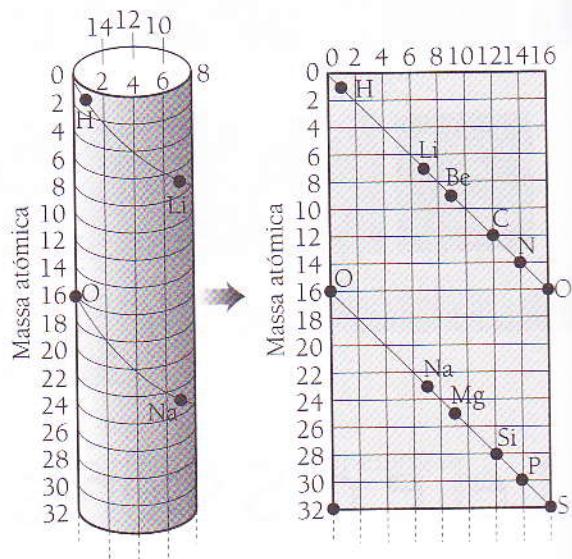


Fig. 3.1 Parafuso telúrico.

Newlands: 1837-1898

Colocou, entre 1863 e 1866, os elementos na ordem crescente das suas massas atómicas e verificou que na sucessão, o oitavo elemento era uma espécie de repetição do primeiro (Lei das oitavas).

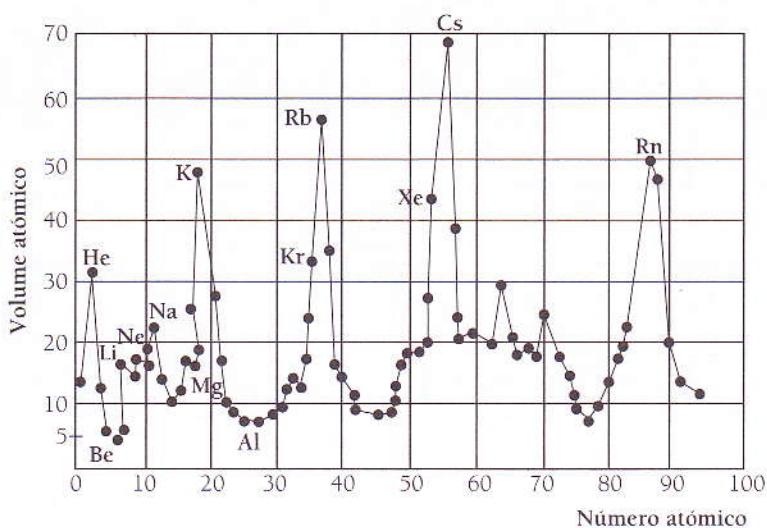
Esta classificação «funcionava» bem até ao cálcio, apresentando deficiências a partir deste elemento.



1	H	8	F	15	Cl	22	Co	29	Br	36	Pd	43	I	50	Pt, Ir
2	Li	9	Na	16	K	23	Ni	30	Rb	37	Ag	44	Cs	51	Ti
3	Be	10	Mg	17	Ca	24	Cu	31	Sr	38	Ca	45	Ba	52	Pb
4	B	11	Al	18	Ti	25	Zn	32	Ce-La	39	U	46	Ta	53	Th
5	C	12	Si	19	Cr	26	In	33	Zr	40	Sn	47	W	54	Hg
6	N	13	P	20	Mn	27	As	34	Di-Mo	41	Sb	48	Nb	55	Bi
7	O	14	S	21	Fe	28	Se	35	Rh-Ru	42	Te	49	Au	56	Os
1.º grupo		2.º grupo		3.º grupo		4.º grupo		5.º grupo		6.º grupo		7.º grupo		8.º grupo	

Löther Meyer: 1830-1895

Colocou um sistema de coordenadas: os volumes atómicos em ordenadas e os pesos atómicos em abcissas e obteve curvas periódicas. Os metais alcalinos encontravam-se no pico das curvas.



Mendeleev: 1869

Por volta de 1869, Mendeleev colocou a existência de alguns elementos por ordem crescente das suas massas atómicas e verificou que existia uma periodicidade nas propriedades dos elementos e enunciou a Lei Periódica:

«As propriedades dos elementos são uma função periódica dos seus pesos atómicos.»

Classificação periódica de Mendeleev (primitiva) (1869)

	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1	H = 1		B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
2	Li = 7	Be = 9,4	Ar = 27	Si = 28	P = 31	S = 32	Cr = 35,5	
3	Na = 23	Mg = 24	? = 27	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	
4	K = 39	Ca = 40	? = 68	? = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	Fe = 59, Ni = 59 Co = 59, Cu = 59
5	Cu = 63	Zn = 65	Y = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	? = 100	
6	Rb = 85	Sr = 87	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 128	I = 127	Ru = 104, Pd = 104 Rh = 104, Ag = 598
7	Ag = 108	Cd = 112	? = 137	Ce = 138	?	?	?	
8	Cs = 133	Ba = 137						
9								
10					Ta = 182	W = 184		
11	Au = 197	Hg = 200	Ti = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12			Th = 231	U = 240				

Moseley: 1913

Lançou o conceito de número atómico e a tabela de Mendeleev foi reorganizada.

Os elementos foram dispostos por ordem crescente de número atómico e chegou-se, então, à tabela actual.

Se seguissemos a Tabela Periódica de Mendeleev encontrariamos um problema.

Exemplo:

O Ni e o Co ficariam em posições contrárias às actuais, se fossem colocados por ordem crescente das massas atómicas.

Importância da lei periódica

Ela serve para:

1. Classificação de todos os elementos.
2. Previsão das propriedades dos elementos não conhecidos.
3. Correcção dos pesos atómicos.



Características do quadro periódico

As propriedades dos elementos dependem da estrutura do átomo e variam de uma maneira sistemática com o número atómico (em ordem crescente).

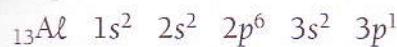
Na vertical encontramos o grupo ou família e na horizontal o período ou série.
Nele encontramos:

Elementos representativos

Grupo	N.º de electrões na última camada	Nome
I	1	Família dos metais alcalinos
II	2	Família dos alcalino-terrosos
III	3	Família do boro (metais terrosos)
IV	4	Família do carbono
V	5	Família do nitrogénio
VI	6	Família dos calcogéneos
VII	7	Família dos halogéneos
VIII	8	Família dos gases nobres, inertes ou raros.

O número de electrões na última camada indica-nos o grupo e o número da última camada indica-nos o período em que o elemento em causa se encontra.

Exemplo:



O alumínio encontra-se no III grupo B, pois tem 3 electrões na última camada, e no 3.º período, pois a sua última camada é a terceira ($3p$).

Elementos de transição

$Z = 58$ até 71 : Lantanídeos

$Z = 90$ até 103 : Actinídeos

Grupo	Último subnível (n.º de electrões)	Nome
III	d (1)	Família do escândio
IV	d (2)	Família dos metais tetravalentes
V	d (3)	Família do vanádio
VI	d (4)	Família do crómio
VII	d (5)	Família do manganês
VIII	d (6)	Família Fe, Co, Ni
	d (7)	Família Ru, Rh, Pd
	d (8)	Família Os, Ir, Pt
I	d (9)	Família dos metais nobres
II	d (10)	Família do zinco

Relação entre a distribuição electrónica dos elementos e a sua posição na Tabela Periódica

A classificação periódica mostra-se particularmente útil quando se estabelece a correlação entre as variações das configurações electrónicas dos átomos dos elementos e a sua posição no Quadro Periódico. Pode, assim, relacionar-se o comportamento dos átomos com a respectiva estrutura e pode compreender-se a periodicidade das propriedades em função da periodicidade das suas configurações electrónicas.

Os átomos tendem a ganhar ou perder electrões, para adquirirem configuração do gás nobre mais próximo, tornando-se assim estável.

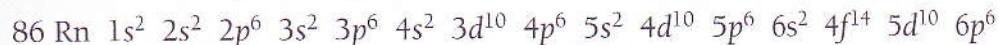
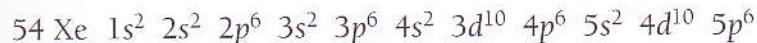
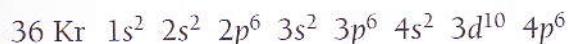
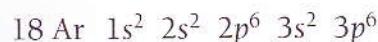
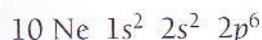
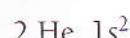
Halogéneos	Gases nobres	Metais alcalinos
9 F	2 He	1 H
17 Cl	10 Ne	3 Li
35 Br	18 Ar	11 Na
53 I	36 Kr	19 K
85 At	54 Xe	37 Rb
	86 Rn	55 Cs
		87 Fr

- Os metais alcalinos ao perderem o electrão na última camada ficam com a estrutura electrónica idêntica à do gás nobre mais próximo.
O K fica com a configuração do gás nobre Ar tornando-se assim estável.
- Os halogéneos ao captarem um electrão preenchem a sua última camada ficando assim com oito electrões e adquirindo a estrutura electrónica do gás nobre mais próximo.

Exemplo:

O iodo, captando um electrão, fica estável e adquire a estrutura electrónica do gás nobre Xe.

Distribuição electrónica dos gases nobres



Os gases nobres são caracterizados por terem oito electrões na última camada, exceptuando o He que tem apenas uma camada que se satura com dois electrões. Eles são pouco reactivos, pois a sua camada de valência tem a configuração $ns^2 np^6$.

O Ne e Ar usam-se nas lâmpadas de iluminação.



Distribuição electrónica dos halogéneos

9 F $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
 17 Cl $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
 35 Br $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
 53 I $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$
 85 At $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^5$

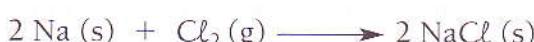
A configuração electrónica de valência é $ns^2 np^5$, por isso têm tendência a formar aníões.

Os halogéneos são caracterizados por possuírem 5 electrões no subnível p e 7 electrões na última camada; são moléculas diatómicas e voláteis no estado livre.

Têm grande reactividade química em relação aos metais e ao hidrogénio.

Os compostos formados a partir dos halogéneos com o H₂ são também voláteis e as suas soluções aquosas têm propriedades ácidas.

Nas reacções entre os halogéneos com os metais formam-se sais.



O halogéneo mais reactivo é o F₂ que é também o elemento com propriedades não metálicas mais acentuadas.

Distribuição electrónica do hidrogénio e metais alcalinos

1 H $1s^1$
 3 Li $1s^2\ 2s^1$
 11 Na $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
 19 K $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
 37 Rb $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$
 55 Cs $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1$
 87 Cs $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4p^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ 7s^1$

A configuração electrónica de valência é ns^1 , por isso têm tendência a formar catiões.

Todos os elementos do grupo IA têm como último subnível o s , e a última camada preenchida por um electrão.

Os metais alcalinos reagem com a água formando bases.



São todos sólidos excepto o hidrogénio que é um gás.

O hidrogénio localiza-se no grupo IA só pelo facto de ter um electrão na última camada, mas não é metal.

Propriedades aperiódicas dos elementos

São aquelas cujos valores crescem ou decrescem à medida que o número atómico aumenta. São propriedades que não se repetem em ciclos ou períodos.

Exemplo:

Massa atómica e calor específico dos elementos.

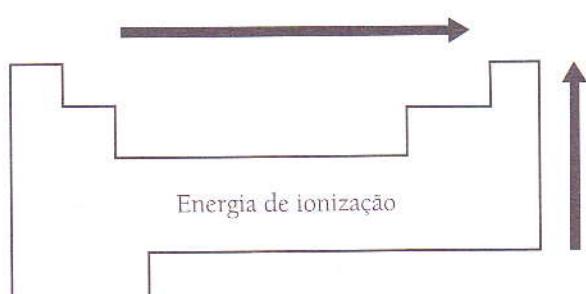
Propriedades periódicas dos elementos

São as propriedades que variam periodicamente com o aumento do número atómico, atingindo valores máximos e mínimos em colunas bem determinadas da Tabela Periódica.

1.ª Energia de ionização (E_i)

A energia de ionização diminui ao longo do grupo à medida que o número atómico cresce. Num dado grupo, os electrões de valência do átomo de um elemento ocupam um nível de energia mais elevado que os electrões de valência do átomo do elemento anterior. Daí resulta que, apesar do aumento de carga nuclear, a energia de ligação do electrão no núcleo diminui, logo aumenta de baixo para cima num grupo.

Ao longo de um período, o átomo de um elemento difere do átomo do elemento anterior pela presença de mais um electrão no mesmo nível n de energia e pelo acréscimo de mais um protão na carga nuclear. A lei de ionização para electrões do mesmo nível de energia aumenta sensivelmente com a carga nuclear, logo aumenta da esquerda para a direita num período.



2.ª Raios atómico e iónico

Em qualquer grupo da Tabela Periódica, os raios crescem com o aumento do número atómico, isto deve-se às variações que sofrem as estruturas electrónicas dos átomos quando se passa de um elemento a outro, no mesmo grupo: os electrões de valência ocupam orbitais do mesmo tipo mas em níveis de energia crescente, então encontram-se a distâncias do núcleo cada vez maiores, logo aumenta de cima para baixo num grupo.

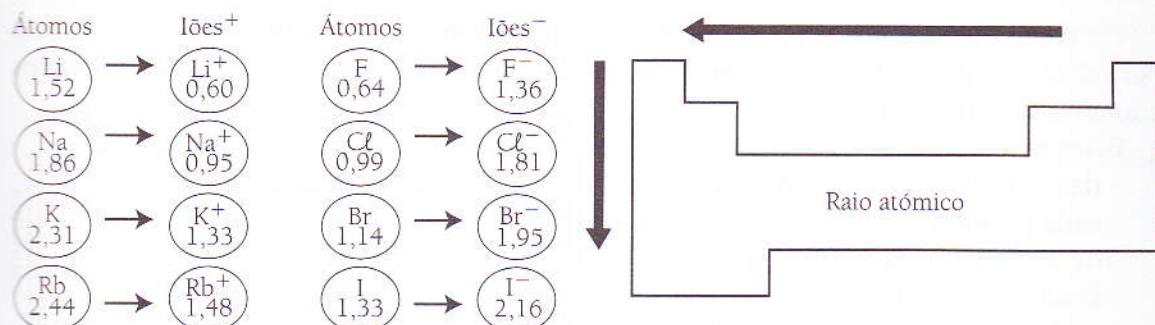
Ao longo de um mesmo período, os raios diminuem à medida que cresce o número atómico. A carga nuclear cresce ao longo de todo o período enquanto o nível de energia dos electrões de valência é sempre o mesmo; a carga nuclear crescente faz com que a nuvem electrónica se apresente menos expandida, logo no período aumenta da direita para a esquerda.

Sempre que um átomo perder electrões (tornando-se um ião positivo), o raio diminui.

Sempre que um átomo ganhar electrões (tornando-se um ião negativo), o raio aumenta.



Exemplos:



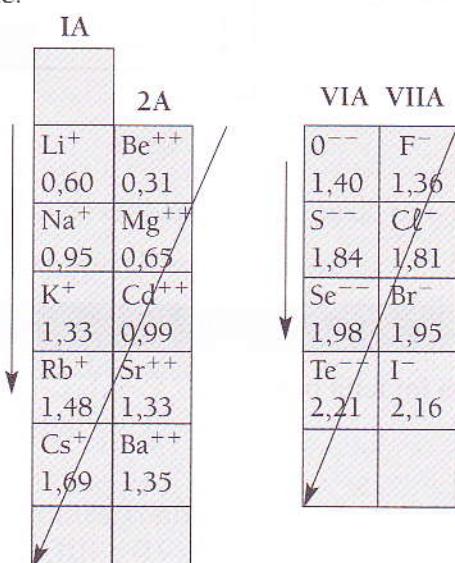
A variação do raio iónico nas famílias IA, IIA, VIA e VIIA é:

nos grupos – aumenta de cima para baixo

nos períodos – aumenta de VIIA para VIA

aumenta de IIA para IA

Esquematicamente:

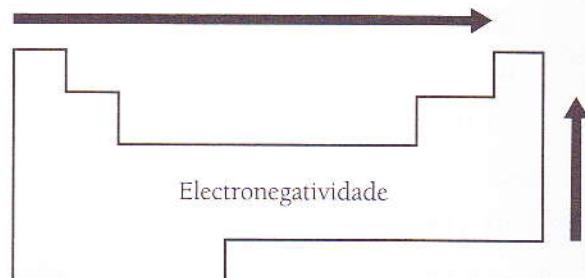


3.º Electronegatividade ou carácter não-metálico

Esta é a capacidade que possuem certos átomos de receber electrões transformando-se em aníones. A electronegatividade é tanto mais acentuada quanto maior for o número de electrões na camada de valência e quanto menor for o tamanho do átomo.

Esta capacidade aumenta:

- do canto inferior esquerdo para o canto superior direito;
- nos grupos: de baixo para cima;
- nos períodos: da esquerda para a direita.

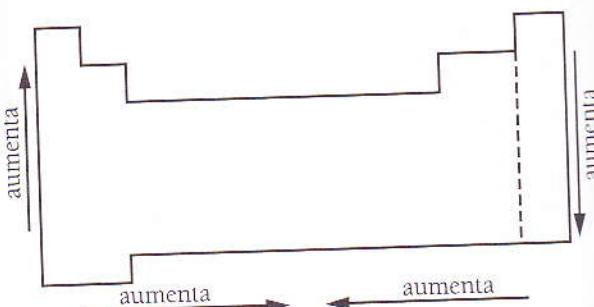


4.^a Pontos de fusão e de ebulação

Os elementos de p.f. e p.e. mais baixos encontram-se nas extremidades da Tabela Periódica nos gases nobres, halogéneos, metais alcalinos e os p.f. e p.e. mais elevados encontram-se no centro.

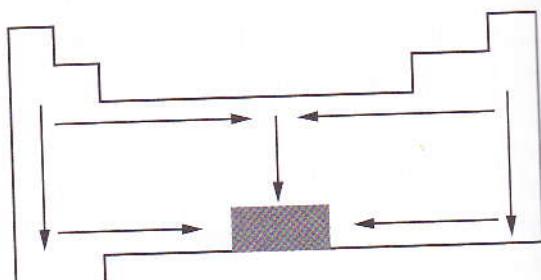
Estes aumentam:

- das extremidades para o centro em cada período;
- de cima para baixo nos grupos ou famílias da direita;
- de baixo para cima nos grupos ou famílias da esquerda.

5.^a Densidade

A densidade dos elementos aumenta das extremidades para o centro nos períodos e de cima para baixo nos grupos.

Assim, o metal mais leve é o lítio e os mais pesados são o ósmio, irídio e platina, sendo o ósmio o mais denso.



Exercícios de consolidação

1. A primeira Tabela Periódica foi feita por:

- Döebereiner
- Newlands
- Mendeleev
- Chancourtois

2. Quais as órbitas que preenchem os elementos representativos de transição e de transição interna?

3. Um elemento que apresenta 5 electrões na camada de valência deve pertencer ao grupo:

- VB
- IIIB
- VA
- VIA
- IIIA



4. Como podemos saber, através da Tabela Periódica, quantos electrões periféricos possuem os elementos representativos e também em quantos níveis se dispõem os electrões dos seus átomos?
5. O elemento químico ($Z = 13$) é gás nobre? Não-metal? Metal? Elemento de transição? Porquê?
6. Consultando a Tabela Periódica responda:
- Qual dos elementos tem maior raio atómico: O, Ge, Ag, Hf, La?
 - Qual dos elementos tem maior energia de ionização: Ar, K, Se, Cr, Zn?
 - Qual dos elementos tem maior densidade: Lu, Zn, Ca, Hg, Au?
 - Quais dos elementos tem menor p.f. e p.e.: Na, Mg, Ti, Fe, Ba?
7. Sem fazer cálculos, diga a que grupo e a que período pertencem os elementos:
- A ($Z = 18$)
 - B ($Z = 16$)
 - C ($Z = 19$)
8. Em relação ao átomo do elemento representado por $_{37}X$, assinale as afirmações falsas:
- O seu electrão monovalente é negativo.
 - O seu subnível mais energético é $5p$.
 - Pertence à família dos calcogéneos.
 - Pertence ao Grupo IA.

9. Considere as seguintes configurações electrónicas correspondentes aos átomos seguintes (I), (II), (III) e (IV):

- (I) $1s^2\ 2s^1$
- (II) $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
- (III) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
- (IV) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

Com base nelas seleccione as afirmações verdadeiras:

- O átomo (II) pertence ao Grupo IIIA da Tabela Periódica.
- O raio atómico do átomo (I) é superior ao raio atómico do átomo (II).
- A energia de ionização do átomo (II) é inferior à do átomo (I).
- O átomo (I) e o átomo (IV) apresentam propriedades químicas semelhantes.

10. Considere a seguinte Tabela Periódica, onde cada letra representa um elemento químico (as letras não são símbolos químicos):

A																									C
Z																							D		
B					X																	J			

		E																						
																							G	

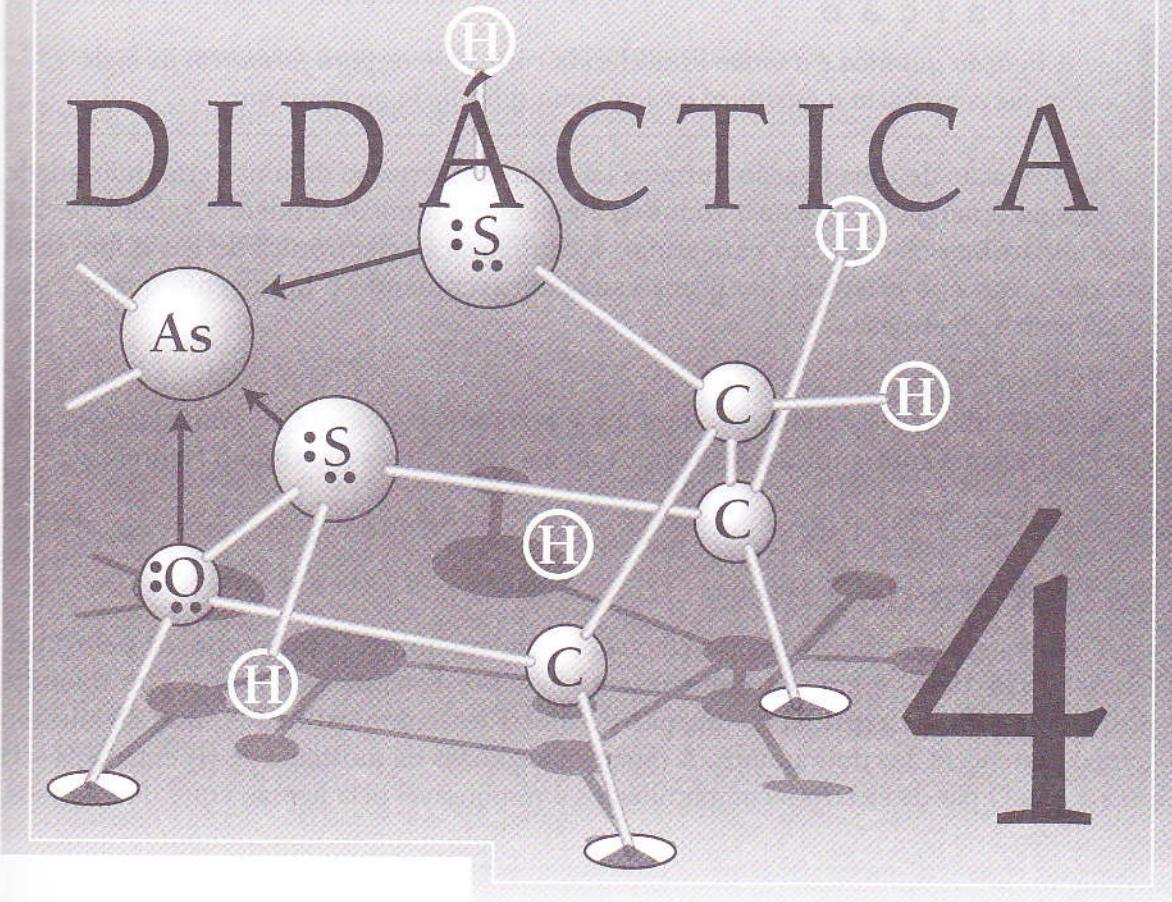
10.1 Assinale as afirmações verdadeiras e as falsas:

- a) A electronegatividade de D é maior que a de Z.
- b) J e B são respectivamente metal e não-metal.
- c) B e J apresentam três camadas energéticas de electrões.
- d) A energia de ionização de Z é menor que a de B.
- e) E é um elemento de transição externa e G de transição interna.
- f) O elemento E faz parte da série dos lantanídeos.
- g) X pertence ao grupo IIIB.

10.2 Complete as frases:

- a) B é _____ (menos ou mais) metálico do que Z.
- b) D tem _____ (maior ou menor) raio atómico que Z.
- c) O número atómico do B é _____.
- d) X pertence ao bloco _____.
- e) A, B, D, J e Z são elementos _____.
- f) Um gás nobre está representado pela letra _____.
- g) A valência máxima do elemento J é _____ e a do elemento B é _____.

UNIDADE DIDÁCTICA



4

Ligaçāo Química

Ligaçāo Química

Muito poucos elementos na natureza se encontram como átomos isolados (livres).

Os átomos associam-se entre si ou com átomos de outros elementos. Assim, moléculas dos elementos como H₂, O₂, N₂ e halogéneos existem como associações de dois átomos (elementos diatómicos). O carbono encontra-se na forma de grafite ou diamante; existe fósforo vermelho, como branco; a molécula de H₂O é o resultado da ligação entre átomos de oxigénio e hidrogénio.

D e f i n i ç ā o

A ligação química é a união estabelecida entre átomos para formarem as moléculas que constituem a estrutura básica duma substância ou composto.

Na formação de uma ligação química há sempre libertação de uma certa quantidade de energia (energia de ligação). Todos os elementos químicos tendem a ganhar, perder ou compartilhar os electrões para atingir a configuração electrónica do gás nobre mais próximo, isto é, 8 electrões na última camada, exceptuando o hidrogénio que se estabiliza com 2 electrões.

