



REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO

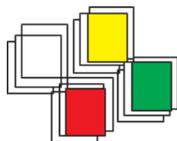
Venda Proibida
Distribuição
Gratuita

8^a

Classe

Química

Caderno de Apoio à Aprendizagem



INDE

INSTITUTO NACIONAL DE DESENVOLVIMENTO DA EDUCAÇÃO

Maputo, Dezembro de 2024

FICHA TÉCNICA

Título: *Caderno de Apoio à Aprendizagem de Química - 8ª Classe*
Coordenação Lourenço Magaia (INDE) & Silvestre Dava (DINES)
Elaboradores: Lina Raimundo (INDE) & Anibal Filimone (DINES)
Revisores científicos: Castelo B. Vilanculo (UP) & Manuel Carlos Minez Tábua (CNAQ)
Revisor linguístico: Victor Justino (UEM)
Arranjos gráficos e Layout: Manuel Mussa Biriante (DINES) & Hortêncio Belunga Tembe (INDE)

Impressão e acabamentos: MINEDH

Tiragem:

Ano: 2024

VENDA PROIBIDA

PREFÁCIO

Caro(a) aluno(a),

Apresentamos o Caderno de Apoio à Aprendizagem, uma ferramenta valiosa elaborada para enriquecer o teu processo de aprendizagem. Esta iniciativa surge da necessidade de fornecer suporte adicional no contexto em que não dispomos do livro do aluno da 8ª classe.

Este caderno aborda diversos conteúdos programáticos, oferecendo uma variedade de actividades cuidadosamente elaboradas para complementar o teu percurso estudantil. Ao longo das suas diferentes secções, encontrarás:

- Conteúdos de cada Unidade Temática que te vão proporcionar uma visão global e concisa dos conteúdos programáticos;
- Um conjunto diversificado de actividades concebidas para reforçar o entendimento e a aplicação prática dos conceitos aprendidos em sala de aula;
- Soluções e sugestões de soluções, o que poderão facilitar a tua aprendizagem de conteúdos abordados.

Ressaltamos que este caderno foi concebido para responder à falta do livro do aluno. Desta forma, o mesmo visa proporcionar um suporte complementar ao teu processo de aprendizagem ao longo do ano lectivo.

Estamos confiantes que este caderno será um recurso valioso no desenvolvimento das tuas habilidades e conhecimentos.

Os Elaboradores

ÍNDICE

UNIDADE TEMÁTICA 1 - INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA	6
1.1 Conceito e objecto do estudo da química	6
1.2 História do surgimento da química como ciência/alquimia.....	6
1.3 Relação da química com outras ciências.....	7
1.4 Importância da química na sociedade	8
1.5 Regras e normas de higiene e segurança no laboratório de química	8
Exercícios de consolidação	9
UNIDADE TEMÁTICA 2 - SUBSTÂNCIAS E MISTURAS	10
2.1 Matéria	11
2.1.1 Propriedades da matéria	11
2.1.2 Propriedades gerais da matéria.....	11
2.1.3 Estados de agregação e mudanças de estado da matéria	12
2.1.4 Classificação da matéria	13
2.2 Substâncias	14
2.2.1 Conceito de substância	14
2.2.2 Propriedades específicas da matéria.....	14
2.3 Misturas	15
2.3.1 Métodos de separação de misturas homogêneas	15
2.3.2 Métodos de separação de misturas heterogêneas	17
2.3.3 Importância e aplicação dos métodos de separação de misturas.....	18
Exercícios de consolidação	19
UNIDADE TEMÁTICA 3 - ESTRUTURA DA MATÉRIA E REACÇÕES QUÍMICAS	21
3.1 Estrutura da matéria	21
3.1.1 O átomo.....	21
3.1.2 Elemento químico.....	22
3.1.3 Propriedades das substâncias metálicas.....	23
3.2 Molécula	24
3.2.1 Classificação das substâncias	24
3.2.2 Fórmulas químicas	24
3.2.3 Valência.....	25
3.3 Massa atômica e molecular	26
3.3.1 Massa atômica relativa (a_r).....	26
3.3.2 Massa atômica absoluta (m_a)	26
3.3.3 Massa molecular relativa (m_r)	26
3.4 Reações químicas	27
3.4.1 Fenómenos físicos e químicos	27