Exemplo:

Na molécula de H₂, cada átomo tem um electrão na sua órbita 1s, com electrões que correspondem à configuração electrónica do gás nobre mais próximo o Hélio (1s²).

Estrutura de Lewis

A representação dos pares de electrões com tracinhos – foi proposto pelo Prof. Lewis (1875-1946) e em sua homenagem chama-se Estrutura de Lewis. Um tracinho entre dois átomos representa um par de electrões compartilhados, que ao mesmo tempo pertencem aos dois átomos. A estrutura de Lewis da molécula de H₂ então é H – H ou H• •H. O par de electrões compartilhados é responsável pela ligação entre dois átomos.

E x e m p l o

Represente a estrutura de Lewis de: a) ₈O b) O₂ c) F₂

R e s o l u ç ā o





Determinação da estrutura de Lewis (Somente para substâncias covalentes)

1.º Passo: Determinar o número de electrões existentes na partícula.

Para tal deve conhecer-se o número de electrões da última camada de cada átomo componente da substância.

2.º Passo: Determinar o número de electrões necessário para cada átomo se tornar estável.

- O H precisa de $2 e^-$ para ser estável.
- Os outros átomos precisam de $8 e^-$.

3.º Passo: Determinar o número de electrões compartilhados.

4.º Passo: Determinar o número de electrões não-compartilhados.

1.º Passo – 3.º Passo

(Electrões necessários – Electrões existentes)

Exemplos:

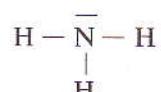


$$1.º \text{ Passo} \quad 1 \cdot 5 e^- + 3 \cdot 1 e^- = 8 e^- \text{ (4 pares)}$$

$$2.º \text{ Passo} \quad 1 \cdot 8 e^- + 3 \cdot 2 e^- = 14 e^- \text{ (7 pares)}$$

$$3.º \text{ Passo} \quad 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- \text{ (3 pares)}$$

$$4.º \text{ Passo} \quad 8 e^- - 6 e^- = 2 e^- \text{ (1 par)}$$

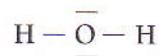


$$1.º \text{ Passo} \quad 2 \cdot 1 e^- + 1 \cdot 6 e^- = 8 e^- \text{ (4 pares)}$$

$$2.º \text{ Passo} \quad 2 \cdot 2 e^- + 1 \cdot 8 e^- = 12 e^- \text{ (7 pares)}$$

$$3.º \text{ Passo} \quad 12 e^- - 8 e^- = 4 e^- \text{ (2 pares)}$$

$$4.º \text{ Passo} \quad 8 e^- - 4 e^- = 4 e^- \text{ (2 pares)}$$



Teoria ou regra do octeto

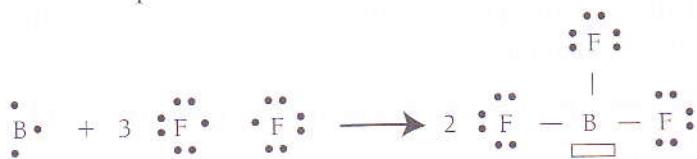
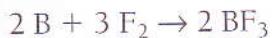
Esta regra afirma que os átomos ganham, perdem ou compartilham electrões, de tal forma que a sua camada de valéncia fique sempre com oito (8) electrões. Esta teoria surgiu devido ao facto de os gases nobres, em condições normais, não se ligarem a nenhum átomo. Esta aplica-se essencialmente à maioria dos elementos representativos (família A).

Actualmente conhecem-se muitas excepções a esta regra.

Excepções

1. Se átomos com menos de 4 electrões de valência formarem ligações covalentes, não terão um octeto de electrões.

Vejamos a formação de um composto com valência, o trifluoreto de boro:



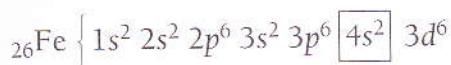
Neste composto o B só tem 5 electrões.

Na formação do cloreto de berílio teremos:

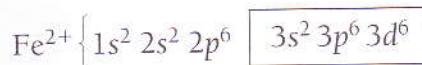


Neste composto o Be só tem 4 electrões.

2. Também alguns não apresentam 8 electrões na última camada de valência. Vejamos as suas configurações, começando pelo átomo neutro.

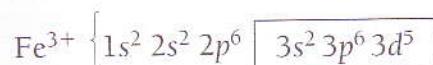


Retirando os últimos 2 electrões teremos Fe^{2+}



Veremos que este ião tem 14 electrões na última camada.

Retirando 3 electrões teremos Fe^{3+}



O ião Fe^{3+} também não segue a regra de octeto porque tem 13 electrões na última camada.

Tipos de ligação química

Existem três tipos de ligação química: covalente, iônica e metálica.

Ligação covalente

Este tipo de ligação caracteriza-se pela diferença de electronegatividade, que é pequena, entre átomos ligantes e pelo compartilhamento de um ou mais pares de electrões, durante a interacção entre não-metais.

Ligação covalente apolar

Nesta ligação, o par de electrões compartilhado distribui-se simetricamente entre os dois átomos. Ocorre entre átomos de não-metais do mesmo tipo.

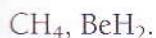
Exemplo:

H_2 , todas as outras moléculas diatómicas, assim como todas as moléculas que formam substâncias simples.



Nota: Dependendo da geometria da molécula, mesmo a ligação de átomos diferentes pode ser apolar.

Exemplos:

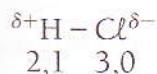


Ligaçāo covalente polar

Nesta ligação, o par de electrões compartilhado desloca-se parcialmente para o elemento mais electronegativo, formando uma carga parcial positiva no elemento menos electronegativo.

Ocorre entre átomos de não-metais diferentes.

Exemplo:



A diferença de electronegatividade é: $3,0 - 2,1 = 0,9$

A molécula é polarizada e as duas cargas são iguais em valor absoluto, mas diferem no sinal.

A carga do pólo negativo não é a carga de um electrão, pois o deslocamento do par electrónico não é suficiente para formar o ião cloreto.

Quando a diferença de electronegatividade é aproximadamente 1,7; a molécula será considerada mais polar.

Para a ligação covalente polar, a diferença de electronegatividade deve ser menor que 1,7.

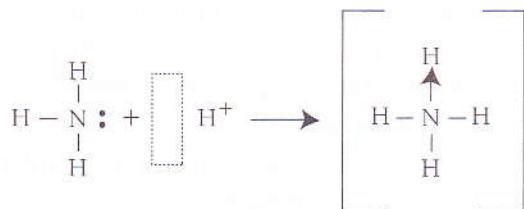
Ligaçāo covalente coordenada ou dativa

Até agora vimos que para a formação da ligação covalente, cada átomo interveniente contribui com um dos electrões da ligação.

Casos há, porém, onde esta ligação é caracterizada pelo facto de ambos os electrões, serem fornecidos pelos mesmos átomos ou por um dos átomos ligados.

A ligação covalente, assim formada, diz-se coordenada ou dativa.

Por exemplo: O ião amónio, NH_4^+ , forma-se a partir de uma molécula de NH_3 e o ião H^+ . O átomo de N, no amoníaco, tem um par de electrões não-compartilhado, enquanto que o ião H^+ tem a orbital livre. Então, os dois electrões do N são compartilhados entre o H e o N, formando, assim, uma ligação covalente. Ao átomo de N chama-se o átomo doador enquanto que ao átomo de H, o átomo receptor. Assim, teremos:

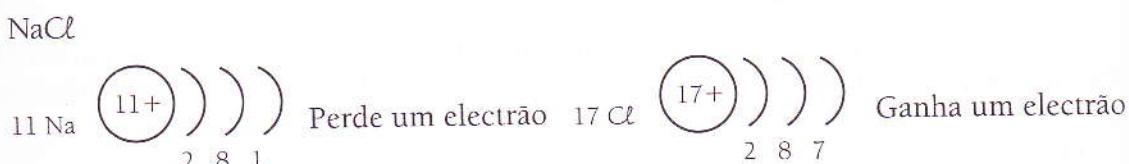


Ligaçāo iónica

Ocorre entre átomos de metal e não-metal.

Esta ligação é caracterizada pela transferência de electrões entre os átomos que participam na ligação química. Um dos átomos perde electrões, enquanto que o outro ganha os electrões libertados.

Exemplo:



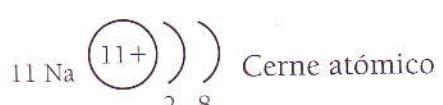
A ligação iônica ocorre entre o cerne atómico de um metal e a camada de valência de um não-metal (entre ião positivo e ião negativo).

A este tipo de compostos ou substâncias dá-se o nome de substâncias iônicas ou composto iônico.

Um composto é iônico quando a diferença de electronegatividade for superior a 1,7.

Cerne atómico

É o átomo sem os seus electrões de valência, isto é, os núcleos positivos e os electrões das camadas internas. Em geral, numa reacção química o cerne não sofre mudanças.



Ligação metálica

Esta ligação é caracterizada pela existência de electrões livres. Os metais têm electronegatividade baixa, pois, a atracção núcleo – electrões é fraca, logo, ocorre entre átomos de metais. Os electrões movem-se formando um par de electrões. Quanto maior for o número de iões livres, menor será a intensidade da ligação metálica.

Exemplos:

Barras de ferro, utensílios de alumínio, fios de cobre, anéis de ouro, etc.

Tipos de rede cristalina

Rede molecular/rede covalente

É constituída por moléculas

E constituída por moléculas. Dentro das moléculas, os átomos estão fortemente unidos por ligações covalentes.

Substâncias com rede molecular, em geral, apresentam pontos de fusão e de ebulição mais baixos, em relação às substâncias com redes metálicas ou iônicas.

Em geral, as substâncias são relativamente moles.

Em geral, as substâncias são relativamente inertes. Como não existem electrões livres ou iões que se podem mover, estas substâncias não conduzem a corrente eléctrica e são isoladores.



Exemplos:

Cânfora, gelo, açúcar, iodo sólido, todos os tipos de óleo, parafina. Também as substâncias que são gases à temperatura normal (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2), gases nobres, etc.

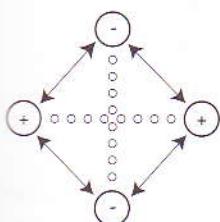


Fig. 4.1 Forças electrostáticas na molécula H_2 .

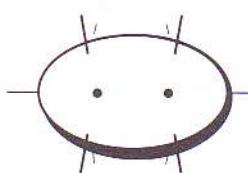


Fig. 4.2 Representação simplificada para a orbital molecular do H_2 .

Rede atómica

Esta é constituída por átomos que estão ligados entre si, por ligações covalentes.

Têm pontos de fusão muito elevados e são substâncias duríssimas. São também isoladores de corrente eléctrica, exceptuando a grafite (a rede atómica encontra-se principalmente em átomos de não-metais).

Exemplos:

Fósforo (vermelho e branco), carbono (diamante e grafite).

Alotropia

Certos elementos existem na natureza em formas cristalinas diferentes, com propriedades físicas e químicas diferentes. A este fenómeno chama-se *alotropia*. As diferentes formas cristalinas chamam-se *estados alotrópicos*.

Assim, o carbono apresenta ou pode existir na forma de diamante e de grafite.

O enxofre apresenta dois estados alotrópicos e chamam-se enxofre ortorrômbico e enxofre monoclinico.

O oxigénio forma duas moléculas diferentes, O_2 e O_3 , que também são consideradas alotrópicas.

Também o fósforo existe na forma de fósforo branco e fósforo vermelho.

Dos vários estados alotrópicos, a uma certa temperatura e pressão, existe sempre só um estado estável; os outros tendem a transformar-se no estado estável; assim o P branco lentamente transforma-se em P vermelho.

Amorfia

Substâncias que permanecem com uma estrutura desordenada, parecida à dos líquidos, embora apresentem propriedades mecânicas de rigidez e incompressibilidade que caracterizam o estado sólido, possuem estados amorfos.

Sob o ponto de vista estrutural, o estado amorfo assemelha-se ao estado líquido e, por isso, cientificamente é considerado como um líquido de viscosidade extremamente elevada.

Exemplos:

Plástico, vidro, selénio, arsénio.

O carvão, o coque e o negro de fumo são todos formas de carbono quase puro, onde os átomos de carbono não estão nitidamente organizados numa rede cristalina, razão pela qual, são considerados como carbono amorfos.

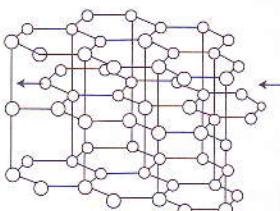


Fig. 4.3 Estrutura cristalina da grafite.

Rede iónica

É formada por iões positivos e iões negativos. Cristais iónicos são formados pelas substâncias iónicas e são sólidos. Os iões ligam-se através de forças electroestáticas. As substâncias com rede iónica têm pontos de fusão e ebulação muito elevados. São isoladores, pois os iões não se movem na rede, no estado sólido; ao se fundir um sólido com rede iónica, os iões passam a mover-se, sendo assim destruída a rede, consequentemente sais fundidos conduzem a corrente eléctrica.

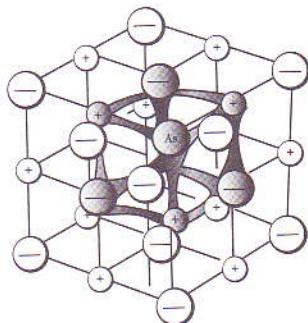


Fig. 4.4 Modelo da rede cristalina de cloreto de sódio sólido: os iões ligam-se uns aos outros por força eléctrica, dispondo-se regularmente. O cloreto de sódio (sal de cozinha) é composto por iões sódio e iões cloreto.

Rede metálica

É formada por catiões e electrões livres.

A presença de electrões livres na rede metálica significa que existem cargas que se deslocam facilmente, através da rede, quando sob a acção de uma diferença de potencial eléctrico; os electrões, movendo-se ao longo do metal, constituem a corrente eléctrica.

As forças de atracção, em geral, entre os cernes e os electrões livres são fortes, e, consequentemente, os metais apresentam pontos de fusão e ebulação elevados. O brilho metálico deve-se à existência de electrões livres.

Pontos de fusão e ebulação de substâncias com rede iónica ou metálica em relação ao raio iónico e à carga do ião

Substâncias	Catião	Raio iónico (Å)	Ponto de fusão (°C)
NaCl	Na ⁺	0,95	808
MgCl ₂	Mg ²⁺	0,65	712
AlCl ₃	Al ³⁺	0,50	180

Quanto maior for a carga dos iões, menor será o ponto de fusão.

Halogéneos de rede sólida	Ponto de fusão (°C)	Raios iónicos Aumenta ↓
NaF	995	
NaCl	808	
NaBr	750	
NaI	602	



Quanto maior for o raio iônico, menor será o ponto de fusão.
Substâncias com maior raio iônico têm caráter iônico mais acentuado.

Rede metálica	Raio iônico (Å)	Ponto de fusão (°C)
Li		
Na		
K		
Rb		
Cs		
Fr		

Aumenta

Aumenta

Quanto maior for o raio iônico, menor será o ponto de fusão.
Para os metais alcalinos, o ponto de fusão diminui de cima para baixo.

Estrutura espacial (estrutura das moléculas)

As moléculas têm formas características. Cada forma tem influência nas propriedades físicas e químicas.

- Moléculas diatómicas têm estrutura espacial linear.
- Moléculas triatómicas têm estrutura linear ou angular.

Os ângulos formam-se devido à existência de pares electrónicos livres em torno do átomo central. Estes pares de electrões orientam-se de tal modo que a repulsão entre eles seja mínima.

- Quando a molécula é formada por quatro (4) átomos situados no mesmo plano, diz-se que é triangular plana.
- Quando os quatro átomos não estão no mesmo plano, tendo três (3) átomos no plano base e um (1) átomo no vértice, chama-se piramidal triangular.
- Quando um átomo se encontra no centro do tetraedro e quatro átomos nos vértices, a sua estrutura (forma) é tetraédrica.

Geometria molecular

A geometria das moléculas é a forma como os átomos que constituem uma determinada molécula se dispõem no espaço.

A geometria das moléculas é determinada pelo átomo central e o número de pares de electrões livres que ocorrem na molécula.

1. Substâncias formadas por dois átomos

São sempre lineares.

Exemplos:

HCl, NaH, HBr, etc.



Fig. 4.5 Estrutura linear.

2. Substâncias formadas por três átomos

Podem ser lineares ou angulares.

- Lineares – quando o átomo central não apresenta pares electrónicos livres.

Exemplos:

CS_2 , CO_2 , etc.



Fig. 4.6 Estrutura linear.

- Angulares – forma-se quando o átomo central possui par(es) electrónico(s) livre(s).

Exemplos:

H_2S , H_2Se , SO_2 , etc.



Fig. 4.7 Estrutura angular.

3. Substâncias (ou partículas) formadas por quatro átomos

Podem ser triangular plana ou piramidal.

- Triangular plana – o átomo central (ligado a três átomos) não apresenta nenhum par de electrões livres.

Exemplos:

SO_3 , BF_3 , BCl_3 , CO_3^{2-} , NO_3^- , etc.

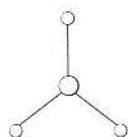


Fig. 4.8 Estrutura triangular plana.

- Piramidal – o átomo central (ligado a três átomos) apresenta um par de electrões livres.

Exemplos:

AsH_3 , PH_3 , SO_3^{2-} , etc.



Fig. 4.9 Estrutura piramidal.

4. Substâncias (ou partículas) formadas por cinco átomos

São tetraédricas – pois o átomo central (ligado a quatro átomos) não possui pares electrónicos livres.

Exemplos:

PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , CCl_4 , CH_4 , etc.

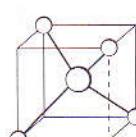


Fig. 4.10 Estrutura tetraédrica.

Ao existir um átomo rodeado por dois átomos que se orientam pelos vértices da molécula tem forma angular.

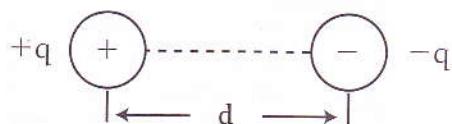
Uma ligação dupla ou tripla é considerada como tendo um único par ligante pois os dois pares ocupam um único lugar na estrutura.



Número de átomos	Exemplo	Polaridade da molécula	Geometria da molécula	Modelo da molécula
2	LiH	Polar	Linear	
3	BeH ₂	Apolar	Linear	
3	H ₂ O	Polar	Angular	
4	NH ₃	Polar	Piramidal	
4	BH ₃	Polar	Triangular Plana	
5	CH ₄	Apolar	Tetraédrica	

Dipolo e momento dipolar

Ao conjunto de cargas eléctricas iguais e de sinais opostos, a determinada distância uma da outra denomina-se dipolo eléctrico.



Para se exprimir a polaridade de uma molécula recorre-se ao momento dipolar $\vec{\mu}$.

Momento dipolar ($\vec{\mu}$)

O módulo do momento dipolar é igual ao produto da carga, q , pela distância dos centros positivo e negativo, d .

$$\mu = q \cdot d$$

Direcção: linha entre os centros das duas cargas sempre com o mesmo sentido.

Sentido: da carga positiva para a carga negativa.

Quanto maior for o valor de μ , tanto maior será a polaridade da ligação ou da molécula.

Nas moléculas mono-atómicas, a polaridade da molécula é igual à polaridade da ligação.

O μ depende da diferença de electronegatividade (ΔEn).

Para moléculas poliatómicas com mais de dois átomos, o μ será a soma vectorial dos momentos dipolares individuais de cada uma das ligações covalentes polares.

Exemplo:



Fig. 4.11 Movimento dipolar.

Mudança do tipo de ligação

Substância	NaCl	MgCl ₂	AlCl ₃	SiCl ₃	PCl ₄	SCl ₂	Cl ₂
ΔEn	2,1	2,3	1,5	1,2	0,9	0,5	0
Ligação (tipo)	Iónica	Iónica	Iónica	Polar	Polar	Polar	Apolar

$\Delta En \geq 1,7$ Ligação iónica

$0,4 < \Delta En \leq 1,7$ Ligação covalente polar

$\Delta En \leq 0,4$ Ligação covalente apolar

Ao longo de um período da Tabela Periódica, o carácter iónico diminui da esquerda para a direita, enquanto que o carácter covalente, de compostos do mesmo elemento, aumenta.

Relação entre ligação covalente e iónica

Tipo de ligação	Electronegatividade (En)	Características	Exemplos
Cov. apolar	$\leq 0,4$	Par de electrões simétrico	Cl ₂ $\Delta En = 0$
Cov. polar	$0,4 < En < 1,7$	Par de electrões deslocado para o elemento + En	HCl $\Delta En = 0,9$ H ₂ O $\Delta En = 1,4$
Iónica	$\geq 1,7$	Transferência de electrões	CaCl ₂ $\Delta En = 1,82$



Tipo de molécula: Cl_2 – Molécula apolar
 HCl – Molécula polar
 H_2O – Molécula polar
 NaCl – Composto iônico

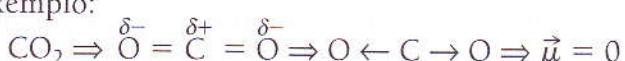
Polaridade das moléculas

À primeira vista entende-se que ligações polares estão na origem de moléculas polares e ligações apolares na de moléculas apolares. Contudo, isso nem sempre acontece em relação aos compostos que apresentam ligação covalente polar, pois estes, em alguns casos, apresentam moléculas polares e, em outros, moléculas apolares.

Para se chegar ao conhecimento da polaridade de uma molécula é necessário conhecer a sua geometria, porque é a partir dela que é possível determinar o momento dipolar.

- Se o momento dipolar for $\mu \neq 0 \Rightarrow$ a molécula é polar
- Se o momento dipolar for $\mu = 0 \Rightarrow$ a molécula é apolar

Exemplo:



Como se pode verificar, a molécula de CO_2 tem $\vec{\mu} = 0$ e, por isso, é uma molécula apolar, embora possua ligações covalentes polares. Isto explica-se pelo facto do CO_2 ser uma molécula simétrica, em que os momentos dipolares das ligações individuais se anulam na soma vectorial.

Forças intermoleculares

Estas são forças de coesão que existem entre moléculas, átomos e compostos com ligações covalentes.

Forças de van der Waals

Existem entre moléculas apolares. São as mais fracas das ligações intermoleculares, por conseguinte as substâncias apolares apresentam pontos de fusão e de ebulação baixos. Estas forças formam-se devido:

1.º A indução: que é a interacção entre dípolos ou polos induzidos flutuantes e moléculas neutras: I_2 .

2.º A força de dispersão: que são forças que actuam em todas as moléculas, ou seja, a atracção recíproca entre todas as moléculas com pólos induzidos.

Exemplos:

Halogéneos, H_2 , CO_2 , CCl_4 , etc.

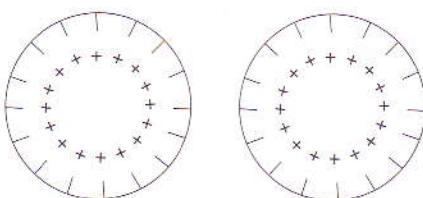


Fig. 4.12 Forças de van der Waals.

Interacção, ligação ou atracção dipolo-dipolo

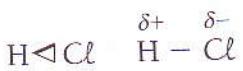
É caracterizada por formar dois pólos (pólo positivo e pólo negativo).

As moléculas polares têm extremidades com cargas parciais opostas. Num conjunto dessas moléculas, os dipolos individuais tendem a orientar-se de forma que a carga parcial negativa de uma molécula esteja perto da carga parcial positiva da outra molécula.

Esta atracção é mais forte do que a que se verifica entre as moléculas apolares, onde só há atracção entre dipolos flutuantes (instantâneos). Por esta razão, as substâncias polares geralmente têm p.f. e p.e. mais elevados do que os das substâncias apolares de massa molecular equivalente.

Exemplos:

HCl , HF , etc.



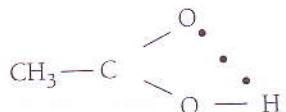
Ligação ou pontes de hidrogénio

Esta é uma ligação que ocorre entre moléculas polares, nas quais o pólo positivo encontra-se invariavelmente no átomo de hidrogénio, e o negativo nos átomos mais electronegativos: flúor, oxigénio e nitrogénio, daí a razão de as pontes de hidrogénio serem mais fortes do que as forças de van der Waals, pois estes possuem os pontos de fusão e de ebulação bastante elevados. Existem 2 tipos:

1.º Pontes de hidrogénio intramoleculares: ocorrem na mesma molécula.

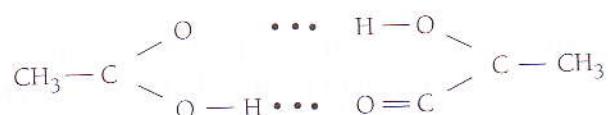
Exemplos:

Ácido acético.



2.º Pontes de hidrogénio intermoleculares: ocorrem entre duas ou mais moléculas.

Exemplo:



Miscibilidade

É a capacidade de certas substâncias se misturarem.

Líquidos polares $\left\{ \begin{array}{l} -\text{H}_2\text{O} \\ -\text{Álcool} \end{array} \right.$ Substância iônica $\left\{ \begin{array}{l} -\text{CuSO}_4 \end{array} \right.$

Líquidos apolares $\left\{ \begin{array}{l} -\text{Benzina} \\ -\text{CCl}_4 \end{array} \right.$



CuSO_4 + Benzina – imiscíveis

As moléculas de benzina chocam com os iōes da rede de CuSO_4 , porém as forças de atracção entre estes iōes e as moléculas de benzina são fracas, ao passo que na rede a atracção entre os iōes é forte.

Conclusão: a rede de CuSO_4 não pode ser desfeita.

CuSO_4 + H_2O – miscíveis

H_2O + Álcool – miscíveis

As moléculas de H_2O possuem dipolos fortes que são atraídos pelos iōes da rede. Ao chocarem com os iōes da rede destroem-na e o sal dissolve-se na solução. Os iōes Cu^{2+} e SO_4^{2-} são hidratados, isto quer dizer que têm uma camada de moléculas de H_2O , relativamente forte, ligada à sua volta.

Benzina + Álcool – imiscíveis

Sendo líquidos de polaridade completamente diferentes, não conseguem misturar-se (pois são moléculas apolares e polares, respectivamente).

Benzina + CCl_4 – miscíveis

Ao dissolvermos um sólido num líquido encontramos mais uma vez duas tendências opostas do mundo atómico-molecular: atracção entre partículas (organização) e a agitação térmica (desorganização).

Na rede do sólido há organização, e no movimento confuso e caótico das moléculas do líquido há desorganização. O balanço destas duas tendências determina se a substância se dissolve no líquido ou não.

Conclusão:

- Líquidos polares dissolvem substâncias polares e iónicas.
- Líquidos apolares dissolvem substâncias apolares.
- Líquidos polares e apolares, em geral, são imiscíveis.

Observações:

1 – Substâncias com rede metálica ou atómica geralmente não se dissolvem em nenhum líquido sem que haja uma reacção química.

Exemplos:

Metais em ácidos ($\text{Si} + \text{HF}$).

2 – A solubilidade é directamente proporcional à temperatura.

3 – Existem substâncias iónicas insolúveis em H_2O , pois a agitação térmica e a que se liberta não é suficiente para desfazer a rede iónica.

Exemplos:

Óxidos metálicos, AgCl , BaSO_4 , PbI_2 , CaCO_3 .

4 – Os gases são solúveis em líquidos, seguindo o padrão acima dado.

Exemplo:

Na água, a 0°C , dissolvem-se cerca de 1000 l de NH_3 .

Exercícios de consolidação

1. Onde será maior o ponto de fusão, no NaF ou no KF?
2. Ponha por ordem crescente de p.f.
 - a) NaCl; Cl₂; F₂; H₂O; KF; NaF
 - b) F₂; Cl₂; H₂O; KF; NaCl; NaF
3. Como se explica a formação dos iões:
 - a) H₃O⁺
 - b) NH₄⁺
 - c) BF₄⁻
4. a) Qual a fórmula resultante da combinação entre ₁H e ₁₁Na? O composto será iónico ou molecular? Porquê?

b) Qual a fórmula do composto resultante da combinação entre ₁₃Al e ₉F? O composto será iónico ou molecular? Porquê?

c) Qual a fórmula do composto resultante da combinação entre ₁₃Al e ₁₇Cl? O composto será iónico ou molecular? Porquê?
5. Escreva as fórmulas de Lewis para os seguintes átomos:
₁H; ₁₇Cl; ₈O; ₉F; ₁₆S; ₃₅Br; ₃₃As; ₅₁Sb; ₅₀Sn
6. Escreva as fórmulas de Lewis para as seguintes substâncias:
 HF; F₂; AsCl₃; SnCl₂; H₂O₂; H₂S
7. Escreva as fórmulas estruturais dos compostos do exercício precedente.
8. Sabendo que os átomos do fósforo, iodo e hidrogénio apresentam, respectivamente, as configurações electrónicas:
 P ($ns^2 np^3$); I ($ns^2 np^5$); H ($1s^1$)
 Escreva a fórmula electrónica de Lewis e a fórmula estrutural dos compostos formados de P e H e I.
9. Sabendo que a fórmula química do ácido hipocloroso é HClO, e que a fórmula electrónica deste composto é, H $\ddot{\text{O}}\text{---}\ddot{\text{Cl}}$, escreva as fórmulas electrónicas dos seguintes compostos: HClO₂ (ácido cloroso), HClO₄ (ácido perclórico). Classifique as ligações entre os átomos.
10. Indica qual das seguintes substâncias apresenta carácter iónico mais acentuado (mais polar): H — H; H — F; H — I; H — S; H — Se

$$\begin{array}{c} | & | \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$$
11. Indica qual dos compostos abaixo tem o carácter covalente mais acentuado:
 KBr; NaCl; CaCl₂; BaS; SnCl₄
12. Considerando a reacção representada pela equação é lícito supor-se que a ligação existente no composto XY será do tipo: X^{•-} + Y[•] \longrightarrow X : Y

$$\begin{array}{c} \delta^- & \delta^+ \end{array}$$



- a) Exclusivamente iónico.
 b) Exclusivamente covalente.
 c) Covalente com carácter polar.
 d) Acentuadamente metálica.
 e) Acentuadamente não-metálica.
13. Qual dos compostos abaixo é o melhor exemplo de composto iónico?
 a) CaCl_2 b) BF_3 c) CCl_4 d) SiCl_4 e) SnCl_4
14. Qual dos seguintes elementos apresenta ligação metálica?
 a) S b) Te c) Cu d) I e) P
15. NaCl , HCl e Cl_2 são, respectivamente:
 a) Composto iónico, molécula não-polar, molécula não-polar.
 b) Composto iónico, molécula polar, molécula não-polar.
 c) Composto iónico, molécula polar, molécula polar.
 d) Molécula polar, composto iónico, molécula polar.
 e) Molécula não-polar, composto iónico, molécula não-polar.
16. Qual seria a melhor representação da distribuição de cargas na molécula do composto BrCl ?
 a) [- +] b) [+ -] c) [-+ -+] d) [+ = +] e) []
17. Na formação de H_6F_6 verifica-se, entre os átomos de H e F, uma ligação do tipo:
 a) Electrovalente. b) Dativa. c) van der Waals. d) Pontes de hidrogénio.
18. A existência de pontes de hidrogénio em compostos só é possível quando:
 a) Há um elemento fortemente electropositivo ligado a um átomo de H.
 b) Há dois elementos, um fortemente electropositivo e outro fortemente electronegativo, ligados entre si.
 c) Há um elemento fortemente electronegativo, dotado de pares electrónicos não compartilhados, ligado a um átomo de H.
 d) Há dois elementos de polaridade diferente ligados entre si.
 e) Nenhuma das alternativas satisfaz.
19. Indica qual a ligação existente entre as moléculas de água num cristal de gelo:
 a) Covalente polar. d) Iónica.
 b) Metálica. e) Através de pontes de hidrogénio.
 c) Covalente pura.

20. A ligação química existente entre os átomos de iodo e hidrogénio no HI é predominantemente:

- a) Iônica.
- b) Covalente.
- c) Metálica.
- d) Dativa.
- e) van der Waals.

21. Qual das seguintes substâncias apresenta carácter polar mais acentuado?

- a) H – H
- b) H – F
- c) H – I
- d) H₂S
- e) H₂Se

22. Dadas as proposições:

- I. Todo o composto formado pela combinação entre dois não-metais é molecular.
- II. Todo o composto formado pela combinação entre um metal e um não-metal é iónico.
- III. Todo o composto resultante da combinação entre dois não-metais é molecular, desde que a diferença de electronegatividade entre eles seja pequena.
- IV. Todo o composto resultante da combinação entre um metal e um não-metal é iónico, desde que a diferença de electronegatividade entre eles seja suficientemente grande.

- a) Somente I e II estão correctas.
- b) Somente III e IV estão correctas.
- c) Somente I e IV estão correctas.
- d) Somente II e III estão correctas.
- e) Todas estão correctas.

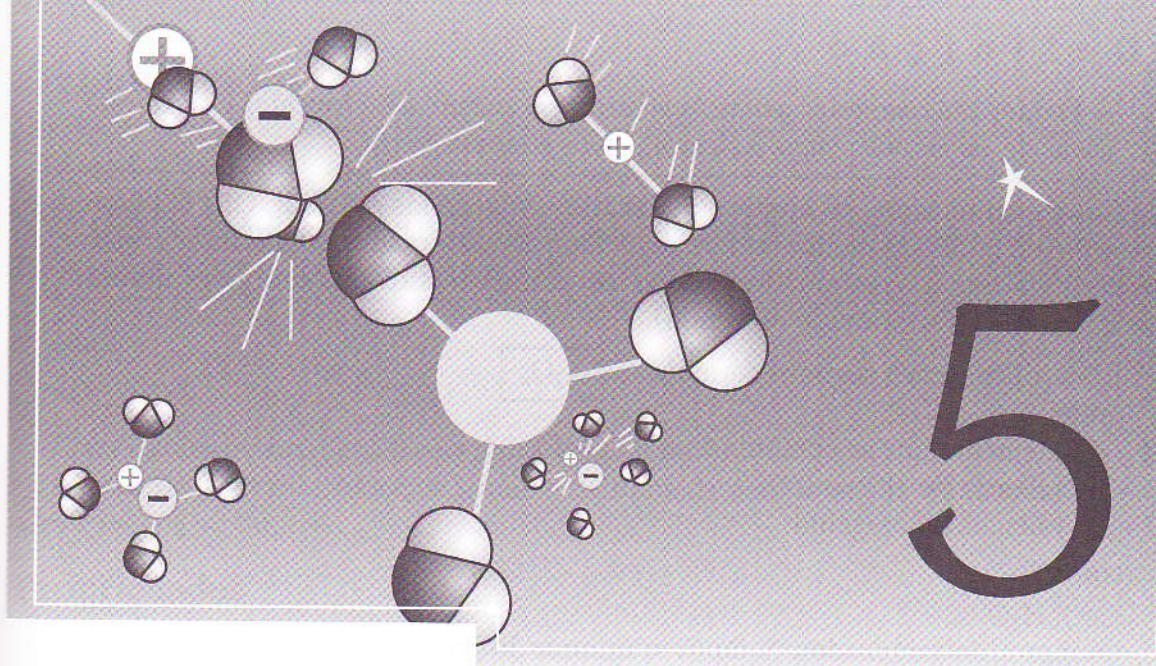
23. Os compostos formados por covalência são:

- a) Iónicos.
- b) Electropositivos.
- c) Em geral moleculares.
- d) Electronegativos.
- e) Metálicos.

24. Qual a alternativa que apresenta ligação covalente coordenada?

- a) KBr
- b) H₂S
- c) BaCl₂
- d) CH₄
- e) NH₄⁺

UNIDADE DIDÁCTICA



Química Inorgânica: Óxidos,
Ácidos, Bases e Sais

Química Inorgânica: Óxidos, Ácidos, Bases e Sais

Funções inorgânicas são funções químicas caracterizadas por apresentar um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes, denominadas propriedades funcionais.

Uma função química apresenta átomos ou grupos de átomos responsáveis pelas propriedades semelhantes, denominada radical funcional. Assim, as principais funções existentes da química inorgânica são:

- Função óxido ou simplesmente Óxido
- Função ácido ou simplesmente Ácido
- Função base ou simplesmente Base
- Função sal ou simplesmente Sal.

Óxidos

Definição

Óxidos são compostos químicos binários em que um dos elementos é o oxigénio, sendo ele, ao mesmo tempo, o elemento mais electronegativo.

Consequentemente, os compostos binários oxigenados do flúor, OF_2 (difluoreto de oxigénio) e o OF (monofluoreto de oxigénio) não são óxidos pois o flúor é mais electronegativo que o oxigénio. Tão pouco são conhecidos óxidos dos gases nobres, com excepção do XeO_3 (trióxido de xenon).

Estes obedecem à seguinte fórmula



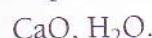
onde:

X – é o elemento que se combina com oxigénio

n – é a valência do elemento X

2 – é a valência do oxigénio

Exemplos:



Óxidos mais oxigenados: X_2O_n ($n =$ número do grupo), Cl_2O_7 .

Óxidos menos oxigenados: X_2O_{n-2} ($n =$ número do grupo – 2), Cl_2O_5 .

Estes óxidos são formados por óxidos de não-metais do grupo A.

Em geral, um elemento possui mais de um óxido. Isso ocorre por dois motivos:

1. O elemento que se liga ao oxigénio apresenta número de oxidação variável.

Exemplos:

Cloro: Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5 (nox do Cl, respectivamente, +1, +3, +5).

Manganês: MnO , MnO_2 , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 , MnO_3 .

2. O oxigénio apresenta número de oxidação variável.

Exemplos:

Óxidos de sódio: Na_2O , Na_2O_2 , NaO_2 .

Óxidos de bário: BaO_2 , $\text{Ba(O}_2)_2$, BaO .



Classificação

A classificação dos óxidos obedece a dois critérios:

- Quanto às propriedades químicas.
- Quanto à estrutura.

Quanto às propriedades químicas, os óxidos podem ser:

- Óxidos ácidos ou anidridos.
- Óxidos básicos.
- Óxidos anfóteros.
- Óxidos neutros ou indiferentes.
- Óxidos salinos, mistos, compostos ou duplos.
- Peróxidos (O_2^-).
- Superóxidos, hiperóxidos ou polióxidos (O_2^-).

Quanto à estrutura, os óxidos podem ser:

- Óxidos iônicos.
- Óxidos covalentes.

Óxidos ácidos

Definição

Óxidos ácidos são aqueles em que o oxigénio está ligado a um não-metal ou metal de valência igual ou superior a IV.

Exemplos:

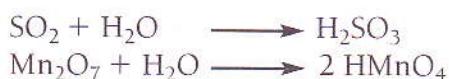


Estes óxidos ao reagirem com a água formam ácidos.

De acordo com este conceito temos dois tipos de óxidos ácidos ou anidridos: simples e mistos ou duplos.

Propriedades

Óxidos ácidos simples: são os que, ao reagirem com a água, só formam um ácido.



Óxidos ácidos mistos ou duplos: são os que, ao reagirem com a água, formam dois ácidos.



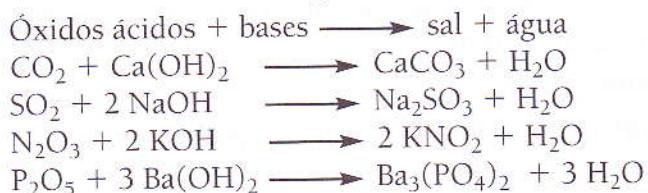
A nomenclatura destes óxidos ácidos duplos especifica os ácidos que são produzidos na reacção com a água:

ClO_2 – óxidos ácidos ou anidrido cloroso-clórico

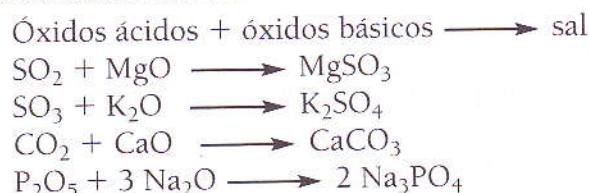
ClO_3 – óxidos ácidos ou anidrido clórico-perclórico

NO_2 – óxidos ácidos ou anidrido nitroso-nítrico

Os óxidos ácidos ao reagirem com a água formam ácidos. Consequentemente apresentarão algumas propriedades destes. Assim, reagem com as bases formando sal e água:



Reagem ainda com os óxidos básicos formando sal:



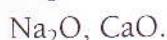
Os óxidos ácidos são sempre covalentes.

Óxidos básicos

D e f i n i ç ã o

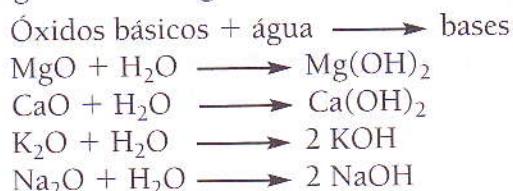
Óxidos básicos são aqueles em que o oxigénio está ligado a um metal do I e II Grupo A e formam ligação iônica.

Exemplos:

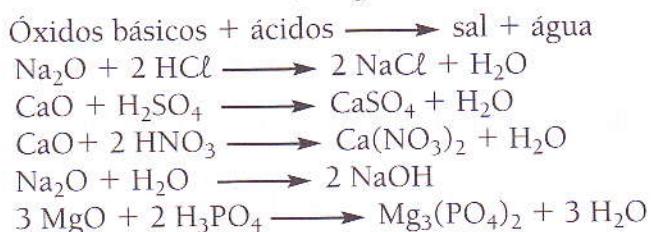


Propriedades

Estes óxidos ao reagirem com a água formam bases:



Devido ao facto de reagirem com a água, formando bases, os óxidos básicos apresentam algumas propriedades das bases. Assim, reagem com os ácidos formando sal e água:



Nota: Esta reacção com H_2O acontece, facilmente, apenas com óxidos dos metais do I e II grupo A.

Os óxidos básicos são iónicos, sendo assim, quanto mais electropositivo for o elemento combinado ao oxigénio, maior será o carácter iónico da ligação e, portanto, mais básico será o óxido. O Na_2O é mais iônico que o Al_2O_3 e terá maior carácter básico que este.



Óxidos anfóteros

Definição

Óxidos anfóteros são aqueles que possuem oxigénio ligado a semi-metais e metais de transição (centro da Tabela Periódica).

Exemplos:

Semi-metais

Sb_2O_3 , As_2O_3 ,
 Sb_2O_5 , As_2O_5 .

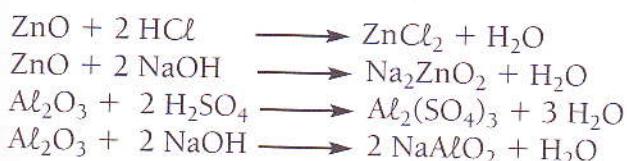
Metais

Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 ,
 PbO , PbO_2 , SnO , SnO_2 .

Propriedades

Dizem-se anfóteros porque reagem como ácidos perante uma base forte, e reagem como bases perante um ácido forte.

Exemplos:



Os óxidos anfóteros, nos quais o nox do metal é baixo, apresentam predominantemente carácter básico, enquanto aqueles em que o nox do metal é alto apresentam predominantemente carácter ácido.

Óxidos indiferentes

Definição

Óxidos indiferentes são aqueles que não apresentam propriedades de óxidos ácidos nem de óxidos básicos.

Não reagem com ácido e água. São neutros.

Exemplos:

CO , NO , N_2O .

Óxidos mistos ou duplos (óxidos salinos)

Definição

Óxidos mistos ou duplos (óxidos salinos) são aqueles em que o oxigénio está ligado ao mesmo metal com electrovalências diferentes numa proporção fixa de 3:4.

Nestes casos, quando se trata de óxidos metálicos, o óxido correspondente à valência mais baixa tem em geral carácter básico mais acentuado do que o outro. Pode acontecer que os dois óxidos se combinem entre si e o resultado desta combinação é

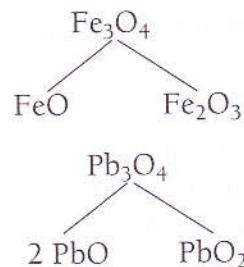
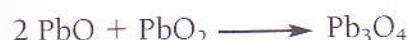
também um óxido. Assim, o PbO_2 pode-se combinar com o PbO formando Pb_3O_4 (tetróxido de chumbo). Este tipo de óxido é chamado de óxido salino, misto, composto ou duplo.

Exemplos:

Óxido de ferro (II, III) ou óxido salino de ferro.



Óxido de chumbo (II, IV) ou óxido salino de chumbo.



Propriedades

Estes óxidos reagem com ácidos formando sais e água.



Peróxidos (O_2^{2-})

Definição

Peróxidos (O_2^{2-}) são óxidos onde o grupo peróxido se encontra ligado aos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

Alguns óxidos têm, aparentemente, mais oxigénio do que é admissível pela valência do outro elemento. Todos os óxidos que apresentam ter excesso de oxigénio em relação à valência do outro elemento chamam-se *peróxidos*.

Explica-se o aparente excesso de oxigénio nos peróxidos pela combinação dos átomos de oxigénio e entre si, isto é, pela ligação simples ($\text{O} - \text{O}$).

De modo que cada oxigénio fica com apenas uma das suas valências para se combinar com o outro elemento. Na prática, tudo se passa como se o oxigénio tivesse nox igual a -1 .

Propriedades

Todos os óxidos que reagem com ácidos diluídos produzindo sal e água oxigenada são peróxidos.

Reacção com ácidos formando sal e H_2O_2 :



Reacção com água formando base e H_2O_2 :





Superóxidos ou polióxidos (O_2^-)

Definição

Superóxidos ou polióxidos são óxidos onde o grupo polióxido se encontra ligado aos metais alcalino ou alcalino-terrosos.

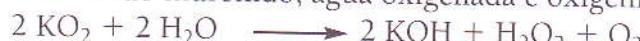
Os superóxidos ou polióxidos são uma variedade dos peróxidos e são identificáveis pela fórmula onde o oxigénio se comporta como tendo nox igual a $-1/2$.

Propriedades

Reagem com os ácidos diluídos produzindo sal, água oxigenada e oxigénio:



Reagem com a água formando hidróxido, água oxigenada e oxigénio:



Óxidos iónicos

Definição

Óxidos iónicos são aqueles em que predomina a ligação iônica entre o oxigénio e o elemento, isto é, em que a diferença de electronegatividade entre os elementos é igual ou superior a 1,7.

Exemplos:

BaO → as electronegatividades são $\text{Ba} = 0,9$ e $\text{O} = 3,5$.

Portanto, o BaO é um óxido iónico.

Outros exemplos são: Na_2O , CaO , Al_2O_3 , Na_2O_2 , CaO_2 , etc.

Pertencem ao grupo dos óxidos iónicos os seguintes tipos de óxidos:

- | | |
|---------------|-----------------|
| 1 – básicos | 4 – peróxidos |
| 2 – anfóteros | 5 – superóxidos |
| 3 – salinos | |

Propriedades

Os óxidos iónicos são sólidos de elevado ponto de fusão, reagem fortemente com a água e com os ácidos. São todos de metais, apesar de existirem óxidos de metais que não são iónicos.

Óxidos covalentes ou moleculares

Definição

Óxidos covalentes ou moleculares são óxidos em que predomina a ligação covalente entre o oxigénio e o elemento, isto é, a diferença entre as electronegatividades dos componentes é diferente de zero e menor que 1,7.

Exemplos:

$\text{CO} \longrightarrow$ As electronegatividades são C = 2,5 e O = 3,5.

Portanto, o CO é um óxido covalente.

Outros exemplos são: CO_2 , H_2O , Cl_2O , N_2O_3 , H_2O_2 , etc.

Os óxidos covalentes são todos de metais (não-metais) ou de semi-metais. Pertencem ao grupo de óxidos covalentes os seguintes tipos de óxidos:

1 – ácidos 2 – neutros 3 – anfóteros

Propriedades

Os óxidos covalentes de baixo peso molecular são gasosos, os de peso molecular médio são líquidos e os de peso molecular elevado são sólidos.

Nota:

1. Entre esses dois grupos extremos surgem óxidos que apresentam carácter iónico e molecular equivalente.

Exemplos:

ZnO , Fe_2O_3 , SnO , PbO .

2. Os óxidos pouco iónicos praticamente não reagem com a água, sendo insolúveis nela.

3. Quando um elemento apresenta muitos óxidos, é considerado iônico aquele em que o metal está com a maior valência.

Exemplos:

MnO – óxido de manganês II; Mn_2O_3 – óxido de manganês III; MnO_2 – óxido de manganês VII é iônico. Os demais apresentam carácter iónico e molecular equivalente.

Nomenclatura

Óxidos dos metais com uma só valência

Para os elementos de nox constante, forma-se o nome dos óxidos usando a palavra «óxido», seguida da preposição «de» e do nome do elemento que se combinou com o oxigénio:

CaO – óxido de cálcio

BaO – óxido de bário

B_2O_3 – óxido de boro

Al_2O_3 – óxido de alumínio

Com mais de uma valência

Há metais que possuem mais de uma valência e por consequência mais de um óxido. São substâncias completamente diferentes que são formadas de maneiras diferentes. Portanto, um só nome não basta.

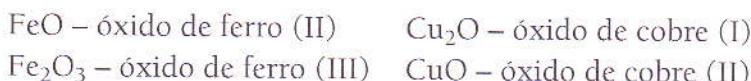
Se o nox for variável há necessidade de indicar esta variação. Isto é feito de dois modos:



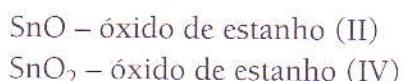
1. pelos sufixos *oso* ou *ico* empregues no elemento que se combinou com oxigénio, reservando-se o primeiro ao nox menor e o segundo ao nox maior:



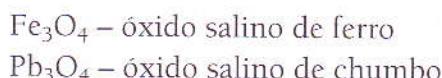
2. Pela palavra «óxido», seguida da preposição «de», do nome do elemento que se combinou com o oxigénio e do algarismo romano indicativo do número de oxidação do mesmo:



Segundo as regras estabelecidas pela IUPAC, neste caso aplicamos o chamado sistema de *stock* que consiste simplesmente em pôr a valência do metal em algarismo romano, entre parênteses, depois do nome:



Salino – esta palavra é reservada para designar os óxidos salinos, também chamados de mistos ou compostos. A nomenclatura é feita do seguinte modo: a palavra «óxido», seguida de «salino», da preposição «de» e do nome do elemento que se combinou com o oxigénio:

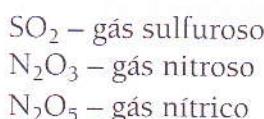


Óxidos dos não-metais

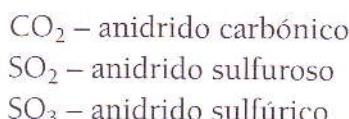
O sistema de nomenclatura de compostos de não-metais entre si, utiliza os conhecidos prefixos gregos para indicar o n.º de átomos de cada elemento presente na molécula, que são:

1 – Mono 2 – Di 3 – Tri 4 – Tetra 5 – Penta 6 – Hexa 7 – Hepta, etc.

Muitos óxidos apresentam-se no estado gasoso. Para formar o nome de tais óxidos, usa-se a palavra gás, seguida do nome do elemento que está em combinação com o oxigénio, com a terminação *oso* ou *ico*, de acordo com o seu número de oxidação:

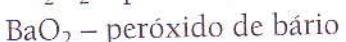
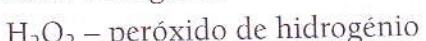


Anidrido – o termo anidrido é sinónimo de óxido ácido. Portanto, podemos formar o nome de um óxido ácido usando a palavra anidrido, seguida do nome do elemento que está em combinação com o oxigénio, com a terminação *oso* ou *ico*, de acordo com o seu número de oxidação:



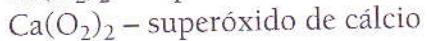
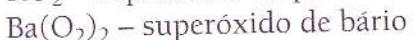
Peróxidos

O nome é formado pela palavra «peróxido», seguida da preposição «de» e do nome do elemento que se combinou com o oxigénio:

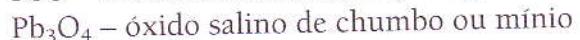
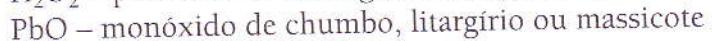
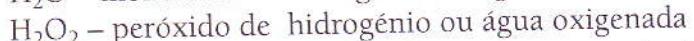
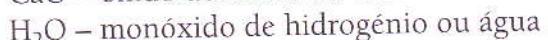
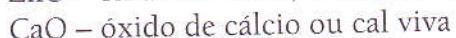
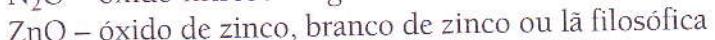


Superóxidos

O nome é formado pela palavra «superóxido», seguida da preposição «de» e do nome do elemento que se combinou com o oxigénio:

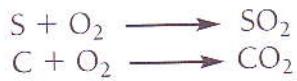
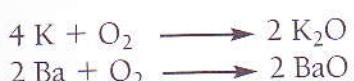


Nota: Existem óxidos que têm nomes particulares. São conhecidos por determinado nome que não segue nenhuma regra de nomenclatura.