3.4.2 Lei de conservação de massa – lei de Lavoisier.....	28
3.4.3 Acerto de equações químicas pelo método das tentativas	28
3.4.4 Tipos de reacções químicas	28
3.5 Cálculos químicos	29
3.5.1 Estequiometria	29
3.5.2 Composição percentual das substâncias	29
3.5.3 Relação entre a quantidade de substância (n) e o número de partículas (n).....	30
Exercícios de consolidação	31
UNIDADE TEMÁTICA 4 - ÁGUA.....	34
4.1 Água.....	34
4.1.1 Qualidade da água	34
4.1.2 Poluição e agentes poluentes da água.....	35
4.1.3 Tratamento e conservação da água	36
4.1.4 Composição química da água	37
4.2 Água como solvente	37
4.2.1 Classificação das soluções quanto à concentração	38
4.2.2 Concentração molar e percentual de uma solução.....	38
4.3 Hidrogénio	40
4.3.1 História da descoberta.....	40
4.3.2 Ocorrência do hidrogénio na natureza.....	40
4.3.3 Obtenção laboratorial do hidrogénio.....	40
4.3.4 Obtenção industrial do hidrogénio	41
4.3.5 Propriedades físicas e químicas e aplicação do hidrogénio	42
4.4 Oxigénio	43
4.4.1 História da descoberta do oxigénio.....	43
4.4.2 Ocorrência do oxigénio na natureza	44
4.4.3 Obtenção do oxigénio na indústria	46
4.4.4 Obtenção do oxigénio na indústria	46
4.4.5 Propriedades físicas e aplicação do oxigénio	46
4.5 Reacções Redox	46
4.6 Ar.....	47
4.6.2 Poluição do ar	47
4.7 Ozono (O ₃).....	48
4.8 Oxidação	49
SOLUÇÃO E SUGESTÃO DE CORRECÇÃO DOS EXERCÍCIOS	55
BIBLIOGRAFIA	1

Introdução

Falar de Química é falar da nossa vida. É difícil imaginar o que seria a nossa vida sem ela, uma vez que está presente, de diferentes formas, em todas as áreas da vida. Na verdade, ela é considerada a ciência central, já que muito do que se passa no mundo envolve a química. As transformações que produzem as cores das folhas das árvores; a energia eléctrica que alimenta o telefone celular; a deterioração de alimentos e as diversas formas de que o nosso corpo utiliza os alimentos consumidos são exemplos quotidianos de processos químicos.

Nesta unidade temática, vamos abordar o historial do surgimento da Química, a sua relação com outras ciências e a sua importância.

1.1 Conceito e objecto do estudo da Química

A Química é a ciência que estuda as substâncias e as suas transformações. Além disso, estuda a constituição e a estrutura das substâncias, as suas características e as leis que regem as transformações das substâncias.

O objecto do estudo da Química são as substâncias e as suas transformações.

1.2 História do surgimento da Química como ciência / Alquimia

A história da Química está ligada ao desenvolvimento do homem. A palavra Química deriva do latim “Chimia”, proveniente de um vocábulo egípcio “khemi” que significa “terra negra” (em alusão à magia negra).

A Química surgiu na antiguidade, há milhares de anos antes de Cristo. De 300 anos a.C. a 1500 d.C., a Química foi desenvolvida a partir da Alquimia, que foi praticada por muito tempo na Europa.

A Alquimia era uma tradição antiga que combinava elementos da Química, Física, Arte, Metalurgia, Medicina, Meticismo e Religião.

A tradição da Alquimia tinha como objectivo:

- Transformar metais inferiores em ouro;

- Obter um remédio que curaria todas as doenças e daria uma longa vida, chamada “Elixir¹ da longa vida” e
- Criar uma vida humana artificial chamada “Humunculus”.

No fim do século XVI, a Alquimia começou a ser posta em causa e deu lugar à ciência Química experimental.

De entre as diversas etapas do desenvolvimento da Química, é possível distinguir as seguintes:

- Antiguidade (ciência antiga);
- Idade moderna (ciência moderna); e
- Idade contemporânea (ciências contemporâneas).

Os cientistas **Robert Boyle**, **Antonie Lavoisier** e **John Dalton** contribuíram para o surgimento da Química como uma ciência experimental por volta do séc. XVIII.

Antoine Laurent Lavoisier foi o primeiro a dar à Química o carácter experimental. Desenvolveu métodos de medição que melhor permitiam o conhecimento de alguns fenómenos.

A Química é considerada uma ciência experimental, por basear-se na comprovação de factos e teorias fundamentados na realização de experiências.

1.3 Relação da Química com outras ciências

A química relaciona-se com outras ciências nas áreas do conhecimento, tais como: História, Geografia, Biologia, Matemática, Física, entre outras.

A História ajuda na descrição de factos e acontecimentos relacionados com o passado da Química.