Métodos de obtenção

Reacção de um elemento químico com oxigénio



Decomposição

Decomposição de sais oxigenados



Decomposição de bases

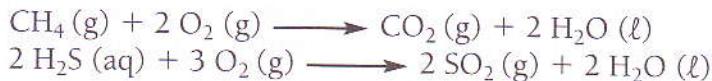


Decomposição de ácidos oxigenados



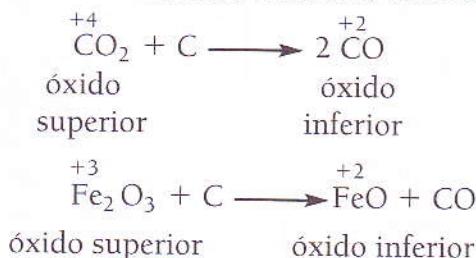


Combustão de compostos



Redução de óxidos superiores

Podemos ter dois óxidos de um mesmo elemento com diferença no teor de oxigénio.



Extracção de jazidas naturais

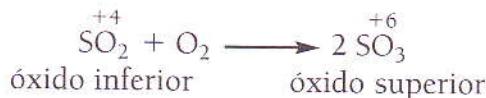
É muito grande o número de óxidos existentes em jazidas naturais, podem ser extraídos da jazida por um processo de purificação.

Exemplos:

SiO_2 – quartzo	MnO_2 – pirolusite
Fe_2O_3 – hematite	SnO_2 – cassiterite
Fe_3O_4 – magnetite	Al_2O_3 – corindon

Oxidação de um óxido inferior

É o processo inverso do anterior, ou seja, a transformação de um óxido inferior em óxido superior, por meio de oxigénio.

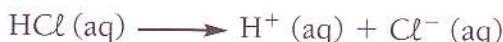


Ácidos

Definição

Um ácido, no final do século XIX e segundo o sueco Svante August Arrhenius, passou a ser definido como uma substância que, em solução aquosa, libera iões H^+ como único tipo de catião.

Para o ácido clorídrico, Arrhenius fornecia a seguinte equação de dissociação:



Fórmula geral

Estes obedecem à seguinte fórmula: $\boxed{\text{H}_n\text{A}}$

onde:

n – número de átomos de H

A – radical ácido com valência n

Radical ácido (negativo) ou anião

Com auxílio da tabela abaixo (tabela de anões), torna-se fácil escrever as fórmulas dos ácidos mais usuais. Basta lembrar a fórmula geral de um ácido inorgânico

Aniões		
Carga	Fórmula	Nome
-1	F^-	fluoreto
	Cl^-	cloreto
	Br^-	brometo
	I^-	iodeto
	ClO_3^-	clorato
	ClO_2^-	clorito
	ClO^-	hipoclorito
	NO_3^-	nitrato
	NO_2^-	nitrito
	CN^-	cianeto
	OCN^-	cianato
	SCN^-	tiocianato
	MnO_4^-	permanganato

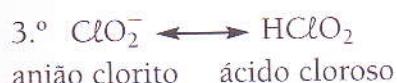
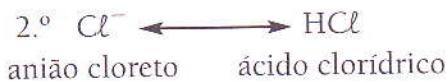
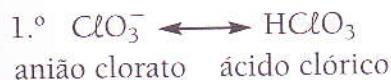
Aniões		
Carga	Fórmula	Nome
-2	S^{2-}	sulfureto
	SO_4^{2-}	sulfato
	SO_3^{2-}	sulfito
	CO_3^{2-}	carbonato
	CrO_4^{2-}	cromato
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dicromato
	MnO_4^{2-}	manganato
-3	PO_4^{3-}	fosfato
	AsO_4^{3-}	arseniato
	AsO_3^{3-}	arsenito
	SbO_4^{3-}	antimonito
	SbO_3^{3-}	antimonito
-4	BO_3^{3-}	borato
	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	ferricianeto
	SiO_4^{4-}	silicato
	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	ferrocianeto

Nomenclatura

Uma regra prática referente à nomenclatura dos ácidos é:

Terminação do anião	Terminação do ácido
-ato	-íco
-eto	-ídrico
-ito	-oso

Exemplos:





Existem somente dois tipos de ácidos: os que não contêm oxigénio (hidrácidos), e os que contêm oxigénio, (ácidos oxigenados ou oxiácidos).

Nomenclatura dos hidrácidos

Emprega-se a palavra ácido seguida do nome do elemento ou radical electronegativo com a terminação *-ídrico*.

Exemplos:

- HF – ácido fluorídrico
- H_2S – ácido sulfídrico
- H_2Se – ácido selenídrico
- $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ – ácido ferricianídrico
- $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ – ácido ferrocianídrico

Nomenclatura dos oxiácidos

Emprega-se a palavra ácido seguida do nome do átomo central e completa-se com a terminação *-ico* ou *-oso*.

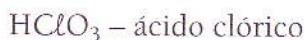
O ácido receberá a terminação *-ico* quando o número de oxidação (nox) do átomo central for máximo.

Exemplos:

- H_2SO_4 – ácido sulfúrico
- HNO_3 – ácido nítrico
- HClO_3 – ácido clórico
- H_2CrO_4 – ácido crómico

Quando o elemento central for halogéneo receberá também a terminação *-ico*, o que apresentar nox igual a +5.

Exemplo:



Quando o elemento central for manganês receberá também a terminação *-ico*, o que apresentar nox igual a +6.

Exemplo:



O ácido receberá a terminação *-oso* quando o átomo central apresentar número de oxidação com duas unidades a menos do que o terminado em *-ico*.

Exemplos:

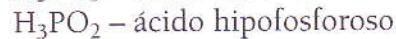
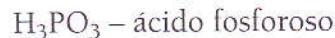
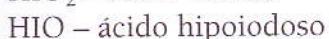
- H_2SO_3 – ácido sulfuroso
- HNO_2 – ácido nitroso
- H_3PO_3 – ácido fosforoso
- HClO_2 – ácido cloroso

Os prefixos *hipo* e *per*

Hipo significa abaixo, e *per* significa acima

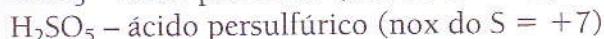
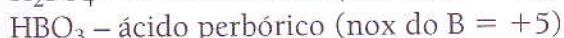
- Quando o átomo central estiver com o nox menor que -oso, será acrescentado o prefixo *hipo*.

Exemplos:



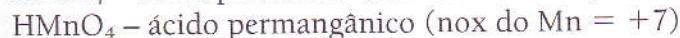
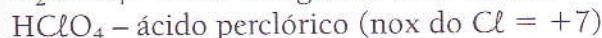
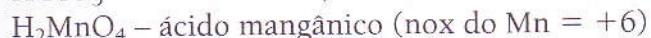
- Quando o átomo central estiver com o nox maior que o -ico, será acrescentado o prefixo *per*.

Exemplos:



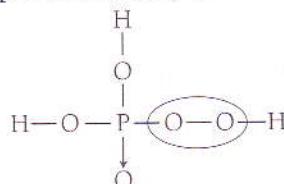
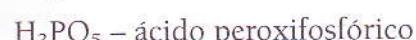
- Nos ácidos do cloro, iodo e manganês, quando o nox for +7 empregamos o prefixo *per*.

Exemplos:

**O prefixo *peróxi***

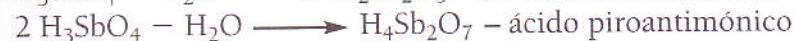
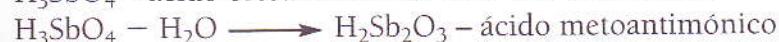
Usa-se para os ácidos que têm grupo peróxi ($-O-O-$). São derivados do peróxido de hidrogénio (H_2O_2). Estes ácidos, por hidrólise, fornecem água oxigenada.

Exemplo:

**Prefixos *orto*, *meta* e *piro***

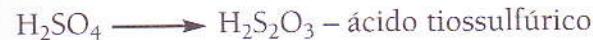
Estes prefixos referem-se a um maior ou menor grau de hidratação de um ácido. O ácido que pode sofrer desidratação serve de padrão e é precedido do prefixo *orto*. Muitas vezes, no entanto, tal prefixo não é utilizado, subentendendo-se que o ácido sem prefixo é o *orto*.

Exemplos:

**Prefixo *tio***

Este prefixo é usado para os ácidos resultantes da substituição de oxigénio por enxofre.

Exemplos:





Classificação

A classificação dos ácidos pode ser feita de acordo com vários critérios.

1. Quanto à presença ou ausência de oxigénio na molécula:

- ácidos oxigenados ou oxiácidos: HCNO , H_2SO_4 , H_5IO_6 , HNO_3 .
- ácidos não-oxigenados ou hidrácidos: H_2S , HI , HCN , HCl .

2. Quanto à presença ou ausência de carbono na molécula:

- ácidos inorgânicos sem carbono: HCl , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SiF_6 .
- ácidos orgânicos com carbono: CH_3COOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Excepção: existem ácidos como HCN , H_2CO_3 , HOCl que, apesar de possuirem carbono na molécula, são estudados na química mineral ou inorgânica.

3. Quanto ao número de hidrogénios ionizáveis (substituíveis) na molécula:

(Nos hidrácidos, os átomos de H são normalmente substituíveis por metais, por exemplo o HCl pode transformar-se em NaCl . Nos oxiácidos, os hidrogénios ionizáveis (substituíveis) são geralmente os que se ligam directamente aos átomos de O).

- monoácidos, ácidos monobásicos ou ácidos monoprotónicos: HCl , HBr , HCN , HI , HF , HNO_3 , H_3PO_2 .

Nota: No ácido hipofosforoso, H_3PO_2 , só um dos três átomos de hidrogénio é substituível, por isso, é considerado um monoácido.

- biácidos, ácidos dibásicos ou ácidos diprotónicos: H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_3 .

Nota: No ácido fosforoso, H_3PO_3 , só dois dos três átomos de hidrogénio são substituíveis. Por isso, é considerado um diácido.

- triácidos, ácidos tribásicos ou ácidos triprotónicos: H_3PO_4 , H_3AsO_4 , $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$.
- tetrácidos, ácidos tetrabásicos ou ácidos tetraprotónicos: H_4SiO_4 , $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$.

4. Quanto ao número de elementos diferentes na molécula:

- binários: HCl , H_2S , HBr , HF , HI .
- ternários: HCN , HNO_2 , HNO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 .
- quaternários: HCNO , HSCN , $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$, $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$.

5. Quanto ao desprendimento de vapores à temperatura ambiente:

- ácidos fixos: os que não desprendem vapores à temperatura ambiente: H_2SO_4 , H_3PO_4 .
- ácidos voláteis: os que desprendem vapores à temperatura ambiente: HBr , HCl , HNO_3 .

6. Quanto ao grau de dissociação iónica (α):

- Todo o ácido em solução dissocia-se num catião (o ião hidrogénio H^+) e num anião (o restante da molécula).
- Quando esta dissociação ocorre em larga escala, o ácido é considerado forte e quando é pequena o ácido é fraco. Quando se situar na faixa intermediária, o ácido será médio ou semiforte.

Para esta classificação serve de base a ionização do ácido em solução 0,1 N e a 25 °C. Quando se dissocia mais de 50%, o ácido será forte; se se dissocia de 5 a 50%, será médio ou semiforte e se se dissocia menos de 5%, será fraco.

Exemplos:

Fortes	Médios	Fracos
HClO_4 97%	H_2SO_3 30%	H_2CO_3 0,18%
HI 95%	H_3PO_4 27%	H_2S 0,15%
HBr 93%	HF 8,5%	H_3BO_3 0,075%
HCl 92%		HCN 0,008%
H_2SO_4 61%		

Nos oxiácidos podemos deduzir a categoria do ácido subtraindo o número de átomos de hidrogénio do número de átomos de oxigénio. A categoria do ácido depende da diferença obtida:

Exemplos:

HClO_4	$4 - 1 = 3$	ácido muito forte
H_2SO_4	$4 - 2 = 2$	ácido forte
H_3PO_4	$4 - 3 = 1$	ácido médio ou semiforte
H_3BO_3	$3 - 3 = 0$	ácido fraco
H_2O	$1 - 2 = -1$	ácido fraco

Série de reactividade dos elementos

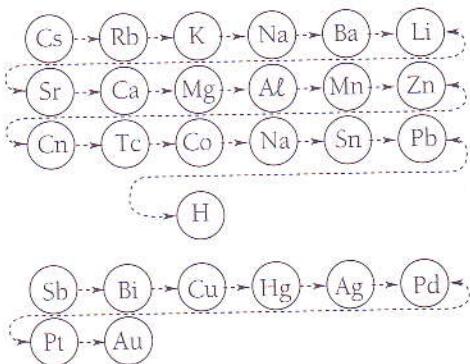


Fig. 5.1 Série de reactividade.

Ionização por etapas

Os ácidos polipróticos são aqueles que podem ceder mais do que um protão da molécula, mas esses iões H^+ não são cedidos com a mesma facilidade; o 1.º protão sai com mais facilidade que o 2.º, e este que o 3.º, e assim por diante. O H^+ é retirado por etapas:

Exemplo:





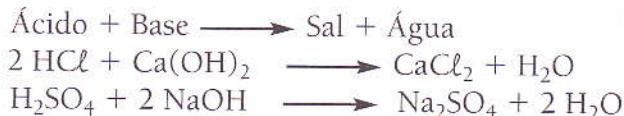
Propriedades físicas

- São solúveis em H_2O .
- São electrólitos.
- Têm sabor azedo.
- Numa electrólise liberta-se sempre no cátodo iões H^+ .
- Acção sobre os indicadores: os ácidos modificam a cor de determinadas substâncias, chamadas indicadores. Tais substâncias adquirem coloração diferente conforme se encontrem numa solução ácida ou numa solução básica. Os indicadores mais utilizados são os seguintes:

Indicador	Meio ácido	Meio básico
Azul de Tornassol	Vermelho	Azul
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho
Alaranjado de metilo	Vermelho	Amarelo

Propriedades químicas

Reacção com bases



Reacção com metal



Reacção com sal

- $$\text{Ácido} + \text{Sal} \longrightarrow \text{Ácido} + \text{Sal}$$
- O sal formado deve ser insolúvel

$$\begin{array}{l} HCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + HNO_3 \\ H_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4 + 2\ HCl \end{array}$$
 - O ácido reagente deve ser fixo e o formado deve ser volátil

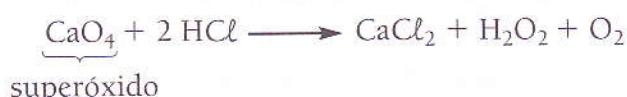
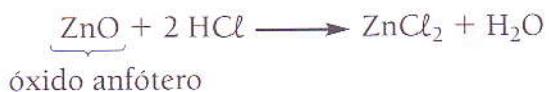
$$\begin{array}{l} H_2SO_4 + AgNO_3 \longrightarrow Ag_2SO_4 + HNO_3 \\ H_3PO_4 + 3\ NaCl \longrightarrow Na_3PO_4 + 3\ HCl \end{array}$$
 - Ácido forte + Sal \longrightarrow Sal + Ácido fraco

$$\begin{array}{l} 2\ HCl + Na_2S \longrightarrow 2\ NaCl + H_2S \\ H_2SO_4 + Na_2SO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2SO_3 \end{array}$$

Reacção com óxido

Os ácidos apresentam a propriedade de reagirem com óxidos: básicos, anfóteros, peróxidos e superóxidos.





Métodos de obtenção

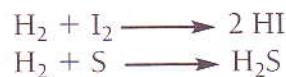
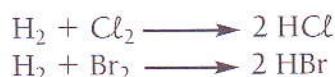
Os processos existentes para produzir os ácidos são muitos.

Estudaremos apenas os principais:

- 1.º Método sintético.
- 2.º Combinação de óxido ácido com água.
- 3.º Reacção de um sal com um ácido.

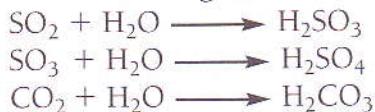
Método sintético

Basta combinar directamente hidrogénio com determinados não-metais como cloro, bromo, iodo, enxofre. Dessa combinação obtém-se os hidretos correspondentes. Esses hidretos são gases, e, quando recebidos em água, fornecem-nos o ácido.



Combinação de óxido ácido com água

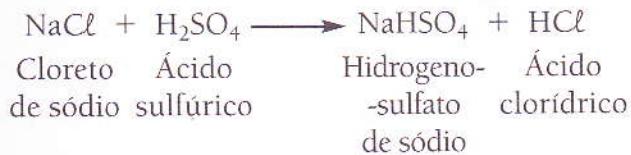
É suficiente colocar um óxido ácido em água, conforme já se aprendeu anteriormente.



Reacção de um sal com um ácido

Esta reacção já foi estudada nas propriedades químicas dos ácidos.

Assim, para obter, por exemplo, o ácido clorídrico, temos:



Lembre-se que esta reacção é possível porque o HCl formado é volátil e o reagente H_2SO_4 é fixo.



Classificação

Quanto à presença de carbono

Ácidos inorgânicos

São todos aqueles que não contêm o elemento «C», com a excepção do ácido carbônico (H_2CO_3), ácido cianídrico (HCN), e alguns menos importantes.

Ácidos orgânicos

São todos os ácidos que contêm o elemento «C», excepto H_2CO_3 e HCN.

Quanto à presença de oxigénio

Oxiácidos: contêm oxigénio na molécula.

Exemplo:



Hidrácidos: não contêm oxigénio na molécula.

Exemplo:



Quanto ao número de iões H^+ que a molécula do ácido pode ceder na ionização

Ácido monoprótico

Pode ceder H^+ .

Exemplo:



Ácido diprótico

Pode ceder 2 H^+ .

Exemplo:



Ácido triprótico

Pode ceder 3 H^+ .

Exemplo:



Aos ácidos que podem ceder mais do que 1 H^+ chamam-se ácidos polipróticos.

Quanto à temperatura de ebulação

Ácidos fixos

São sólidos ou líquidos não voláteis à temperatura ambiente, e normalmente têm maior peso molecular.

Ácidos voláteis

São gases ou líquidos voláteis à temperatura ambiente.

Quanto ao grau de ionização

α varia de 0 – 1, isto é, $0 \leq \alpha \leq 1$

$$0\% \leq \alpha \leq 100\%$$

$$\alpha = \frac{\text{n.º de moléculas ionizadas}}{\text{n.º de moléculas inicialmente dissolvidas}} \Leftrightarrow \alpha = \frac{n_i}{n_d}$$

Ácidos fortes

Ionizam-se quase completamente em H₂O.

$$\alpha \geq 50\%$$

Ácidos semifortes

O grau de ionização varia entre: $5\% < \alpha < 50\%$.

Ácidos fracos

Ionizam-se parcialmente.

Ácidos mais importantes

Ácido sulfúrico (H₂SO₄)

Este ácido é a substância química de maior aplicabilidade na indústria.

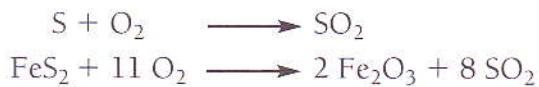
Propriedades físicas

- Líquido incolor e oleoso.
- Solúvel em água.
- Corrosivo.
- Ponto de ebulação de 338 °C.

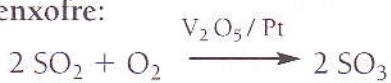
Obtenção industrial

O ácido sulfúrico é produzido industrialmente pelo processo de contacto, segundo as etapas:

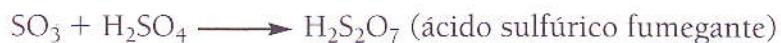
1.^a Combustão do enxofre ou saturação da pirite:



2.^a Oxidação do dióxido de enxofre:



3.^a Dissolução do trióxido de enxofre em ácido sulfúrico:



4.^a Dissolução do H₂S₂O₇ em água:





Propriedades químicas

Este ácido é muito reactivo.

Pode reagir como oxidante, quando concentrado e quente, formando sal, água e dióxido de enxofre. De entre várias reacções, cita-se:

1.^a Pode reagir com metais pouco activos:



2.^a Pode reagir com metais mais reactivos que o hidrogénio, libertando gás hidrogénio:



3.^a Pode reagir com não-metais:



Os ácidos apresentam a propriedade de reagirem com sais, desde que formem: ácido volátil, sal insolúvel, ácido fraco.

Conhecemos as condições para que ocorra a reacção de um ácido com um sal.

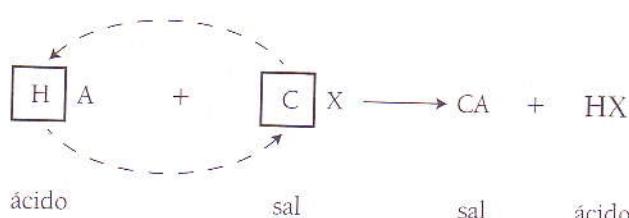


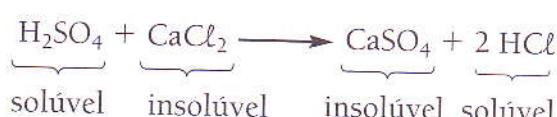
Fig. 5.2 Reacção química de um ácido com um sal.

As condições são:

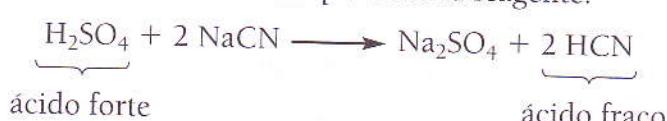
1. O ácido formado deve ser volátil e o ácido reagente deve ser fixo.



2. O sal formado deve ser insolúvel.



3. O ácido formado deve ser mais fraco que o ácido reagente.



Ácido nítrico (HNO_3)

Este ácido também se usa em boa escala na indústria.

Os metalúrgicos empregam o ácido nítrico na refinação de metais nobres e preciosos e como agente de gravação. Os operadores com aço usam-no na preparação do aço, para remoção de crostas em aço inoxidável e para gravação. A indústria de impressão usa-o como agente de gravação em litografia e fotogravura.

As indústrias de ouro, tintas e vernizes, corantes e plásticos dependem do ácido nítrico devido à nitração.

A indústria têxtil utiliza a nitração na produção de rayon, bem como na fabricação de nylon.

O ácido nítrico tem aplicação na indústria de borracha, como reagente de borracha sintética e como solvente para borracha composta e vulcanizada.

Os distribuidores de produtos químicos embalam o ácido nítrico em embalagens menores para o uso em laboratórios e制造者es de produtos orgânicos especiais.

Os fotógrafos dependem do ácido nítrico devido aos filmes de nitrocelulose.

Na indústria farmacêutica, o ácido nítrico é usado na composição de medicamentos e também para destruí-los.

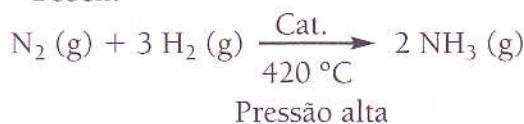
Propriedades físicas

- Líquido incolor, mas quando em contacto com a luz adquire a cor vermelha.
- Tóxico e corrosivo – muito corrosivo para a pele, olhos, aparelho digestivo e trato respiratório. Os fumos e os vapores do ácido nítrico podem constituir-se de uma mistura de vários óxidos de nitrogénio, dependendo da sua reacção com outros materiais (metais) ou compostos orgânicos. Os óxidos de nitrogénio produzidos por essas reacções químicas, particularmente o dióxido de nitrogénio (NO_2) quando aspirado em maiores concentrações, causam dificuldade respiratória, edema agudo do pulmão, perda de consciência e morte.
- Muito solúvel em água.
- Ponto de ebuição de 83 °C.

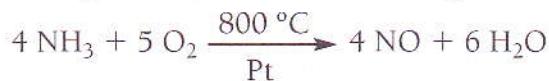
Obtenção industrial

Este ácido é produzido industrialmente, segundo as etapas:

1.^a Síntese de Haber – Bosch:



2.^a Combustão do amoníaco com platina como catalisador – processo de Ostwald:



3.^a Combustão do monóxido de nitrogénio:



4.^a Dissolução do dióxido de nitrogénio em água:





Propriedades químicas

De entre várias reacções podemos destacar a reacção deste ácido como:

- Ácido forte.
- Agente oxidante.
- Agente de nitração.

Como ácido forte, o ácido nítrico reage com os produtos alcalinos, os óxidos e as substâncias básicas, formando sais. Um destes, o nitrato de amónio, junto com outras soluções de nitrogénio, feitas a partir do ácido nítrico, é usado em larga escala na indústria de fertilizantes.

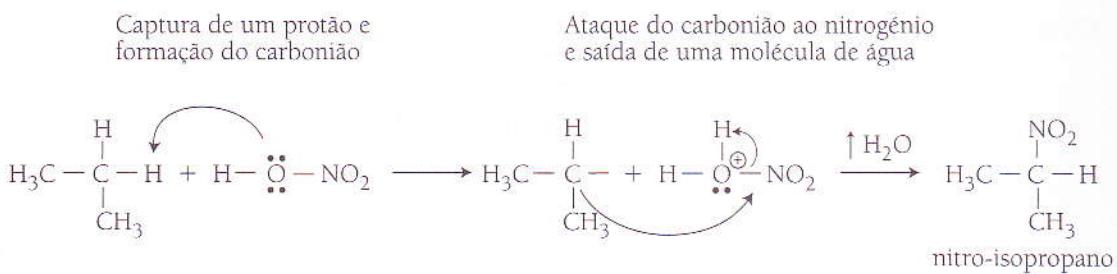
O ácido nítrico também está gradualmente a substituir o ácido sulfúrico na tecnologia dos fertilizantes de fosfato.



As reacções de oxidação do ácido nítrico tornam possível as suas aplicações mais espectaculares. É um oxidante forte relativamente barato. Os materiais orgânicos são prontamente (às vezes violentamente) oxidados pelo ácido nítrico concentrado: usou-se ácido nítrico a 100% como oxidante com a anilina, o álcool furfurílico e outros produtos orgânicos e em combustível para foguetes.



As reacções de nitração incluem a nitração comum (reacções com hidrocarbonetos) e a esterificação (reacção com álcoois). Estas reacções do ácido nítrico com compostos orgânicos possibilitam a produção de explosivos orgânicos como nitroglycerina, nitrocelulose e fulminato de mercúrio e corantes que cobrem todo o espectro de cores.



Ácido clorídrico (HCl)

O composto químico ácido clorídrico é uma solução aquosa, altamente ácida, de cloreto de hidrogénio (HCl). É extremamente corrosivo e deve ser manuseado apenas com as devidas precauções. O ácido clorídrico é normalmente utilizado como reagente químico, e é um dos ácidos fortes que se ioniza completamente em solução aquosa. O ácido clorídrico concentrado tem um pH menor do que 1. Uma solução aquosa de HCl 1 M tem pH = 0.

Obtenção laboratorial

Pode ser preparado no laboratório por aquecimento de cloreto de sódio com ácido sulfúrico concentrado.



Obtenção industrial

Industrialmente é obtido directamente a partir da reacção entre gás hidrogénio e gás cloro, a temperatura elevada.



Propriedades físicas

- Líquido fumegante claro.
- Ligeiramente amarelado.
- Com odor pungente e irritante.
- Ponto de ebullição de 326,15 K (53 °C).

Propriedades químicas

Pode reagir com várias substâncias.

Seguem-se exemplos:

1. Reacção de neutralização:



2. Reacção com metal:



3. Quando o sal formado for insolúvel:



4. Reacções com óxidos:

Os ácidos reagem com os óxidos: básicos, anfóteros, peróxidos, superóxidos.



Aplicações:

É utilizado principalmente para:

- Limpeza e tratamento de metais ferrosos.
- Flotação e processamento de minérios.
- Acidificação de poços de petróleo.
- Regeneração de resinas de troca iônica.
- Na construção civil.
- Neutralização de efluentes.
- Fabricação de produtos para a indústria de alimentos e farmacêutica.



Estados físicos

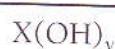
H_2SO_4	Líquido oleoso incolor.
HNO_3	Líquido volátil incolor.
H_3PO_4	Sólido de cristais incolores.
HClO_4	Líquido volátil incolor, é o ácido mais forte. É a primeira substância instável que tende a explodir.
HIO_3	Sólido de cristais incolores.
HCl , HF , HBr , HI	São gases.
HF	Reage com o vidro, por isso é guardado em recipientes de plástico ou de cera.
H_2S	Gás venenoso com cheiro a ovos podres.
HCN	Líquido muito volátil, muito venenoso, com cheiro a amêndoas amarga.
CH_3COOH	Líquido incolor com forte cheiro a vinagre. O vinagre usado possui mais ou menos 5% deste ácido.
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Sólido incolor. Encontra-se em algumas plantas como, por exemplo, na planta de caju e na planta de ananás.

Bases

Definição

Bases ou hidróxidos, segundo Arrhenius, são substâncias que ao dissolverem-se em H_2O dissociam-se num catião metálico e num ião hidróxido.

A fórmula geral das bases pode ser representada por:



onde:

X – qualquer catião simples ou radical

(OH) – o grupo hidróxido (OH^-)

y – a valência do catião

Como vemos, a fórmula de uma base é electricamente neutra.

Propriedades

Propriedades físicas

- Solução alcalina.
- Confere cor azul ao indicador azul de tornassol, vermelho à fenolftaleína e amarelo ao alaranjado de metilo.
- Conduz a corrente eléctrica – *electrólise*: as bases iónicas podem conduzir a corrente eléctrica quando fundidas, pois a fusão de um composto iônico destrói o retículo e os iões passam a movimentar-se.
- Uma solução concentrada de base é escorregadia ao tacto.
- Tem sabor idêntico ao do sabão, tem sabor amargo, cáustico, denominado sabor básico.

- Dissociação electrolítica: as bases dos metais alcalinos e alcalino-terrosos dissociam-se em iões quando dissolvidos em água.

Exemplos:



As bases dos outros metais dissociam-se fracamente, pois são insolúveis em água. São bases fracas.

Propriedades químicas

Reacção com ácidos

- Base + Ácido \longrightarrow Sal + Água (reacção de neutralização)

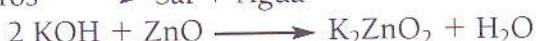


Reacção com óxidos

- Base + Óxidos ácidos \longrightarrow Sal + Água



- Base + Óxidos anfóteros \longrightarrow Sal + Água



Base reage

Reacção com sais

Esta reacção é possível desde que o sal formado seja pouco solúvel.



Esta reacção é possível desde que a base formada seja insolúvel.



Ocorre a reacção se a base reagente for forte.



Classificação

De acordo com o número de hidróxidos:

- Monobases ou bases monohidroxidadas.

Exemplos:



- Dibases ou bases dihidroxidadas.

Exemplos:



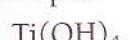
- Tribases ou bases trihidroxidadas.

Exemplos:



- Tetrabases ou bases tetrahidroxidadas.

Exemplo:



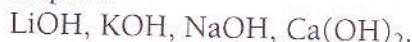


De acordo com a ligação química:

- Iónicas.
- Covalentes.

As bases iónicas são as dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

Exemplos:



As bases covalentes são as demais.

Exemplos:



Nota: No hidróxido de amónio, NH_4OH , não existe predominância de um tipo de ligação química sobre o outro.

De acordo com o grau de dissociação iónica:

Toda a base, em solução, divide-se num anião (o ião hidróxido, OH^-) e um catião (o restante da molécula). Quando esta dissociação é grande, a base é considerada forte, e quando é pequena, a base é considerada fraca.

Para esta classificação usa-se a ionização da base em solução 0,1 N. Quando se dissocia mais de 50%, a base será forte; quando se dissocia menos, será fraca.

Fortes	Fracas
KOH	91%
NaOH	90%
Ca(OH) ₂	90%
Ba(OH) ₂	80%
Pb(OH) ₂	9,8%
NH ₄ OH	1,3%

Em geral podemos afirmar que as bases iónicas são bases fortes e que as demais são bases fracas.

De acordo com a presença de metais:

- Metálicas: NaOH, Ca(OH)₂, Pb(OH)₂, etc.
- Não-metálicas: NH₄OH e aminas (bases orgânicas).

De acordo com a solubilidade:

- Solúveis: são solúveis as bases dos metais alcalinos, alcalino-terrosos e amónio. São solúveis as bases fortes.
- Insolúveis: as bases dos demais metais.

Bases anfóteras:

São bases que perante um ácido, comportam-se como bases, e perante bases fortes, comportam-se como ácidos.

Nomenclatura

Esta baseia-se no sistema de Stoch como nos óxidos dos metais.

Para designar uma base, usa-se a palavra «hidróxido», seguida da preposição «de» e do nome do metal ou radical positivo.

Com metais monovalentes ou amónio

Exemplos:

NH_4OH – hidróxido de amónio; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – hidróxido de cálcio; KOH – hidróxido de potássio.

Com metais polivalentes

Quando o elemento metálico apresentar variação de valência, para que se conserve a exactidão da denominação, a nomenclatura será feita do seguinte modo: a palavra «hidróxido» seguida da preposição «de», do nome do metal e do algarismo romano que indique a valência do metal, ou então, a palavra «hidróxido» seguida do nome do metal com a terminação -oso ou -ico, de acordo com o número de oxidação do metal.

Exemplos:

CuOH – hidróxido de cobre (I) ou hidróxido cuproso.

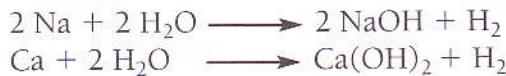
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – hidróxido de cobre (II) ou hidróxido cúprico.

Nota: Estes não seguem a regra de nomenclatura:

- Amoníaco: NH_3 .
- Amónio: NH_4^+ .
- Água amoniacial ou hidróxido de amónio: solução de NH_3 em H_2O .

Métodos de obtenção

1.º Reacção de metais alcalinos e alcalino-terrosos com água:

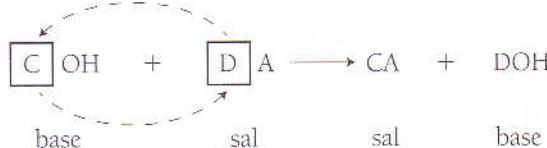


2.º Reacção de óxidos básicos com água:



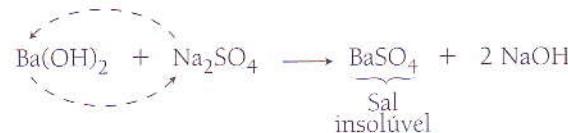
3.º Reacção de uma base com um sal:

As bases reagem com os sais de modo semelhante aos ácidos. Esta propriedade das bases pode ser assim equacionada:



Porém, esta reacção só é possível desde que:

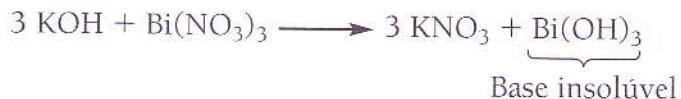
- O sal formado (CA) seja insolúvel.



- A base formada (DOH) seja insolúvel.

Verificar, de acordo com a tabela seguinte, se a base é ou não insolúvel.

Solubilidade das bases	
Todas as bases são insolúveis	Excepções
	As bases de metais alcalinos, alcalino-terrosos e amónio.



- A base formada (DOH) seja fraca e a base reagente (COH) seja forte.
Para verificar essas duas condições, basta consultar a tabela da força das bases.

Força das bases	
Base forte	Base fraca
NaOH ($\alpha = 0,91 = \frac{91}{100}$ ou 91%)	NH ₄ OH ($\alpha = 0,013 = \frac{1,3}{100}$ ou 1,3%)
KOH ($\alpha = 0,91 = \frac{91}{100}$ ou 91%)	
Ca(OH) ₂ ($\alpha = 0,90 = \frac{90}{100}$ ou 90%)	
Ba(OH) ₂ ($\alpha = 0,77 = \frac{77}{100}$ ou 77%)	



Sais

Definição

Sais são todas as substâncias que apresentam um metal ou radical positivo no lugar do hidrogénio ionizável dos ácidos.

Uma reacção da qual resulta um sal recebe o nome de salificação:



Verifica-se a substituição equivalente de um ou mais hidrogénios iónicos do ácido por outros catiões.



onde:

X – qualquer catião simples ou radical positivo

A – qualquer anião simples ou radical negativo

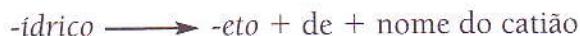
n – a valência de A

m – a valência de X

Nomenclatura dos sais

O nome dos sais deriva do nome dos ácidos.

O nome de um sal derivado de um hidrácido (ácido terminado em *-ídrico*) é formado da seguinte maneira: substitui-se a terminação *-ídrico* do hidrácido por *-eto*, em seguida, coloca-se a preposição «de» e o nome do catião. Portanto:



Assim, o ácido clorídrico dará cloretos: KCl (cloreto de potássio), NaCl (cloreto de sódio), NH_4Cl (cloreto de amónio). O ácido bromídrico dará brometos: KBr (brometo de potássio), NaBr (brometo de sódio).

Quando o catião tiver valência variável, em lugar da preposição «de» seguida do nome do catião, aplica-se outro tipo de nomenclatura para maior exactidão.

A primeira alternativa consiste em seguir o nome do sal completo com um algarismo romano, mostrando o nox do catião.

Exemplos:

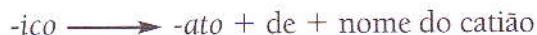
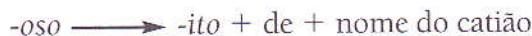
FeCl_2 (cloreto de ferro II), FeCl_3 (cloreto de ferro III), HgCl (cloreto de mercúrio I), HgCl_2 (cloreto de mercúrio II).

A segunda alternativa consiste em substituir a preposição «de» seguida do nome do catião, unicamente pelo nome deste com a terminação *-oso* ou *-ico*, de acordo com o nox.

Exemplos:

FeCl_2 (cloreto ferroso), FeCl_3 (cloreto férrico), HgCl (cloreto mercuroso), HgCl_2 (cloreto mercúrico).

O nome de um sal derivado de um oxiácido (ácido terminado em *-oso* ou *-ico*) é formado da seguinte maneira: substitui-se a terminação *-oso* ou *-ico* por *-ito* ou *-ato*, respectivamente; em seguida, coloca-se a preposição «de» e o nome do catião. Portanto:



Assim, o ácido nitroso dará nitritos: NaNO_2 (nitrito de sódio), KNO_2 (nitrito de potássio), etc. O ácido sulfuroso dará sulfitos: Na_2SO_3 (sulfito de sódio), K_2SO_3 (sulfito de potássio), etc. O ácido nítrico dará nitratos: NaNO_3 (nitrato de sódio), KNO_3 (nitrato de potássio), etc.

Se os oxiácidos dos quais derivam os sais estiverem com os prefixos *-hipo* ou *-per*, tais prefixos acompanharão a nomenclatura dos sais:

NaClO – hipoclorito de sódio

KMnO_4 – permanganato de potássio

Nos diácidos oxigenados podem ocorrer duas situações:

- A primeira, em que todos os hidrogénios iónicos foram substituídos por equivalente, são os sais neutros:





- A segunda, em que somente um hidrogénio foi substituído por equivalente são os sais ácidos:



Nos casos em que temos a formação de sais neutros, o nome total dos mesmos será, respectivamente:

- sulfito neutro de sódio, sulfito monoácido de sódio, ou simplesmente sulfito de sódio.
- carbonato neutro de sódio, carbonato monoácido de sódio ou carbonato de sódio.

Sais ácidos provenientes de diácidos:

Nos casos em que temos a formação de sais ácidos com um hidrogénio iônico remanescente, o nome total dos mesmos será, respectivamente:

- sulfito monoácido de sódio, sulfito ácido de sódio, bissulfito de sódio, hidrogenosulfito de sódio, ou sulfito monossódico.
- bicarbonato de sódio, hidrogenocarbonato de sódio, carbonato ácido de sódio, ou carbonato monossódico.

Sais ácidos provenientes de triácidos:

Neste último caso, podem ocorrer duas situações: aquela em que foram substituídos dois hidrogénios, restando um, e aquela em que foi substituído apenas um hidrogénio, restando dois átomos de hidrogénio a substituir.



Assim sendo, temos:

- hidrogenoarsenato dipotássico e arseniato monoácido de potássio.
- dihidrogenofosfato monopotássico e fosfato diácido de potássio.

Excepções:

A particularidade dos ácidos H_3PO_3 (fosforoso) e H_3PO_2 (hipofosforoso):

- No ácido fosforoso, H_3PO_3 , somente 2 hidrogénios são iônicos e, portanto, só podem formar 2 tipos de sais: o monoácido como, por exemplo, o Na_2HPO_3 (fosfito monoácido de sódio) e o diácido como, por exemplo, NaH_2PO_3 (fosfito diácido de sódio).
- O ácido hipofosforoso, H_3PO_2 , só possui um hidrogénio iônico e, em consequência, só formará sais do tipo NaH_2PO_2 , (hipofosfito diácido de sódio ou, por não ocorrer a formação de outros tipos, simplesmente hipofosfito de sódio).

Sais básicos:

Além dos sais neutros e dos sais ácidos, existem ainda os sais básicos. Uma reacção de salificação produz um sal básico quando uma polibase, ao reagir com um ácido, não tiver todos os seus hidróxidos neutralizados.

Exemplos:



A nomenclatura destes sais será feita intercalando entre o nome do anião e o do catião a palavra «básica», precedida dos prefixos indicativos do número de iões hidróxidos. Uma variante na nomenclatura destes sais é o emprego da palavra «hidroxi», antecedida de partículas indicativas do número de hidróxidos, precedendo o nome do sal.

$\text{Fe}(\text{OH})\text{NO}_3$ – nitrato monobásico de ferro II ou monohidroxinitrato de ferro II

$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – nitrato dibásico de bismuto III ou dihidroxinitrato de bismuto III

$\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$ – nitrato monobásico de bismuto III ou monohidroxinitrato de bismuto III

Sal neutro, sal ácido e sal básico:

Um sal neutro é proveniente da neutralização total de um ácido por uma base:



Um sal neutro pode ser representado genericamente pela fórmula:

$$\boxed{\text{X}_n\text{A}_m}$$

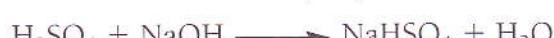
onde: X – qualquer catião simples ou radical positivo

A – qualquer anião simples ou radical negativo

n – valência de A

m – valência de X

Um sal ácido é proveniente da neutralização parcial de um ácido por uma base:



Um sal ácido pode ser representado genericamente pela fórmula:

$$\boxed{\text{X}_n(\text{H})_w\text{A}_m}$$

onde:

n – valência de X que indica o número total de cargas positivas do catião

w – número total de cargas positivas dos H^+

m – valência de A que indica o número total de cargas negativas do anião

Um sal básico é proveniente da neutralização parcial de uma base por um ácido:



Um sal básico pode ser representado genericamente pela fórmula:

$$\boxed{\text{X}_n(\text{OH})_w\text{A}_m}$$

onde:

n – valência de X que indica o número total de cargas positivas do catião

w – número total de cargas negativas dos OH^-

m – valência de A que indica o número total de cargas negativas do anião

Classificação dos sais

Quanto ao número de elementos constituintes:

- binários – NaCl , KI , KBr .
- ternários – NaClO , KClO_3 , CaCO_3 .
- quaternários – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.



Quanto à presença ou não de oxigénio:

- Oxigenados ou oxissais – CaSO_4 , NH_4NO_3 , NaClO .
- Não-oxigenados – NaF , NaCl , KBr , MgI_2 .

Nota: Os cianetos e os carbonatos, apesar de possuírem carbono, são sais inorgânicos.

Quanto à salificação:

- Neutros – NaCl , BaSO_4 , AlPO_4 , Na_2SO_4 .
- Ácidos – NaHCO_3 , KHSO_4 , KH_2PO_4 .
- Básicos – $\text{Cu}(\text{OH})\text{ClI}$, $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Sais duplos

Definição

Sais duplos ou mistos são os que contêm catiões provenientes de duas bases diferentes ou, então, aníones provenientes de dois ácidos diferentes.

Como exemplos de sais duplos que possuem catiões diferentes, podemos citar:

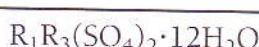
NaKSO_4 – sulfato duplo de sódio e potássio
 MgNH_4PO_4 – fosfato duplo de magnésio e amónio
 CaKAsO_4 – arseniato duplo de cálcio e potássio

Como exemplos de sais duplos que possuem aníones diferentes, podemos citar:

CaCl(ClO) – cloreto-hipoclorito de cálcio
 CaBrI – brometo-iodeto de cálcio
 $\text{CaF(PO}_4)_3$ – fluoreto-fosfato de cálcio

Alúmens

São os sais que obedecem à seguinte fórmula geral:



Sendo que R_1 representa um átomo de um metal ou radical monovalente (potássio, sódio, amónio, rubídio, césio, lítio e tálio) e R_3 representa um átomo de um metal trivalente (alumínio, ferro, crómio, manganês, cobalto, ródio, índio, gálio e tálio).

Os alúmens são sais duplos de catiões. O seu representante, mais típico, é o sulfato duplo de alumínio e potássio ou alúmen de potássio e alumínio: $\text{KA}\ell(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Outros exemplos de alúmens:

$\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – alúmen de sódio e cromo
 $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{Si}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – alúmen de ferro e amónio
 $\text{LiCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – alúmen de lítio e cromo

Sais hidratados

Os sais hidratados são os que apresentam moléculas de água intercaladas no retículo iónico. Esta água recebe o nome de água de cristalização.

Acredita-se que esta propriedade é devida à estrutura electrónica da molécula da água contando com dois pares solitários de electrões que podem formar ligações coordenadas.

O nome dos sais hidratados é formado juntando ao nome do sal a palavra «hidratado» precedida do prefixo indicativo do número de moléculas de água:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – sulfato de sódio decahidratado
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – tiossulfato de sódio pentahidratado
- $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – sulfato de magnésio heptahidratado
- $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – cloreto de cálcio hexahidratado
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – sulfato de cobre pentahidratado

Exercícios de consolidação

1. Óxido é um composto que:
 - É constituído por um átomo de oxigénio e um metal.
 - É constituído por dois átomos diferentes.
 - É constituído por um ou mais oxigénios e um ou mais elementos electropositivos.
 - Todas as proposições anteriores estão erradas.
 - As respostas a, b, c estão correctas.
2. Assinale a resposta correcta:
 - Óxido ácido + Base \longrightarrow Sal + Água
 - Óxido básico + Ácido \longrightarrow Sal + Água
 - Óxido salino + Ácido \longrightarrow Sal + Outro composto + Água
 - Bióxido + Ácido \longrightarrow Sal + Outro composto + Água
 - Todas as respostas estão correctas.
3. Os óxidos anfóteros, quando tratados pelos hidróxidos, formam:

a) sal e água	d) óxido básico e água
b) sal e óxido básico	e) óxido ácido
c) óxido básico	
4. O hidreto de sódio é um composto iónico ou molecular?
5. Quantos hidretos de oxigénio conhecemos? Quais são?
Dê as suas fórmulas moleculares, electrónicas e estruturais e os respectivos nomes.
6. Assinale o nome incorrecto:

a) SnO_2 – óxido estanoso	d) SnO_2 – cassiterite
b) Sb_2O_3 – óxido antimoniioso	e) SO_2 – dióxido de enxofre
c) SO_3 – trióxido de enxofre	
7. São considerados ácidos inorgânicos:
 - HCl , HBr , CH_3COOH , H_2S .
 - H_2SO_4 , HCN , H_2CO_3 , CH_3COOH .
 - H_3CCOOH , HCOOH , H_2CO_3 , HOCH_3 .
 - H_2SO_4 , HCN , H_2CO_3 , HOCH_3 .
 - H_2SO_3 , H_3PO_4 , HCN , CH_3COOH .



8. Coloque uma letra do nome de cada composto, relacionando-o com um dos seguintes conceitos:

a) Monoácido (monoprótico)

c) Triácido (triprótico)

b) Diácido (diprótico)

d) Tetrácido (tetraprótico)

1 - H_3AsO_4 _____

2 - H_3PO_4 _____

3 - H_3PO_3 _____

4 - H_3PO_2 _____

5 - HCl _____

6 - H_2S _____

7 - H_4SiO_4 _____

8 - $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ _____

9 - $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ _____

10 - H_2SO_4 _____

11 - HCN _____

9. O prefixo orto corresponde ao ácido que apresenta:

a) Maior teor de água na molécula.

b) Menor teor de água na molécula.

c) Teor de água menor que o prefixo piro.

d) Teor de água menor que o prefixo meta.

e) Teor de água intermediário entre os prefixos meta e piro.

10. Dizemos que um ácido é forte quando:

a) Apresenta elevado poder corrosivo.

b) Apresenta um elevado valor de α .

c) Reage com os metais desprendendo hidrogénio.

d) Apresenta mais de um hidrogénio ionizável.

e) Reage facilmente com as bases.

11. Quando dizemos que um ião ou uma molécula é um ácido, isto significa que eles terão tendência de:

a) Se combinar com protões.

b) Ceder pares electrónicos.

c) Libertar iões hidróxidos como único anião.

d) Combinar-se com iões hidróxidos presentes num solvente qualquer.

e) Nenhuma das respostas anteriores.

12. Assinale o anidrido correcto:

a) SO_2 – sulfúrico

c) CO_2 – carbónico

e) SO_3 – sulfídrico

b) PO_3 – fosfúrico

d) PO_4 – fosfórico

13. Em relação ao número de iões hidróxidos, as bases Ti(OH)_4 , Pb(OH)_4 , Ni(OH)_3 e KOH são denominadas, respectivamente:
- a) Tetra, tetra, mono, tribase.
 - b) Tetra, tetra, tri, monobase.
 - c) Tri, tetra, monobase.
 - d) Tetra, tri, tetra, monobase.
 - e) Mono, tetra, tri, tetrabase.
14. Comparando as estruturas das substâncias Ca(OH)_2 e Zn(OH)_2 podemos deduzir que:
- a) Ambas são bases fortes.
 - b) A primeira é covalente e a segunda é iônica.
 - c) A primeira é iônica e a segunda é covalente.
 - d) Ambas são iônicas.
 - e) Ambas são covalentes.
15. Qual dos seguintes óxidos não é básico?
- a) Na_2O
 - b) Al_2O_3
 - c) MgO
 - d) Li_2O
 - e) BaO
16. Assinale o grupo que só contém bases fortes:
- a) Ba(OH)_2 , Zn(OH)_2 , AgOH , Pb(OH)_2 .
 - b) KOH , NaOH , Ca(OH)_2 , Al(OH)_3 .
 - c) Ca(OH)_2 , KOH , NaOH , Ba(OH)_2 .
 - d) Zn(OH)_2 , Pb(OH)_2 , Ca(OH)_2 , Ni(OH)_2 .
 - e) Nenhuma das respostas anteriores.
17. Dos ácidos abaixo indicados, qual é o mais forte?
- a) H_3PO_4
 - b) H_3PO_3
 - c) H_3PO_2
 - d) H_2O
 - e) São todos igualmente fortes.
18. A fórmula do sulfito de bário é:
- a) BaSO
 - b) BaSO_3
 - c) $\text{Ba}(\text{SO}_3)_2$
 - d) $\text{Ba}_2(\text{SO}_3)_3$
 - e) Nenhuma das respostas anteriores.
19. O composto CaS denomina-se:
- a) Sulfato de cálcio.
 - b) Sulfureto de cálcio.
 - c) Sulfito de cálcio.
 - d) Sulfidreto de cálcio.
 - e) Todos os nomes são correctos.
20. O sal KMgPO_4 é classificado como:
- a) Complexo.
 - b) Hidratado.
 - c) Normal.
 - d) Duplo.
 - e) Nenhuma das respostas anteriores.

UNIDADE DIDÁCTICA

6

Soluções

Soluções

Uma solução é uma mistura homogénea de várias substâncias/componentes. Uma mistura homogénea é aquela cuja composição não varia de ponto para ponto. Uma solução constitui uma única fase.

Quando se dissolve cloreto de sódio em água obtém-se uma solução. Na realidade obtém-se uma mistura homogénea, não sendo possível distinguir a água do cloreto de sódio. Em contraste, quando se adiciona um pouco de óleo à água, não se obtém uma solução. Neste caso, a mistura não é homogénea, podendo sempre distinguir-se (se necessário ao microscópio) zonas em que há só óleo e zonas em que existe só água, mesmo que a mistura seja fortemente agitada.

Por que é que ocorre esta diferença?

Condição

Para que duas substâncias formem uma solução é necessário que se estabeleçam, entre as suas moléculas/iões, forças suficientemente fortes para que se vençam as forças intermoleculares inicialmente existentes entre as partículas das substâncias a misturar.

É deste facto que resulta a ideia empírica de que «semelhante dissolve semelhante».

Componentes principais de uma solução

Estas são as partes que constituem a mistura: soluto e solvente.

Soluto: designa normalmente a parte que se encontra em menor quantidade.

Solvente: é o do mesmo estado que a solução resultante e aquele que contribui para a solução com maior quantidade, ou seja, a substância mais abundante.

Exemplo:

Prepara-se uma solução por dissolução de 10 g de NaCl em 1 litro de água. Aqui, o soluto é o NaCl e o solvente é a H_2O .

Tipos de soluções

As soluções podem ser classificadas de acordo com vários critérios:

1. Quanto ao estado físico do soluto e do solvente:

* Soluções líquidas – estas podem formar-se a partir de uma mistura de um líquido com um gás.

Exemplo:

Bebidas gaseificadas (são soluções de CO_2 (g) em água).

Soluções líquido-líquido

Exemplo:

Água oxigenada (H_2O_2) que se usa como desinfectante (solução de peróxido de hidrogénio em água).

Soluções líquido-sólido

Exemplo:

Água do mar (solução de NaCl (s) e outros sais minerais em água).

Nota: Nas soluções líquido-líquido pode surgir a seguinte dúvida: qual é o soluto e qual é o solvente? Estabeleceu-se uma convenção: considera-se como solvente, o componente que existe em maior quantidade ou, em caso de igualdade, o componente mais volátil.

***Soluções sólidas** – estas são aquelas que resultam da mistura de dois ou mais sólidos.

Sólido em sólido

Exemplo:

Ouro das jóias (solução de cobre em ouro). Diz-se «ouro de 18 quilates» quando contém 18 g de ouro em cada 24 g de mistura.

Líquido em sólido

Exemplo:

Amálgama de dentista (solução de cobre em mercúrio – 30% de cobre e 70% de mercúrio).

* **Soluções gasosas** – os gases são miscíveis em todas as proporções, formando misturas homogéneas que podem considerar-se soluções gasosas, nas quais, dificilmente, se pode determinar qual o soluto e qual o solvente.

Gás em líquido

Exemplo:

Ar em água.

Gás em gás

Exemplo:

Metano e propano.

Para o nosso estudo é de salientar que trabalhamos apenas com soluções aquosas. A água é o solvente universal e o soluto é a substância que nela está dissolvida. Caso tenhamos como solvente outro líquido, isto será mencionado a partir da informação da nota anterior.

Ao se preparar uma solução utiliza-se água destilada ou desionizada, pois qualquer água já é uma solução devido aos sais nela dissolvidos.

Gás em sólido

Exemplo:

Hidrogénio em platina.

2. Quanto ao estado físico da solução:

- Sólidas – latão, bronze, certas ligas metálicas (por exemplo: Cu/Ni).
- Líquidas – água do mar, álcool em água.
- Gasosas – ar atmosférico (seco e sem poeira).

3. Quanto à natureza química das partículas dissolvidas, as soluções classificam-se em:

- Moleculares (por exemplo, açúcar em água).
- Iónicas (por exemplo, sal em água).

Note que, para classificar as soluções segundo este último critério, não basta, como nos outros casos, uma simples observação visual da solução. O aspecto do açúcar em água e do sal em água é o mesmo. Como fazer, então, para diferenciar as soluções moleculares das iónicas? A maneira mais simples de diferenciá-las é através do teste de condutibilidade eléctrica das soluções, ou seja, testando a capacidade de condução da corrente eléctrica que as soluções apresentam.

A figura mostra um esquema da aparelhagem utilizada neste teste:

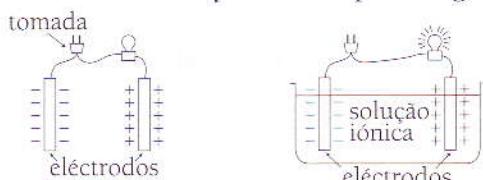


Fig. 6.1 Condutibilidade eléctrica das soluções.

Na aparelhagem, o circuito está interrompido entre os fios de cobre, por isso, mesmo ligada à tomada, a lâmpada não acende, pois não há passagem de corrente eléctrica. Para que ela acenda é necessário que o circuito esteja fechado.

Colocando os eléctrodos da aparelhagem numa solução iônica – por exemplo, sal em água – a lâmpada acende. Se os eléctrodos forem colocados numa solução molecular – por exemplo, água e açúcar – a lâmpada não acende. Como a passagem da corrente eléctrica ocorre quando há cargas eléctricas em movimento, pode concluir-se que há cargas eléctricas (iões) em movimento na solução de sal em água, mas não na solução de açúcar em água. No entanto, se testarmos a condutibilidade do sal sólido, constataremos que a lâmpada não acende, ou seja, no sal sólido não há cargas eléctricas em movimento. Então, pode-se concluir que a água age sobre o sal, fazendo com que sejam libertados iões. Pode representar-se este fenômeno, através da equação:



Nesta equação, o símbolo entre parênteses (aq) quer dizer aquoso e significa que os iões estão solvatados, isto é, envolvidos por uma camada de moléculas de água.

Portanto, numa solução de sal em água não temos partículas não dissociadas de NaCl (s), que não conduziriam a corrente eléctrica, mas sim iões solvatados Na^+ (aq) e Cl^- (aq) (daí o nome de soluções iónicas).

Do facto de a solução de açúcar em água não conduzir a corrente pode concluir-se que o açúcar, após a dissolução, continua na forma de molécula. Numa solução de açúcar em água temos moléculas de açúcar (daí o nome soluções moleculares).

4. Quanto à relação entre o soluto e o solvente, as soluções podem ser:

Soluções diluídas

Quando a quantidade de soluto é pequena em relação ao seu coeficiente de solubilidade.

Exemplo:

3,75 g de NaCl em 1 l de H_2O .

Soluções concentradas

Quando a quantidade de soluto é elevada, mas não atinge o valor máximo de solubilidade.

Exemplo:

335 g de NaCl em 1 l de H_2O .



Soluções saturadas

É aquela cujo soluto atinge o valor máximo de solubilidade.

Exemplo:

357 g de NaCl em 1 l de H₂O.

Note-se que a solução saturada, para um determinado soluto, não perde a capacidade de solubilizar outros solutos.

Soluções supersaturadas

É aquela cujo valor de solubilidade do soluto é ultrapassado.

Exemplo:

358 g de NaCl em 1 l de H₂O.

Esta solução é instável na presença de soluto não dissolvido. Consegue-se uma solução supersaturada por abaixamento lento de temperatura de uma solução saturada.

Soluções tituladas

É aquela cuja concentração é conhecida.

Exemplo:

0,1 N de NaCl.

Solubilidade

Definição

Solubilidade é a propriedade que apresentam certas substâncias de se dissolverem noutras.

Diz-se que uma substância se dissolveu quando «desaparece» totalmente no interior da outra, formando uma mistura homogénea.

Coeficiente de solubilidade (CS)

O coeficiente de solubilidade (CS) é a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida numa dada quantidade de solvente, a uma determinada temperatura.

Exemplo:

Verifica-se experimentalmente que a quantidade máxima de cloreto de sódio que pode ser dissolvida em 1 litro de água, a 20 °C, é 358 g. Se adicionarmos 370 g de cloreto de sódio a 1 litro de água, a essa temperatura, 12 g de NaCl permanecerão no estado sólido, constituindo o corpo de fundo da solução. Nessa situação diz-se que a solução está saturada.

O cloreto de sódio, que é considerado uma substância muito solúvel em água, tem um elevado coeficiente de solubilidade: 358 g/l de água, a 20 °C. Por outro lado, o cloreto de prata é tido como um sólido praticamente insolúvel em água e o seu coeficiente de solubilidade é de 0,0014 g/ 100 g de água, a 0 °C.

O coeficiente de solubilidade pode ser apresentado em diferentes unidades. As mais comuns são:

- gramas de soluto/ 100 g de solvente;
- gramas de soluto/ 1000 g de solvente;
- gramas de soluto/ litro de solvente.

Variação do coeficiente de solubilidade com a temperatura

Na tabela seguinte apresentam-se os valores do coeficiente de solubilidade do nitrato de bário em água, a diferentes temperaturas:

CS do Ba(NO ₃) ₂ (g/ 100 g de H ₂ O)	Temperatura (°C)
60	30
70	40
80	50

A análise desta tabela indica que a solubilidade do Ba(NO₃)₂ aumenta com a temperatura. Isto acontece quando a dissolução da substância se dá com absorção de calor. A maioria das substâncias apresentam esse comportamento. Por outro lado, se a substância liberta calor quando se dissolve, a sua solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

A variação da solubilidade de uma substância com a temperatura pode ser expressa graficamente por meio de curvas de solubilidade. Algumas curvas deste tipo são apresentadas na figura:

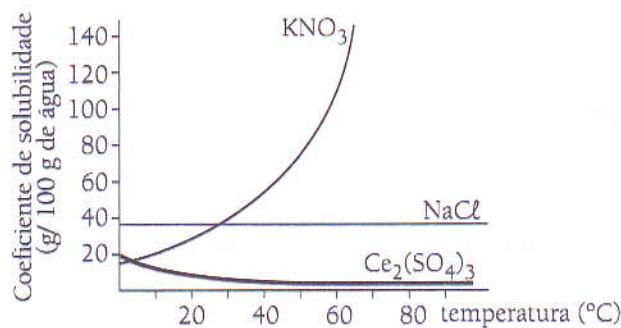


Fig. 6.2 Variação da solubilidade em função da temperatura.

A figura ilustra modos diferentes de variação da solubilidade com a temperatura:

A solubilidade do nitrato de potássio (KNO₃) em água cresce consideravelmente com o aumento da temperatura.

A solubilidade do cloreto de sódio (NaCl) varia muito pouco com a temperatura, é praticamente independente da temperatura.

A solubilidade do sulfato de cério (Ce₂(SO₄)₃) diminui com o aumento da temperatura.

Portanto, é sempre necessário mencionar a temperatura na indicação de um coeficiente de solubilidade.

Concentração de uma solução

Para caracterizar uma solução não basta especificar qual é o soluto e qual é o solvente, precisamos conhecer também a composição da solução. Uma solução de ácido clorídrico em água tanto pode servir de remédio para o estômago como para corroer metais, dependendo da composição da solução utilizada.

Pode exprimir-se a composição de uma solução especificando as quantidades de soluto e solvente usadas na sua preparação. Porém, a maneira mais prática de caracterizar uma solução é através da sua composição relativa ou concentração.

Definição

Concentração de uma solução é a razão entre a quantidade ou a massa de uma substância e o volume do solvente em que esse composto se encontra dissolvido.

A concentração de uma solução pode ser expressa em termos de quantidade de soluto/quantidade de solvente ou quantidade de soluto/quantidade de solução. As quantidades de soluto e de solvente em solução, por sua vez, podem ser expressas em massa, volume ou número de moles. Assim, há várias formas de se expressar a concentração de uma solução:

Percentagem

- Massa por volume: m/V

Exemplo:

10 g de NaCl em 1 l de H₂O.

- Massa por massa: m/m

Exemplo:

100 g de NaCl em 100 g de solução.

- Volume por volume: V/V

Exemplo:

10 ml de álcool em 100 ml de H₂O;

2 l de O₂ em 1 l de N₂.

Moles por volume

Exemplo:

1 mol de NaCl em 1 l de H₂O.

Molaridade

Exemplo:

Solução 0,1 M de H₂SO₄.

Normalidade

Exemplo:

Solução 2 N de HCl.

Percentagem (%)

Este tipo de concentração pode ser expresso em:

Percentagem em massa por volume

Indica a massa de soluto, em gramas, contida em 100 ml de solução.

Fórmula para o seu cálculo:

$$\% \text{ (m/V)} = \frac{m}{V} \cdot 100$$

E x e m p l o

Tendo 4 g de hidróxido de sódio dissolvidos em 0,5 ℥, calcule a sua %.

R e s o l u ç ã o

Dados

$$m = 4 \text{ g}$$

$$V = 500 \text{ mL}$$

$$\% (m/V) = ?$$

Fórmula

$$\% (m/V) = \frac{m}{V} \cdot 100 \Leftrightarrow \% (m/V) = \frac{4 \text{ g}}{500 \text{ mL}} \cdot 100 = 0,8\%$$

Percentagem em massa por massa

Fórmula para o seu cálculo:

$$\% (m/m) = \frac{m_{\text{sólido}}}{m_{\text{solução}}} \cdot 100$$

E x e m p l o

Tendo 60 g de ácido clorídrico em 400 g de solução, calcule a sua %.

R e s o l u ç ã o

Dados

$$m_{\text{sólido}} = 60 \text{ g}$$

$$m_{\text{solução}} = 400 \text{ g}$$

Fórmula

$$\% (m/m) = \frac{m_{\text{sólido}}}{m_{\text{solução}}} \cdot 100 \Leftrightarrow \% (m/m) = \frac{60 \text{ g}}{400 \text{ g}} \cdot 100 = 15\%$$

E x e m p l o

Qual a % em massa de NaOH numa solução que contém 10 g dessa substância dissolvida em 90 g de água?

R e s o l u ç ã o

Dados

$$m_{\text{sólido}} = 10 \text{ g}$$

$$m_{\text{solução}} = 10 \text{ g} + 90 \text{ g}$$

$$\% (m/m) = ?$$

Fórmula

$$\% (m/m) = \frac{m_{\text{sólido}}}{m_{\text{solução}}} \cdot 100 \Leftrightarrow \% (m/m) = \frac{10}{100} \cdot 100 = 10\%$$

Percentagem em volume

A razão de volume com volume toma o nome particular de percentagem em volume, desde que o volume da solução seja fixado em 100 partes (100 cm^3 , 100 L ou 100 m^3). Representa-se por % (V/V). Aplica-se para o caso das soluções que envolvem gases e líquidos. Assim, por exemplo, ar a 96% em volume de oxigénio e cerca de 80% em volume de nitrogénio. Isto quer dizer que, em 100 litros de ar atmosférico, existem 20 litros de oxigénio e 80 litros de nitrogénio.

Moles por volume / Molaridade / Concentração molar (M)

1 mol em 1000 mL / 1 L / 1 dm³

A solução é 1 M quando se dissolve 1 mol de qualquer substância até 1000 mL de uma solução. Quando não se expressa o volume final da solução, considera-se este como sendo 1 litro. Caso contrário, o volume será mencionado.

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

Unidade: mol/dm³ = M

onde:

M – molaridade

n – número de moles

V – volume da solução

Exemplo

Uma solução de ácido sulfúrico foi preparada diluindo 98 g de ácido até obter 1 litro de solução. Qual a sua molaridade?

Resolução

Dados

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$m = 98 \text{ g}$$

$$V = 1,0 \text{ L}$$

$$n = ?$$

$$M = ?$$

Fórmulas

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

$$n = \frac{98}{98} = 1 \text{ mol}$$

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

$$M = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

Normalidade / Concentração normal (N)

Esta é a razão entre o número de equivalentes-grama do soluto e o volume da solução em litros. A solução é 1 N quando a sua obtenção ocorre pela diluição de 1 Eq-g de soluto até o volume final de 1000 mL.

$$1 \text{ Eq} \longrightarrow 1000 \text{ mL} = 1 \text{ N}$$

Sendo:

$$\text{Normalidade} = \frac{\text{Número de equivalentes-grama}}{\text{Volume (L)}}$$

$$\text{Normalidade} = \frac{\text{Número de miliequivalentes-grama}}{\text{Volume (mL)}} = \frac{\text{n.º Eq-g}}{V}$$

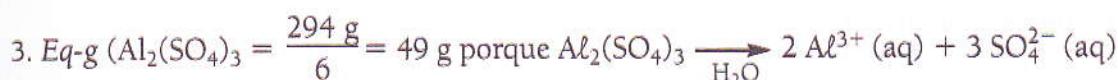
Portanto, uma solução de 2 N contém 2 equivalentes-grama de soluto por litro de solução ou, então, 2 miliequivalentes de soluto por mililitro de solução. Antes de calcular a normalidade devemos calcular os Eq-g.

Equivalente-grama (*Eq-g*) é a razão entre a massa da substância e o número de elétrões transferidos de cada átomo (no caso de uma substância simples monoatómica ou poliatómica / grupo hidróxidos (no caso de se tratar de bases) / hidrogénios ionizáveis (no caso de um ácido) / módulo total das valências (no caso de um sal e um óxido).

Exemplos:

$$1. Eq\text{-}g (O_2) = \frac{32\text{ g}}{4} = 8\text{ g}$$

$$2. Eq\text{-}g (Ca(OH)_2) = \frac{74\text{ g}}{2} = 37\text{ g}$$



$$4. Eq\text{-}g (Fe_2O_3) = \frac{160\text{ g}}{6} = 26,66\text{ g}$$

E x e m p l o

Qual a normalidade de uma solução de 500 mL de NaCl que foi preparada pela diluição de 11,7 g?

R e s o l u ç ã o

$$M(NaCl) = 58,5\text{ g/mol}$$

$$Eq\text{-}g(NaCl) = \frac{58,5\text{ g}}{1} = 58,5\text{ g}$$

$$1 Eq\text{-}g \quad 58,5\text{ g}$$

$$x \quad 11,7\text{ g}$$

$$x = 0,2 Eq\text{-}g$$

$$0,2 Eq\text{-}g \quad 500\text{ mL}$$

$$x \quad 1000\text{ mL}$$

ou

$$N = \frac{n.\text{o} Eq\text{-}g}{V} = \frac{0,2}{0,5} = 0,4\text{ N}$$

$$x = 0,4\text{ N}$$

Título

D e f i n i ç ã o

O título (*T*) de uma solução é a razão entre a massa de soluto e a massa de solução.

Como o título de uma solução é uma razão entre massas, este é expresso por um número adimensional.

Para uma solução qualquer em que *m* é a massa do soluto e *m_s* a massa da solução, o título é dado por:

$$T = \frac{m}{m_s}$$

Exemplo:

O título de uma solução que contém 40 g de cloreto de sódio em 200 g de solução é:

$$T = \frac{40 \text{ g}}{200 \text{ g}} \Leftrightarrow T = 0,20$$

O título (T) liga-se directamente à percentagem da massa do soluto em relação à massa de solução:

$$\% = 100 \cdot \frac{m(\text{sólido})}{m(\text{solução})} \quad \text{logo, } \% = 100 \cdot T$$

Exemplo

Em relação a uma solução formada por 80 g de HCl e 3920 g de H_2O , determine:

- O seu título.
- A sua percentagem.

Resolução

a) Dados

$$m(\text{sólido}) = 80 \text{ g HCl}$$

$$m(\text{solvente}) = 3920 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$m(\text{solução}) = 4000 \text{ g}$$

$$T = ?$$

Fórmula

$$T = \frac{m(\text{sólido})}{m(\text{solução})}$$

$$T = \frac{80 \text{ g}}{4000 \text{ g}}$$

$$T = 0,02$$

b) Dados

$$T = 0,02$$

$$\% = ?$$

Fórmula

$$\% = 100 \cdot T$$

$$\% = 100 \cdot 0,02$$

$$= 2\%$$

Molalidade / concentração molal (W)

É a relação entre o número de moles do soluto e a massa do solvente (em quilogramas).

$$W = \frac{n(\text{sólido})}{m(\text{solvente})}$$

onde:

n – número de moles do soluto (mol)

m – massa do solvente (kg)

Exemplo

Qual será a massa de hidróxido de sódio que se deve dissolver em 200 g de água para se conseguir uma solução 0,1 molal?

R e s o l u ç ã o**Dados**

$$W = 0,1 \text{ molal}$$

$$m (\text{solvete}) = 200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$$

$$m (\text{sóluto}) = ?$$

$$M (\text{NaOH}) = 23 + 17$$

$$= 40 \text{ g/mol}$$

Fórmula

$$n = W \cdot m$$

$$n = 0,1 \cdot 0,2$$

$$= 0,02 \text{ mol de NaOH}$$

$$m = 0,02 \cdot 40$$

$$= 0,8 \text{ g de NaOH}$$

Densidade (d)

A densidade de uma solução é a relação existente entre a massa e o respectivo volume (será 1 litro caso não seja mencionado outro valor).

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

onde:

d – densidade

m – massa de solução

V – volume de solução

E x e m p l o

Qual será a massa de solução de ácido clorídrico, sabendo que a sua densidade é 1,5 g/ml?

R e s o l u ç ã o**Dados**

$$d = 1,5 \text{ g/ml}$$

$$V = 1000 \text{ ml}$$

$$m = ?$$

Fórmula

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

$$m = 1,5 \cdot 1000$$

$$= 1500 \text{ g}$$

Fracção molar (χ)

A fracção molar (χ) de um dado componente numa solução é a relação entre o número de moles deste componente na solução e a soma do número de moles de todos os outros componentes misturados. Se uma solução contiver z componentes, a fracção molar de um componente A e de um componente B será:

$$\chi_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots + n_z} \quad \chi_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + \dots + n_z}$$

onde:

χ – fração molar do componente na solução

n_A, n_B, \dots, n_z – número de moles de cada componente na solução

Note que a soma das fracções molares de todos os componentes de uma solução é igual a 1:

$$\chi_A + \chi_B + \dots + \chi_z = \frac{n_A + n_B + \dots + n_z}{n_A + n_B + \dots + n_z} = 1$$

Exemplo

Uma solução é preparada misturando-se 20 mol de H_2SO_4 com 50 mol de H_2O . A fraccão molar de cada componente será:

$$\chi_{H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{20}{20 + 50} = 0,29$$

$$\chi_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{50}{20 + 50} = 0,71$$

Note que: $\chi_{H_2SO_4} + \chi_{H_2O} = 0,29 + 0,71 = 1,00$

Relação entre normalidade e molaridade

Aqui para encontrarmos a relação entre estes dois tipos de concentração devemos recordar algumas fórmulas, tais como:

$$Eq-g = \frac{mol^*}{y}$$

onde:

mol^* – molécula-grama

y – varia consoante o tipo de molécula

Por exemplo, nos ácidos indica-se o número de hidrogénios ionizáveis.

Molécula-grama de H_2SO_4 = 98 g

Massa molecular de H_2SO_4 = 98 uma

y de H_2SO_4 = 2

Existem várias formas de encontrar esta relação. Contudo, aqui vamos apresentar apenas duas:

$$\bullet M = \frac{n}{V} \quad \text{se } n = \frac{m}{mol^*}, \text{ então } M = \frac{m}{mol^* \cdot V}$$

$$N = \frac{m}{Eq-g \cdot V} \quad \text{se } Eq-g = \frac{mol^*}{y} \quad \text{logo } N = \frac{y}{M}, \text{ então } N = M \cdot y$$

$$\bullet \left\{ \begin{array}{l} N = \frac{m}{Eq-g \cdot V} \\ M = \frac{n}{V} \end{array} \right. \Leftrightarrow \left\{ \begin{array}{l} V = \frac{m}{Eq-g \cdot N} \\ V = \frac{n}{M} \end{array} \right. \Leftrightarrow \frac{m}{Eq-g \cdot N} = \frac{n}{M} \Leftrightarrow N = \frac{m \cdot M}{n \cdot Eq-g}$$

Diluição de soluções

Muitas vezes pode transformar-se a concentração das soluções sem que seja necessário preparar novas soluções.

Existem casos em que se deseja concentrá-las e outros em que se quer diluí-las.

É evidente que para aumentar a concentração deve-se diminuir o volume do solvente ou aumentar a quantidade de soluto e para as diluir deve-se aumentar o volume do solvente.

Quando uma solução contém pouco soluto em relação ao solvente, denomina-se solução diluída.

Pelo contrário, se apresentar muito soluto em relação ao solvente, denomina-se solução concentrada.

Normalmente, os químicos consideram soluções diluídas aquelas cujas concentrações se apresentarem iguais ou inferiores a 0,1 molar.

Se a solução apresentar uma concentração superior a 0,1 molar será concentrada.

Logo, diluir uma solução significa diminuir a sua concentração. Para tal faz-se um acréscimo apenas do solvente ou da água, concluindo assim, que a massa do soluto mantém-se igual tanto antes, como depois da diluição.

Sabendo que a concentração é representada pela unidade g/l , temos:

$$C = \frac{m(\text{sólido})}{V} \Leftrightarrow m(\text{sólido}) = C \cdot V$$

Logo,

$$\text{Antes da diluição} \quad \left\{ \begin{array}{l} m(\text{sólido}) = C_1 \cdot V_1 \end{array} \right.$$

$$\text{Depois da diluição} \quad \left\{ \begin{array}{l} m(\text{sólido}) = C_2 \cdot V_2 \end{array} \right.$$

Assim concluímos que: $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

Sabendo que as concentrações podem ser referentes tanto à molaridade, assim como à normalidade, teremos uma relação análoga no princípio fundamental da volumetria:

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2 \quad \text{referente à normalidade}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad \text{referente à molaridade}$$

Exemplo

Calcule o volume de água que se deve adicionar a 200 ml de solução 0,3 N de nitrato de magnésio, para que a sua concentração diminua até 0,01 N.

R e s o l u ç ã o**Dados**

$$N_1 = 0,3 \text{ N}$$

$$V_1 = 200 \text{ mL}$$

$$N_2 = 0,01 \text{ N}$$

$$V_2 = ?$$

Fórmula

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2 \quad V_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{N_2}$$

$$V_2 = \frac{0,3 \cdot 200}{0,01} = 6000 \text{ mL}$$

(volume final)

$$\text{Logo, } V(\text{água adicionada}) = V_2 - V_1$$

$$= 6000 - 200 = 5800 \text{ mL}$$

Mistura de soluções

A mistura de soluções de um mesmo soluto e mesmo solvente ocorre quando a partir de duas soluções resulta uma terceira solução ou solução final, isto é:

Solução 1 – possui massa de soluto m_1 .

Solução 2 – possui massa de soluto m_2 .

Solução 3 – possui massa de soluto m_3 .

logo,

$$m_1 + m_2 = m_3$$

mas como $m = C \cdot V$

teremos:

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_3 \cdot V_3$$

Podemos considerar analogamente as outras concentrações:

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot V_3 \text{ referente à normalidade}$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3 \text{ referente à molaridade}$$

E x e m p l o

Qual a molaridade da solução obtida da adição de 500 mL de solução 0,1 M de NaOH com 0,2 L de solução 0,3 M de NaOH?

R e s o l u ç ã o**Dados**

$$V_1 = 500 \text{ mL}$$

$$M_1 = 0,1 \text{ M}$$

$$V_2 = 0,2 \text{ L}$$

$$M_2 = 0,3 \text{ M}$$

$$V_3 = 0,7 \text{ L}$$

$$M_3 = ?$$

Fórmula

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3 \quad 0,1 \cdot 0,5 + 0,3 \cdot 0,2 = M_3 \cdot 0,7$$

$$0,05 + 0,06 = 0,7 \cdot M_3$$

$$M_3 = \frac{0,05 + 0,06}{0,7} = \frac{0,11}{0,7}$$

$$= 0,16 \text{ M}$$

Exercícios de consolidação

1. Uma solução de ácido sulfúrico foi preparada diluindo 98 g de ácido até obter 1 litro. Qual a molaridade?
2. Calcule a normalidade de uma solução de nitrato cúprico preparada por diluição de 1,875 g de sal para um volume de 250 mL.
3. Calcule a fracção molar de água e de carbonato de sódio, sabendo que 100 g deste sal foram dissolvidos em 2 kg de água.
4. Necessita-se de preparar 500 mL de uma solução de ácido sulfúrico 0,4 M. Dispõe-se de um ácido cuja pureza é de 85%. A densidade do ácido sulfúrico é de 1,84. Qual o volume de ácido a ser diluído?
5. Qual a normalidade de uma solução de 500 mL de NaCl que foi preparada pela diluição de 11,7 g?
6. Qual a molaridade da solução obtida da adição de 500 mL de solução 0,1 M de NaOH com 0,21 L de solução 0,3 M de NaOH ?
7. Qual será a massa de hidróxido de sódio que se deve dissolver em 200 g de água para se preparar uma solução 0,1 molal?
8. 30 mL de uma solução 0,1 M de ácido nítrico foram adicionados a 20 mL de uma solução 0,2 M do mesmo soluto. A solução resultante terá molaridade:
 - a) 0,28 M
 - b) 0,70 M
 - c) 0,14 M
 - d) 0,56 M
 - e) 0,35 M
9. O volume de água que se deve adicionar a 200 cm^3 de uma solução 0,7 M de hidróxido de sódio para que esta se transforme numa solução 0,2 M é:
 - a) 250 cm^3
 - b) 400 cm^3
 - c) 550 cm^3
 - d) 750 cm^3
 - e) Nenhuma destas.
10. Uma solução de ácido clorídrico foi obtida diluindo 7,3 g em 500 mL de solução. Qual a sua molaridade?

UNIDADE DIDÁCTICA



Termoquímica



Termoquímica

A energia libertada nas reacções químicas está presente em várias actividades da nossa vida diária. Por exemplo:

- O calor libertado na queima do gás butano que cozinha os nossos alimentos.
- O calor libertado na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta os nossos veículos.
- Através das reacções químicas dos alimentos no nosso organismo de onde obtemos a energia necessária para a manutenção da vida.

A maioria das reacções químicas ocorre produzindo variações de energia, que frequentemente se manifestam na forma de variações de calor. A termoquímica ocupa-se do estudo quantitativo das variações térmicas que acompanham as reacções químicas.

Definição

Termoquímica é o ramo da química que se debruça no estudo da energia envolvida em qualquer reacção química.

Energia

Definição

Energia é a capacidade de um corpo realizar trabalho.

Existem diversificadas formas de energia: mecânica, química, térmica, potencial, eléctrica, nuclear, e outras.

A energia não se cria nem se perde, mas sim transforma-se.

Lei da conservação da energia

A pilha ou bateria transforma a energia química em energia eléctrica. Logo, dizemos que toda a energia existe quando transformada de uma forma em outra forma de energia, ou seja, não é possível produzir energia do nada.

Num sistema isolado, a soma de todas as energias é sempre constante.

Temperatura

Esta revela-nos o estado de aquecimento de um corpo ou de uma reacção química.

Calor

Definição

Calor é a energia transferida entre dois corpos que estão a temperaturas diferentes.

Medida do calor de reacção

O calor libertado ou absorvido por um sistema que sofre uma reacção química é determinado em aparelhos chamados calorímetros. Um calorímetro é constituído por um recipiente com paredes adiabáticas, contendo uma massa conhecida de água, onde se introduz um sistema em reacção. O recipiente é provido de um agitador e de um termómetro que mede a variação de temperatura ocorrida durante a reacção.

A determinação do calor libertado ou absorvido numa reacção química é efectuada através da expressão:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

onde:

Q – quantidade de calor libertada ou absorvida pela reacção

m – massa, em gramas, de água presente no calorímetro

c – calor específico do líquido presente no calorímetro. Para a água, o seu valor é de 1 cal/g °C

ΔT – a variação de temperatura sofrida pela massa de água devido à ocorrência da reacção

O calor pode ser expresso em calorias (cal) ou em joules (J). O Sistema Internacional de unidades (SI) recomenda a utilização do joule, no entanto, a caloria ainda é muito utilizada. Uma caloria (1 cal) é a quantidade de calor necessária para fazer com que 1,0 g de água tenha a sua temperatura aumentada de 1,0 °C. Cada caloria corresponde a 4,18 J. ΔT é medida em graus celsius.

A rigor deve considerar-se a capacidade térmica do calorímetro que inclui, além da capacidade térmica da água, as capacidades térmicas dos materiais presentes no calorímetro (agitador, câmara de reacção, fios, termómetro, etc.).

O calor de reacção pode ser medido a volume constante, num calorímetro hermeticamente fechado, ou a pressão constante, num calorímetro aberto. Experimentalmente verifica-se que existe uma pequena diferença entre esses dois tipos de medidas calorimétricas. Essa diferença ocorre porque, quando uma reacção ocorre a pressão constante, pode haver variação de volume e, portanto, envolvimento de energia na expansão ou contracção do sistema.

Entalpia

A entalpia representa o conteúdo global de calor existente num sistema e representa-se por H .

Como os químicos não conhecem nenhum método para medir a entalpia de um sistema, utilizam a variação de entalpia verificada no processo.

A variação de entalpia (ΔH)

A variação de energia determinada a volume constante é chamada de variação de energia interna, representada por ΔE , e a variação de energia determinada a pressão constante é chamada de variação de entalpia, representada por ΔH .

Como a maioria das reacções químicas são realizadas em recipientes abertos, à pressão atmosférica local, estudaremos mais detalhadamente a variação de entalpias a pressão constante, ΔH .

Esta pode ser conhecida a partir da diferença entre os dois estados: final (referente aos produtos) e inicial (referente aos reagentes).

A sua fórmula é: $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$

H_{final} = entalpia do estado final

H_{inicial} = entalpia do estado inicial

Tipos de reacção quanto ao efeito energético

A medida de variação da entalpia permite conhecer se a entalpia aumentou ou diminuiu numa reacção química que ocorre com libertação ou absorção de calor.

Calor de reacção

Ao calor absorvido ou libertado numa reacção química denomina-se calor de reacção.

Relação entre a variação de entalpia e o calor da reacção

Em termos algébricos, estes dois conceitos têm uma estreita ligação, pois o calor da reacção nos dois processos corresponde ao valor de ΔH .

Variação de entalpia nos processos exotérmicos

Uma reacção exotérmica ocorre com libertação de calor, isto é, a entalpia final será menor que a inicial, ou seja, o conteúdo final de calor será menor que o conteúdo inicial.

Esquematicamente:

Reagentes (H_{inicial} é $> H_{\text{final}}$) \longrightarrow Produtos (H_{final} é $< H_{\text{inicial}}$) + Calor libertado

Assim, teremos: $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$

Logo: $\Delta H < 0$

Conclusão:

Sempre que houver diminuição do conteúdo de calor do sistema, teremos um processo exotérmico, logo a ΔH é negativa.

Variação de entalpia nos processos endotérmicos

Uma reacção endotérmica ocorre com absorção de calor, permitindo, assim, prever que irá ocorrer um aumento do conteúdo de calor do sistema.

Esquematicamente:

Reagentes (H_{inicial} é $< H_{\text{final}}$) + Calor absorvido \longrightarrow Produtos (H_{final} é $> H_{\text{inicial}}$)

Assim, teremos: $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$

Logo: $\Delta H > 0$

Conclusão:

Sempre que houver aumento do conteúdo de calor do sistema, teremos um processo endotérmico, logo a ΔH é positiva.

Equação termoquímica

Uma equação termoquímica é a forma mais completa de se especificar o calor de reacção de uma reacção química. Além de indicar os reagentes e os produtos, a equação termoquímica também informa:

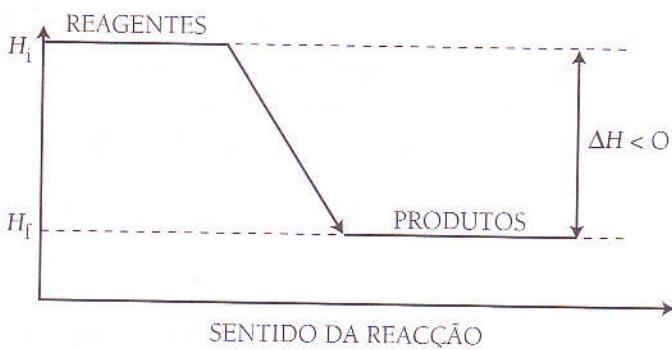
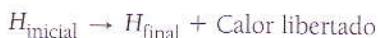
- o estado físico dos reagentes e produtos;
- a quantidade de calor de reacção (ΔH);
- a temperatura e a pressão do processo.

Diagramas de entalpia

Os diagramas são bastante importantes na medida em que a partir deles podemos, de imediato, concluir qual o calor envolvido no processo.

Estes têm o sentido similar ao das reacções químicas, isto é, da esquerda para a direita.

Diagrama da reacção exotérmica



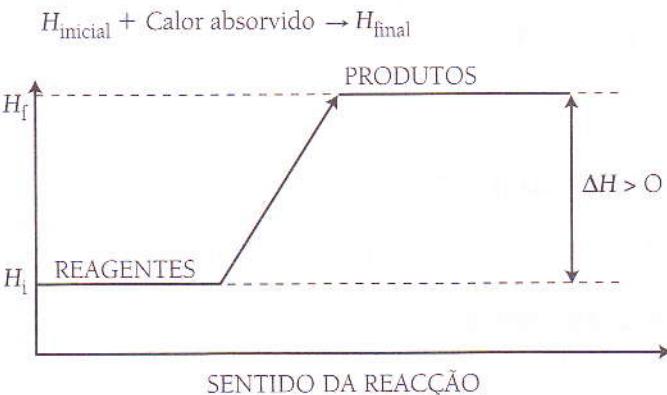
Este diagrama revela-nos que:

- houve perda de calor, pois ocorreu diminuição de entalpia;
- o processo apresenta ΔH negativa;
- o calor perdido (calor de reacção) é fornecido pela ΔH .

Exemplo:



Diagrama da reacção endotérmica



Este diagrama revela-nos que:

- houve ganho de calor, pois ocorreu um aumento de entalpia;
- o processo apresenta ΔH positiva;
- o calor absorvido (calor de reacção) é fornecido pela ΔH .

Exemplo:



Lei de Hess ou lei do estado inicial e final

Em 1840, o cientista G.H. Hess, enunciou a seguinte lei: «A variação de entalpia de uma reacção química depende apenas dos estados inicial e final, não importando o caminho da reacção». Logo, o valor de variação da entalpia não depende do número de etapas que constituem o processo, nem do tipo de cada etapa, isto é, se o estado final for alcançado por vários caminhos, o valor de variação da entalpia será o mesmo, não importando o tipo de caminho percorrido pelo processo.

Esta lei é bastante importante e útil na determinação teórica de calores de reacção de difícil medida experimental.

Utiliza-se uma técnica geral que se baseia na medição experimental da variação de entalpia de outras reacções e só depois se faz o cálculo da variação de entalpia da reacção desejada.

Exemplo de uma reacção geral

Supondo uma reacção de qualquer tipo

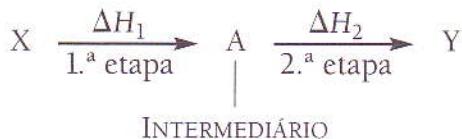


que pode ser realizada por dois caminhos:

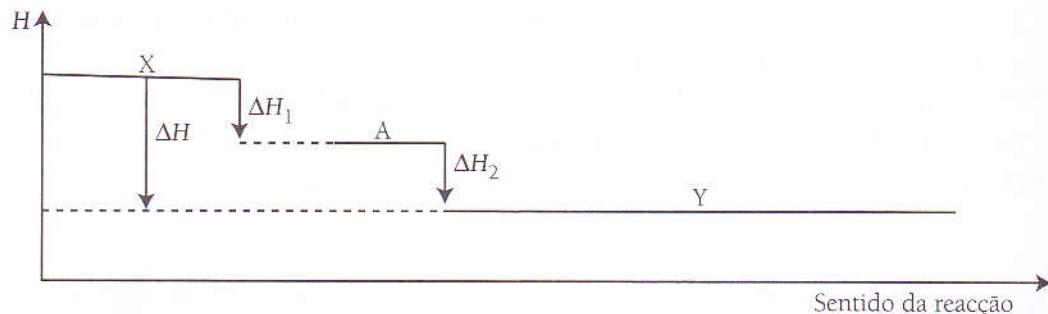
1.º caminho: reacção directa (com apenas uma etapa)



2.º caminho: reacção com duas etapas



Eis o diagrama desta reacção:



Nota: Quando a reacção não mencionar os valores de temperatura e de pressão deve entender-se que ela ocorreu nas condições ambientais (25 °C, 1 atm).

Exemplo



A interpretação desta equação termoquímica é:

- As substâncias que participam nela são o enxofre no estado sólido, o oxigénio e o dióxido de enxofre no estado gasoso.
- O processo é exotérmico pois o ΔH é negativo.
- A reacção libera 71 kcal por cada mol de SO_2 formado.
- A reacção ocorre a 25 °C e à pressão de 1 atm.
- A variação de entalpia do processo é a mesma, quer o processo ocorra em uma ou em duas etapas.

Consequência da lei de Hess

Pelo diagrama fica evidente que: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

Se um processo apresentar «n» etapas, o ΔH total será:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n$$

Assim, encontramos a consequência da lei de Hess:

O valor de variação da entalpia de um processo será a soma algébrica dos valores de variação da entalpia das etapas. Esta lei também pode ser tratada como uma equação algébrica e tudo o que ocorrer algebricamente com a equação termoquímica ocorrerá também com a respectiva variação de entalpia.

Aplicação da lei de Hess

Para melhor resolução deve seguir-se os passos:

- 1.º Trabalhar algebricamente com as equações fornecidas de tal modo que, quando somadas, resultem na equação desejada.
- 2.º Deve ter-se em conta que tudo o que acontece algebricamente com uma equação termoquímica, acontece também com o respectivo ΔH .
- 3.º O ΔH da equação desejada será a soma algébrica dos ΔH das etapas.

Exemplo

Para a reacção (I) C (grafite) + $\frac{1}{2} O_2$ (g) $\longrightarrow CO$ (g), calcule a sua ΔH .

Como neste caso, a determinação experimental é bastante difícil porque a tendência é a de se formar sempre CO_2 , como produto secundário, utilizam-se valores de ΔH já determinados experimentalmente a partir dos processos de combustão da grafite e do CO:



Mantendo-se a equação (II) e invertendo-se a equação (III), a soma delas terá como resultado a equação (I).

Resolução

Tendo em conta o princípio da conservação da energia, temos o seguinte:

- Tudo o que ocorra algebricamente com a equação termoquímica, ocorre também com o respectivo ΔH .
- Se a equação for invertida, o sinal do ΔH também será:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = -94,1 + 67,7$$

$$\Delta H = -26,4 \text{ kcal}$$

Generalizando para uma reacção química:



onde:

ΔH_A – calor de formação de A

ΔH_B – calor de formação de B

ΔH_C – calor de formação de C

ΔH_D – calor de formação de D

A lei de Hess permite dizer que:

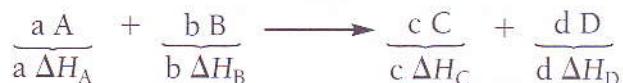
$$\Delta H = (\underbrace{\Delta H_C + \Delta H_D}_{\text{PRODUTOS}}) - (\underbrace{\Delta H_A + \Delta H_B}_{\text{REAGENTES}})$$

O ΔH ou calor de reacção de um processo pode ser dado pela diferença entre o somatório das entalpias dos produtos da reacção e o somatório das entalpias dos reagentes.

$$\Delta H = \underbrace{\sum H_{\text{FORMAÇÃO}}}_{\text{PRODUTOS}} - \underbrace{\sum H_{\text{QUEBRA}}}_{\text{REAGENTES}}$$

Este valor só é válido para 1 mol de substância. Logo, deve multiplicar-se o calor de formação da substância pelo respectivo coeficiente, caso este seja diferente de um, pois o coeficiente indica-nos estequiometricamente qual é o número de moles a participar no processo.

Eis a equação geral:



Logo:

$$\Delta H = (c \Delta H_C + d \Delta H_D) - (a \Delta H_A + b \Delta H_B)$$

Por convenção, o calor de formação de um elemento no estado-padrão é igual a zero.

Tipos de Entalpia

Entalpia de formação ou calor de formação

Esta é a variação de entalpia (ΔH) na síntese de 1 mol de substância, a partir dos seus elementos no estado-padrão.

Para o estado físico mais estável, assim como para T = 25 °C e 1 atm, os calores de formação de um elemento são zero:

$$\Delta H_{\text{formação}} (\text{H}_2) = 0$$

$$\Delta H_{\text{formação}} (\text{S, ortorrômbico}) = 0$$

$$\Delta H_{\text{formação}} (\text{C, grafite}) = 0$$

Esta é a variação de entalpia da reacção de combustão de 1 mol de substância. Normalmente, os calores de combustão são fornecidos a 25 °C.

Exemplo:

1.º Equação termoquímica referente ao calor de formação da água líquida



Esta revela-nos que para se formar 1 mol de água líquida, a partir das substâncias simples respectivas, liberta-se 68,3 kcal.

2.º Equação termoquímica referente ao calor de formação do amoníaco gasoso



Tendo em conta que a ΔH é referente a 1 mol de substância, então esta equação revela-nos que para se formar amoníaco, a partir das substâncias simples, liberta-se 22 kcal e o valor da variação da entalpia de 1 mol de amoníaco é de 11 kcal libertadas.

$$\Delta H_{\text{formação}} = \frac{\Delta H_{\text{NH}_3}}{2} = -11 \text{ kcal/mol}$$

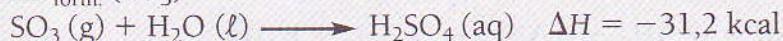
Exemplo

No processo de formação do ácido sulfúrico líquido liberta-se 31,2 kcal. Tendo em conta os dados seguintes, calcule ΔH_{form.} (SO₃).

$$\Delta H_{\text{form.}} (\text{H}_2\text{O}) = -68,3 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_{\text{form.}} (\text{H}_2\text{SO}_4) = -193,9 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_{\text{form.}} (\text{SO}_3) = ?$$



Solução

Temos:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{H}_2\text{SO}_4} - (\Delta H_{\text{SO}_3} + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$-31,2 = -193,9 - (\Delta H_{\text{SO}_3} - 68,3)$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{SO}_3} &= -193,9 + 68,3 + 31,2 \\ &= -94,4 \text{ kcal/mol}\end{aligned}$$

Entalpia de combustão ou calor de combustão

Esta é a variação de entalpia da reacção de combustão de 1 mol de substância; normalmente os calores de combustão são fornecidos a 25 °C.

Exemplo:

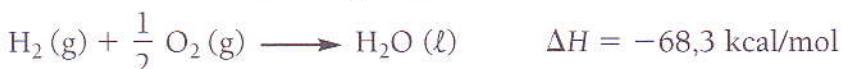
1.º A combustão do álcool etílico



$$\Delta H_{\text{combustão}} = -327,6 \text{ kcal/mol}$$

Ao queimar-se 1 mol de álcool etílico liberta-se 327,6 kcal.

2.º A combustão do hidrogénio



Ao queimar-se 1 mol de hidrogénio liberta-se 68,3 kcal.

Note que o ΔH de combustão do hidrogénio é o mesmo que o ΔH de formação da água líquida, pois trata-se da mesma reacção.

Entalpia de dissolução ou calor de dissolução

Várias reacções químicas ocorrem em meio líquido, isto é, em solução. Por isso, deve averiguar-se o calor associado de um reagente em água, devido à sua importância.

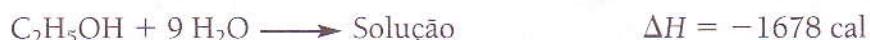
Experimentalmente, o calor desenvolvido, durante uma dissolução, depende do número de moles da espécie dissolvida assim como do solvente.

Exemplo:

Dissolução do álcool etílico em água pura. Ao se dissolver 1 mol de álcool em 4 mol de água, teremos:



Ao dissolver-se 1 mol de álcool em 9 mol de água, teremos:



Nota-se que aumentando a quantidade de água, aumenta a libertação de calor. Contudo, se continuarmos a aumentar a quantidade de água, observa-se que, a partir de um determinado instante, o calor libertado deixa de aumentar.

Neste tipo de dissolução, onde o calor desenvolvido é praticamente constante, é que se define o calor de dissolução ou entalpia de dissolução. O calor de dissolução é o calor desenvolvido na dissolução de 1 mol de substância numa quantidade de solvente, de tal modo que a adição de mais solvente não provoque um efeito térmico apreciável.

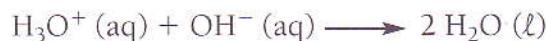
O calor de dissolução é definido para soluções diluídas, indicando-se através do símbolo «aq».



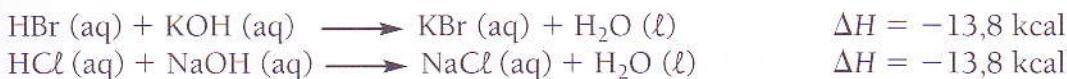
Entalpia de neutralização ou calor de neutralização

Este é o calor desenvolvido na reacção de neutralização entre uma mole de iões hidrónio/hidroxónio (H_3O^+) e uma mole de iões hidróxido (OH^-).

Sendo esta reacção entre um ácido (fornece H_3O^+) e uma base (fornece OH^-), ambos fortes, verifica-se que o calor de neutralização é praticamente constante. A reacção condensada pode ser representada por:



Exemplos:



Estas reacções ocorrem devido ao facto de os ácidos fortes estarem muito ionizados e as bases fortes estarem muito dissociadas, de tal modo que a única reacção que ocorre é:



Entalpia de ligação ou calor de ligação

Numa molécula, para cada ligação existe uma energia bem determinada que resulta do movimento de vibração, rotação, etc. Assim, por exemplo, a energia necessária para dissociar uma mole de moléculas diatómicas gasosas nos seus respectivos átomos gasosos, será a energia de ligação correspondente:



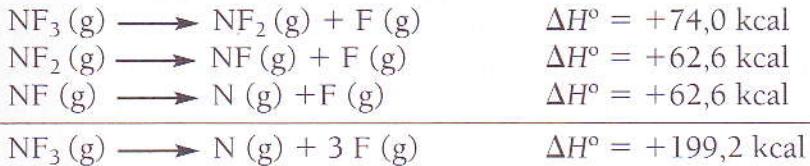
No 1.º caso, o calor de reacção corresponde à energia de ligação $\text{H} - \text{H}$.

No 2.º caso, o calor de reacção corresponde à energia de ligação $\text{Cl} - \text{Cl}$.

No 3.º caso, o calor de reacção corresponde à energia de ligação $\text{H} - \text{Cl}$.

No caso inverso, quando a partir dos átomos gasosos se formam as respectivas ligações, teremos as energias correspondentes.

Nas moléculas poliatómicas como, por exemplo, o NF_3 , as energias de dissociação podem não ser iguais às energias de ligação, por corresponderem não só à quebra de ligação, mas também ao rearranjo dos átomos.



Desta forma, podemos atribuir a cada ligação N – F uma energia média de 66,4 kcal que se designa por energia média da ligação, que é de grande utilidade nos casos de moléculas poliatómicas em que não há disponibilidade de dados experimentais para a dissociação por etapas sucessivas.

Aplicando a lei de Hess podem ser calculadas com facilidade as energias de ligação que se podem encontrar com frequência tabeladas.

Energia de ligação

Energia de ligação é a energia absorvida na quebra de 1 mol de ligação no estado gasoso.

$\Delta H_{\text{reacção}}$ = calor libertado na formação das – calor absorvido na quebra das ligações presentes nos produtos ligações presentes nos reagentes

Outros tipos de entalpias

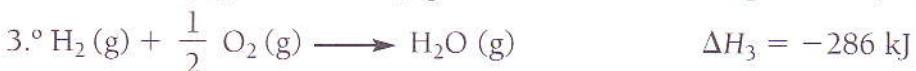
Para cada tipo de reacção existe um tipo de entalpia particular que corresponde àquela reacção que inclui processos físicos que trazem um efeito de calor. Eis outros tipos de entalpia:

1. Evaporação: $\text{H}_2\text{O} (\ell) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$	$\Delta H_{\text{evap.}} = +44 \text{ kJ/mol}$
2. Condensação: $\text{H}_2\text{O} (\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\ell)$	$\Delta H_{\text{cond.}} = +44 \text{ kJ/mol}$
3. Sublimação: $\text{I} (\text{s}) \longrightarrow \text{I} (\text{g})$	$\Delta H_{\text{sublim.}} = +711 \text{ kJ/mol}$
4. Ionização: $\text{NaOH} (\text{s}) \longrightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$\Delta H_{\text{ion.}} = +502 \text{ kJ/mol}$
5. Dissol.: $\text{NaOH} (\text{s}) \longrightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$\Delta H_{\text{ion.}} = +502 \text{ kJ/mol}$
6. Hidrat.: $\text{Na}^+ (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \longrightarrow \text{Na}^+ (\text{aq})$	$\Delta H_{\text{hid.}} = -420 \text{ kJ/mol}$

O aparelho que serve para determinar o valor da entalpia denomina-se calorímetro. Os valores das entalpias das diversas substâncias encontram-se tabelados.

Exercícios de consolidação

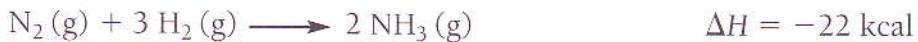
1. Calcule a ΔH do processo:



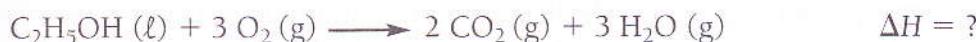
2. Qual a equação termoquímica que corresponde ao calor de formação da água líquida?

3. Represente a equação termoquímica de formação do NO_2 .

4. Qual o valor do calor de formação do NH_3 , segundo o processo:



5. Calcule a ΔH do processo de combustão do álcool etílico:



Dados:

$$\Delta H \text{ de formação do C}_2\text{H}_5\text{OH} (\ell) = -33,8 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação do CO}_2 (\text{g}) = -94,1 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação da H}_2\text{O} (\text{g}) = -57,8 \text{ kcal/mol}$$

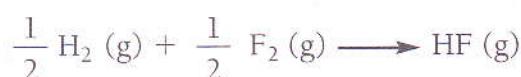
6. Calcule a quantidade de calor libertada (em kJ) quando se produzem $1,26 \times 10^4$ g de amoníaco de acordo com a equação:



7. Dadas as energias de ligação em kcal/mol, a 25°C e 1 atm:

$$\text{H} - \text{H} = 104 \text{ kcal/mol} \quad \text{F} - \text{F} = 35 \text{ kcal/mol} \quad \text{H} - \text{F} = 135 \text{ kcal/mol}$$

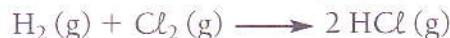
Calcule ΔH na reacção de síntese de 1 mol de fluoreto de hidrogénio a partir das substâncias simples respectivas:



8. Conhecendo as seguintes energias de ligação no estado gasoso:

$$\text{H} - \text{H} = 104 \text{ kcal/mol} \quad \text{Cl} - \text{Cl} = 58 \text{ kcal/mol} \quad \text{H} - \text{Cl} = 103 \text{ kcal/mol}$$

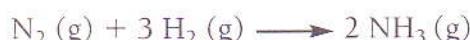
Calcule a ΔH da reacção:



9. Dadas as seguintes energias de ligação, em kJ/mol, de:

$$\text{N} \equiv \text{N} = 945 \quad \text{H} - \text{H} = 436 \quad \text{N} - \text{H} = 391$$

Calcule a ΔH da reacção representada por:



10. Calcule a ΔH da reacção:



Sendo dados os calores de formação que são as próprias entalpias das substâncias:

$$\text{CS}_2 (\ell) = +21,0 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{CO}_2 (\text{g}) = -94,1 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{SO}_2 (\text{g}) = -71,0 \text{ kcal/mol}$$

S o l u ç õ e s

Unidade 1 - Conceitos Fundamentais p. 7

Exercícios de consolidação p. 34

1. a) $\text{Zn} + 2 \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2$

b) $2 \text{K} + \text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$

c) $4 \text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}$

d) $2 \text{NH}_3 + \frac{5}{2} \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{H}_2\text{O}$

e) $2 \text{Al} + 3 \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{AlI}_3$

f) $\begin{aligned} 3 \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2 \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \\ \rightarrow 2 \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3 \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \end{aligned}$

g) $2 \text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$

h) $2 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2 \text{PbO} + 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$

i) $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8 \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

j) $\begin{aligned} 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \\ \rightarrow 3 \text{CaSO}_4 + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 \end{aligned}$

k) $4 \text{CuO} + 3 \text{Fe} \rightarrow 4 \text{Cu} + \text{FeO} + \text{Fe}_3\text{O}_4$

l) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

m) $\begin{aligned} (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \\ + 2 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$

2. $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

3. a) $\text{PbO} = 207 + 16 = 223 \text{ g/mol}$
b) $5\text{O}_2 = 5 \times 32 = 160 \text{ g/mol}$
c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 = (2 \times 56) + (3 \times 16) = 160 \text{ g/mol}$
d) $\text{Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g/mol}$
e) $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$

4. $67,2 \ell$

5. 110 g

6. $9,03 \times 10^{22} \text{ moléculas}$

7. 0,055 mol

8. $0,33 \times 10^{23} \text{ moléculas}$

9. 27 g/mol

10. a) 64 g b) 43,32 g

11. 160 g

12. 4,0 g de H_2 e 32,0 g de O_2

13. a) 88 g de FeS e 56 g de Fe
b) 48 g
c) 36 g de S e 63 g de Fe

14. a) O_2 em excesso; 2,0 g
b) 35,0 g

15. 20,9 g

16. 9,3 g

17. 2464 ℓ de CO_2 e 6160 g de CaO

18. a) 49 g b) 29,8 g

Unidade 2 - Estrutura Atómica p. 37

Exercícios de consolidação p. 57

- | | Z | A | p ⁺ | nº | e ⁻ | | 10.1 a) V |
|--------|---|------------|----------------|----------------------|----------------|---|-----------|
| A | - | - | 1 | 0 | 1 | | b) F |
| B | - | 16 | 8 | - | 8 | | c) F |
| C | 44 | 101 | - | - | - | | d) F |
| D | 92 | 238 | 92 | - | 92 | | e) F |
| E | - | - | 70 | 70 | 70 | | f) V |
| F | 39 | 89 | - | - | 39 | | g) F |
| 2. a) | $_{35}X = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 -$ | | | | | 10.2 a) mais | |
| | - Ordem energética | | | | | b) menor | |
| | $_{35}X = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 -$ | | | | | c) 19 | |
| | - Ordem quântica | | | | | d) d | |
| b) | $4s^2 4p^5 \Rightarrow 7$ electrões | | | | | e) representativos | |
| 3. | $n = 2$ | $\ell = 1$ | $m_\ell = 0$ | $m_s = +\frac{1}{2}$ | | f) C. | |
| 4. | 12 | electrões | | | | g) 7 e 1 | |
| 5. c) | | | | | | | |
| 6. a) | | | | | | | |
| 7. b) | | | | | | | |
| 8. 55 | | | | | | | |
| 9. e) | | | | | | | |
| 10. a) | $_{56}Z \Rightarrow 6s^2; n = 6; \ell = 0; m_\ell = 0$ | | | | | Exercícios de consolidação p. 86 | |
| | $m_s = +\frac{1}{2}$ | | | | | | |
| b) | 6. ^o período, IIA | | | | | 1. p.f. NaF > KF | |
| c) | 8 electrões | | | | | 2. b) | |
| | | | | | | 3. a) $H_3O^+; H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$, | |
| | | | | | | Recebeu 1 protão, | |
| | | | | | | b) $NH_4^+; NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$. | |

Unidade 3 - Lei e o Sistema Periódico dos Elementos. Tabela Periódica p. 59

Exercícios de consolidação p. 68

- EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO p. 65

c) $\text{AlCl}_3 \rightarrow$ iônico = metal + não-metal

1. c)

2. Representativos: s e p

Transição: d

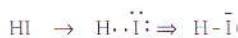
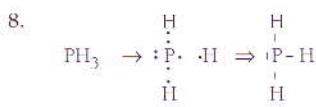
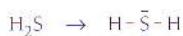
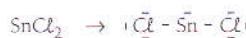
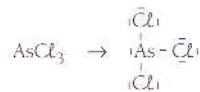
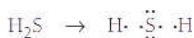
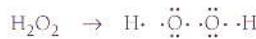
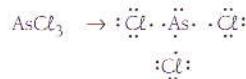
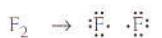
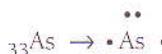
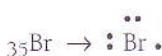
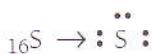
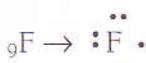
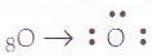
Transição interna: f

3. c)

5. ${}_1\text{H} \rightarrow \text{H}\cdot$

${}_{17}\text{Cl} \rightarrow :\ddot{\text{Cl}}\cdot$

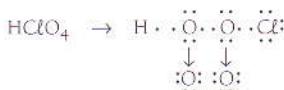
Soluções



9.



Ligaçāo covalente polar



Ligaçāo coordenada dativa

10. HF

11. SnCl_4

12. a)

13. a)

14. c)

15. b)

16. b)

17. d)

18. c)

19. e)

20. b)

21. b)

22. c)

23. c)

24. e)

11. e)

12. c)

13. b)

14. c)

15. b)

16. c)

17. a)

18. b)

19. b)

20. d)

Unidade 6 - Soluções p. 125

Exercícios de consolidação p. 140

1. 1,0 M

2. 0,08 N

3. 0,95 (H_2O) e 0,05 (Na_2CO_3)

4. 12,53 mL

5. 0,4 N

6. 0,16 M

7. 0,8 g

8. c)

9. e)

10. 0,4 M

Unidade 5 - Química Inorgânica: Óxidos, Ácidos, Bases e Sais p. 89

Exercícios de consolidação p. 122

1. c)

2. e)

3. a)

4. É um composto iônico – formou-se por entrega e recepção de elétrons.

5. São dois hidretos. Água e água oxigenada

Unidade 7 - Termoquímica p. 141

Exercícios de consolidação p. 153

1. -891 kJ

2. $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$

$\Delta H = 68,3 \text{ kcal}$ (25 °C, 1 atm)

3. $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$

4. -11,0 kcal /mol

5. -327,6 kcal

6. -34 316,47 kJ

7. -65,5 kcal

8. -44 kcal

9. -93 kJ

10. -257,1 kcal

	fórmula molecular	fórmula electrónica	fórmula estrutural	Nox
água	H_2O	$\text{H} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \text{H}$	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	$\text{H}=+1$ $\text{O}=-2$
água oxigenada	H_2O_2	$\text{H} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \text{H}$	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	$\text{H}=+1$ $\text{O}=-1$

6. a)

7. d)

8. 1 - c)

2 - c)

3 - b)

4 - a)

5 - a)

6 - b)

7 - d)

8 - c)

9 - d)

10 - b)

11 - a)

9. a)

10. b)

Tabela de iões

Acetato	CH_3CO_2^-	Alumínio	Al^{3+}
Brometo	Br^-	Amónio	NH_4^+
Carbonato	CO_3^{2-}	Bário	Ba^{2+}
Cianato	OCN	Bismuto	Bi^{3+}
Cianeto	CN^-	Cádmio	Cd^{2+}
Clorato	ClO_3^-	Cálcio	Ca^{2+}
Cloreto	Cl^-	Chumbo	Pb^{2+}
Clorito	ClO_2^-	Cobalto (II)	Co^{2+}
Cromato	CrO_4^{2-}	Cobalto (III)	Co^{3+}
Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cobre (I)	Cu^+
Fluoreto	F^-	Cobre (II)	Cu^{2+}
Fosfato	PO_4^{3-}	Crómio (III)	Cr^{3+}
Hidreto	H^-	Estróncio	Sr^{2+}
Hidrogenocarbonato	HCO_3^-	Ferro (II)	Fe^{2+}
Hidrogenossulfato	HSO_4^-	Ferro (III)	Fe^{3+}
Hidrogenossulfito	HSO_3^-	Hidrogénio	H^+
Hidrogenossulfureto	HS^-	Hidrónio	H_3O^+
Hidróxido	OH^-	Lítio	Li^+
Hipoclorito	ClO^-	Magnésio	Mg^{2+}
Hipoidito	IO^-	Manganésio (II)	Mn^{2+}
Hexacianoferrato (II)	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	Manganésio (III)	Mn^{3+}
Hexacianoferrato (III)	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	Mercúrio (I)	Hg_2^{2+}
Iodato	IO_3^-	Mercúrio (II)	Hg^{2+}
Iodeto	I^-	Níquel (II)	Ni^{2+}
Nitrato	NO_3^-	Níquel (III)	Ni^{3+}
Nitrito	NO_2^-	Potássio	K^+
Oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Prata	Ag^+
Óxido	O^{2-}	Sódio	Na^+
Perclorato	ClO_4^-	Zinco	Zn^{2+}
Permanganato	MnO_4^-		
Peróxido	O_2^{2-}		
Sulfato	SO_4^{2-}		
Sulfito	SO_3^{2-}		
Sulfureto	S^{2-}		
Tiocinato	SCN^-		
Tiossulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$		
Tiossulfito	$\text{S}_2\text{O}_2^{2-}$		
Tri-iodeto	I_3^-		

Os diferentes tipos de átomos

Elemento	Símbolo Químico	Número Atómico (Z)	Massa Atómica Relativa (A_r)	Elemento	Símbolo Químico	Número Atómico (Z)	Massa Atómica Relativa (A_r)
Actínio	Ac	89	(227)	Lítio •	Li	3	6,94
Alumínio	Al	13	26,98	Lutécio •	Lu	71	174,97
Amerício	Am	95	(243)	Magnésio	Mg	12	24,31
Antimónio	Sb	51	121,8	Manganês	Mn	25	54,94
Árgon	Ar	18	39,95	Meitnério	Mt	109	(268)
Arsénio	As	33	74,92	Mendelévio	Md	101	(258)
Astato	At	85	(210)	Mercúrio	Hg	80	200,59
Azoto •	N	7	14,01	Molibdénio	Mo	42	95,94
Bário	Ba	56	137,3	Neodímio •	Nd	60	144,24
Berílio •	Be	4	9,01	Néon •	Ne	10	20,18
Berquélio	Bk	97	(247)	Neptúnio	Np	93	(237)
Bismuto	Bi	83	209,0	Nióbio	Nb	41	92,21
Bóhrio	Bh	107	(264)	Níquel	Ni	28	58,69
Boro •	B	5	10,81	Nóbélio	No	102	(259)
Bromo	Br	35	79,90	Ósmio	Os	76	190,23
Cádmio	Cd	48	112,4	Ouro	Au	79	197,0
Cálcio	Ca	20	40,08	Oxigénio •	O	8	16,00
Califórnia	Cf	98	(252)	Paládio	Pd	46	106,42
Carbono •	C	6	12,01	Platina •	Pt	78	195,08
Cério •	Ce	58	140,1	Plutónio	Pu	94	(244)
Césio	Cs	55	132,9	Polónio	Po	84	(209)
Chumbo •	Pb	82	207,2	Potássio •	K	19	39,10
Cloro	Cl	17	35,45	Praseodímio	Pr	59	140,91
Cobalto	Co	27	58,93	Prata	Ag	47	107,87
Cobre	Cu	29	63,55	Promécio	Pm	61	(145)
Crípton	Kr	36	83,80	Protactínio	Pa	91	231,04
Crómio	Cr	24	52,00	Rádio	Ra	88	(226)
Cúrio	Cm	96	(247)	Rádon	Rn	86	(222)
Disprósio	Dy	66	162,5	Rénio	Re	75	186,12
Dúbnio	Db	105	(262)	Ródio	Rh	45	102,91
Einstênia	Es	99	(252)	Rubídio •	Rb	37	85,47
Enxofre	S	16	32,07	Ruténio	Ru	44	101,07
Érbio	Er	68	167,3	Rutherfordio	Rf	104	(261)
Escândio	Sc	21	44,96	Samário •	Sm	62	150,36
Estanho	Sn	50	118,71	Seaborgio	Sg	106	(266)
Estrôncio	Sr	38	87,62	Selenio	Se	34	78,96
Európio	Eu	63	152,0	Silício	Si	14	28,09
Ferro	Fe	26	55,85	Sódio	Na	11	22,99
Férnicio	Fm	100	(257)	Tálio •	Tl	81	204,38
Flúor •	F	9	19,00	Tântalo	Ta	73	180,95
Fósforo	P	15	30,97	Tecnécio	Tc	43	(98)
Frâncio	Fr	87	(223)	Telúrio	Te	52	127,60
Gadolínio	Gd	64	157,3	Térbio	Tb	65	158,93
Gálio	Ga	31	69,72	Titânio	Ti	22	47,87
Germânio	Ge	32	72,61	Tório	Th	90	232,04
Háfnio	Hf	72	178,5	Túlio	Tm	69	168,93
Hássio	Hs	108	(277)	Tungsténio	W	74	183,84
Hélio •	He	2	4,003	Unúmbio	Uub	112	(285)
Hidrogénio •	H	1	1,008	Ununnílio	Unn	110	(281)
Hólmlio	Ho	67	164,90	Ununquádio	Uuq	114	(285)
Índio •	In	49	114,82	Ununúnio	Uuu	111	(272)
Iodo	I	53	126,90	Urânio	U	92	238,03
Irídio	Ir	77	192,22	Vanádio •	V	23	50,94
Itérbio	Yb	70	173,04	Xénon	Xe	54	131,29
Ítrio	Y	39	88,91	Zinco	Zn	30	65,39
Lantânia •	La	57	138,90	Zircónio	Zr	40	91,22
Lauréncio	Lr	103	(262)				

(*) Elementos que apresentam isótopos radioactivos naturais.

NOTA: Entre parêntesis encontram-se as massas atómicas relativas dos elementos que são produzidos artificialmente.

A n e x o s

Tabela Periódica dos elementos químicos

Lantânideos	Actinídeos
$\text{Ce}^{140,12}$ Cério	$\text{Pr}^{141,01}$ Protetrônio
$\text{Nd}^{144,24}$ Neodímio	$\text{Pm}^{145,92}$ Prometônio
$\text{Sm}^{150,40}$ Samarídeo	$\text{Eu}^{151,96}$ Europio
$\text{Gd}^{157,25}$ Gadolínia	$\text{Tb}^{158,93}$ Tribônio
$\text{Dy}^{162,50}$ Dílio	$\text{Ho}^{164,93}$ Holídio
$\text{Er}^{167,26}$ Erbio	$\text{Yb}^{168,93}$ Ítalo
$\text{Lu}^{172,04}$ Lutécio	$\text{Lu}^{174,97}$ Lutécio
$\text{Yb}^{173,04}$ Ítalo	$\text{Lu}^{174,97}$ Lutécio
Lu^{103}	Lu^{103}
$\text{Md}^{258,10}$ Médecovio	$\text{Md}^{258,10}$ Médecovio
$\text{Fm}^{257,10}$ Fermio	$\text{Fm}^{252,10}$ Fermio
$\text{Esn}^{251,10}$ Einstênia	$\text{Esn}^{247,10}$ Einstênia
$\text{Cf}^{244,10}$ Curio	$\text{Bk}^{247,10}$ Berkúlio
$\text{Pu}^{244,10}$ Plutônio	$\text{Am}^{243,10}$ Americano
$\text{Pu}^{237,05}$ Neptônio	$\text{Cm}^{243,10}$ Curium
$\text{U}^{238,03}$ Urânio	$\text{U}^{243,10}$ Urânio
$\text{Pa}^{231,04}$ Protactínio	$\text{Pa}^{232,04}$ Tádro

B i b l i o g r a f i a

Aichinger, Ernesto Christiano e Mange, Gitla de Carvalho, *Química Básica*; Volume I, Editora Pedagógica e Universitária, São Paulo – Brasil, 1979.

Aichinger, Ernesto Christiano; Bach, Sigurd Walter e Moreira, Daisy de Rezende, *Química Básica 3 (Físico – Química)*; Editora Escolar Pedagógica e Universitária, São Paulo – Brasil, 1981.

Amaral, Luciano, *Estudos de Química*; Volume II, Editora Moderna, 1.^a Edição, São Paulo – Brasil, 1977.

Brady, Janes E. e Humiston, Gerald E., *Química Geral*; Volume II, 2.^a Edição, Livros Técnicos e Científicos, São Paulo – Brasil, 1990.

Cotton, F. Albert e Wilkinson, Geoffrey, *Química Inorgânica*, Livros Técnicos e Científicos; Editora S.A, Rio de Janeiro – Brasil, 1978.

Feltre, Ricardo, *Curso Básico de Química (Físico - Química)*; Volume II, Editora Moderna, 1.^a Edição, São Paulo – Brasil, 1985.

Freitas, Renato Garcia, *Problemas e Exercícios de Química para o Curso Científico e Exames Vestibulares e Escolas Superiores*; 9.^a Edição, Rio de Janeiro, 1985.

Glinka, N., *Química Geral*; Volume II, 21.^a Edição, Editora Mir, Moscovo, 1981.

Gonzales, Luiz Garcia, *Química 10.^º Grau*; Editorial Pueblo e Educación, Havana-Cuba, 1988.

Khodakov, Lu. V.; Epstein, D. A.; Gloríozov, P. A., *Química Inorgânica II*; Editora Mir, Moscovo, 1986.

Lembo, António e Sardella, António, *Química 2.^º Grau*; Volume I, 13.^a Edição, Edições Ática, São Paulo – Brasil, 1983.

Magalhães, Alice Maia e Tomaz, Túlio Lopes, *Compêndio de Química 6.^º Ano*; 2.^a Série, Empresa Literária Fluminense, 1968.

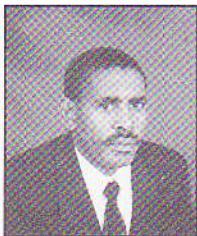
Mendonça, Lucinda Santos; Dantas, Maria da Conceição e Ramalho, Marta Duarte, *Jogo de Partículas Química 10.^º Ano*; Texto Editores LDA., 2003.

Pereira, Alda e Camões, Filomena, *Ciências Físico-Químicas – Química 11.^º Ano*; Texto Editora LDA., 1998.

Pereira, Alda e Camões, Filomena, *Ciências Físico-Químicas – Química 10.^º Ano*; Texto Editora LDA., 1998.

Pinto, Helena Castro; Carvalho, Maria de Jesus e Fiacho, Maria Margarida, *Técnicas Laboratoriais de Química*; Texto Editora LDA., 1999.

Politi, Elie, *Química 2.^º Grau*; 3.^a Edição, 2.^a Série, Série Sinopse, Editora Moderna, São Paulo – Brasil, 1982.



Maneca Matusse

Licenciado em Ensino de Química e Biologia pelo Instituto Superior Pedagógico, actual Universidade Pedagógica.
De 1989 a 1991, lecionou a disciplina de Biologia na Escola Secundária da Matola.
Actualmente é docente de Química na Escola Secundária Francisco Manyanga e no Colégio Kitabu.



Margarida Veiga

Pós-Graduada em Administração no ISPU/CEPPA, licenciada no Ensino de Química e Biologia pela Universidade Pedagógica. Leccionou, em várias escolas do Ensino Secundário Geral e Ensino Técnico, as disciplinas de Química e Química Geral; no Departamento de Geografia da Faculdade de Letras, a disciplina de Higiene e Segurança no Trabalho e no Laboratório de Anatomia da Faculdade de Medicina, a disciplina de Química Básica.
Actualmente é funcionária do Ministério das Finanças, como consultora em TI e coordenadora na área de formação da UTRAFE.



HINO NACIONAL

Pátria Amada

Na memória de África e do Mundo
Pátria bela dos que ousaram lutar
Moçambique o teu nome é liberdade
O sol de Junho para sempre brilhará.

Coro

Moçambique nossa terra gloriosa
Pedra a pedra construindo o novo dia
Milhões de braços, uma só força
Ó pátria amada vamos vencer.

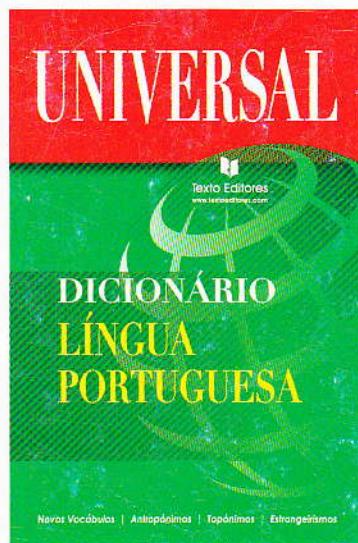
Povo unido do Rovuma ao Maputo
Colhe os frutos do combate pela Paz
Cresce o sonho ondulado na Bandeira
E vai lavrando na certeza do amanhã.

Flores brotando do chão do teu suor
Pelos montes, pelos rios, pelo mar
Nós juramos por ti, ó Moçambique
Nenhum tirano nos irá escravizar.





Publicações de referência para apoio ao ensino



Outros materiais para o Ensino Secundário

Português 10.º Classe
Matemática 10.º Classe
Física 10.º Classe
Química 10.º Classe
História 10.º Classe
Geografia 10.º Classe
Inglês 10.º Classe
Desenho 10.º Classe
Português 11.º Classe
Matemática 11.º Classe
Física 11.º Classe
Inglês 11.º Classe
Português 12.º Classe
Matemática 12.º Classe
Física 12.º Classe
Química 12.º Classe
Inglês 12.º Classe
Biologia 12.º Classe
Filosofia 11.º e 12.º Classes