A Geografia ajuda a situar e localizar as origens das substâncias, minérios, petróleo e gás, etc. Por exemplos: em Moçambique, o carvão mineral é extraído no distrito de Moatize, na província de Tete, e as areias pesadas são extraídas no distrito de Moma, na província de Nampula.

A Biologia estuda os processos de digestão, respiração, fotossíntese que ocorrem nos seres vivos.

A Matemática ajuda na realização de cálculos químicos.

A Física ajuda na interpretação das leis e fenómenos naturais.

¹ Substância que os alquimistas procuravam para curar todas as doenças e tornar a vida eterna.

1.4 Importância da Química na sociedade

Como podemos notar, ao longo da história da humanidade, o conhecimento da Química sempre desempenhou um papel muito importante na sociedade.

A ciência química está presente em muitos momentos da vida diária do Homem e da sociedade, como, por exemplo, no tratamento da água para o consumo, conservação dos alimentos, conservação de recursos naturais, protecção do meio ambiente e fornecimento de energia, produção de materiais de construção, síntese de produtos para a indústria farmacêutica, produção de adubos ou fertilizantes, pesticidas, insecticidas e rações de animais.

Na medicina, pode-se recorrer à Química para a produção de fármacos, como antibióticos, hormonas, vitaminas, entre outros quites laboratoriais.

Na agricultura, recorre-se à Química para a produção de adubos ou fertilizantes, insecticidas, pesticidas, transformação de alimentos, entre outros.

Na indústria, recorre-se à Química para a transformação de produtos alimentares, produção de bebidas, cosméticos, roupas, óleos, sabões e detergentes.

1.5 Regras e normas de higiene e segurança no laboratório de Química

Ao trabalhar num laboratório, deve-se observar as seguintes regras e normas de higiene e segurança:

- ✓ Não correr no laboratório;
- ✓ Não manter os acessos impedidos;
- ✓ Não colocar livros, sacolas e ferramentas sobre as bancadas;
- ✓ Vestir uma bata de mangas compridas;
- ✓ Não comer, beber ou fumar no laboratório;
- ✓ Usar os sistemas de protecção como, por exemplo, máscaras, óculos e extintor quando necessários;
- ✓ Evitar o contacto de qualquer substância química com a pele, a boca e os olhos;
- ✓ Não cheirar nem provar os produtos químicos;
- ✓ Não tocar nos produtos químicos sem luvas;
- ✓ Guardar todos os produtos químicos num lugar seguro, em frascos devidamente rotulados, isto é, escreve-se o nome da substância contida no frasco;
- ✓ Manusear com cuidado todos os produtos químicos;
- ✓ Ler os guiões das experiências antes de executá-las;

- ✓ Limpar, antes e depois, todos os materiais a serem usados ou que forem usados durante as experiências;
- ✓ Verificar, antes de sair do laboratório, se as torneiras de gás e de água estão bem fechadas, e se os aparelhos utilizados estão devidamente desligados;
- ✓ Lavar muito bem as mãos antes de sair do laboratório.

Um laboratório de química é um ambiente muito perigoso para quem não sabe interpretar os símbolos de alerta presentes em frascos de reagentes. A maioria dos acidentes é provocada pela falta de conhecimento das regras básicas de higiene e segurança.

Nos laboratórios e nos rótulos das embalagens de reagentes, são utilizados símbolos de segurança que têm a finalidade de informar e alertar sobre a existência de perigo. A seguir, são apresentados alguns símbolos e avisos de alerta mais comuns em ambientes químicos.



substâncias inflamáveis



substâncias corrosivas



substâncias venenosas



Caixa de primeiros socorros



substâncias comburentes



substâncias radioativas



substâncias explosivas



substâncias Tóxicas

Figura 1: Alguns símbolos de aviso para os produtos perigosos

Exercícios de consolidação

1. Das afirmações que se seguem, assinala com "X" apenas aquela que consideras correcta.

Química é a ciência que estuda:

- a) Os fenómenos que acontecem na natureza e os respectivos movimentos. ()
 - b) As transformações que ocorrem no mundo dos seres não vivos. ()
 - c) As leis da natureza e com base nelas esclarece os processos concretos. ()
 - d) As substâncias e suas transformações. ()
2. Das afirmações que se seguem, assinala com **V** as verdadeiras e com **F** as falsas.
- a) A Química como ciência teve seu início com os trabalhos de Antoine Lavoisier ao introduzir métodos de medição. ()
 - b) A Alquimia foi uma ciência que estudava as substâncias e sua estrutura. ()
 - c) A Química e a Alquimia surgiram na antiguidade há milhares de anos antes de Cristo. ()
 - d) A tradição da Alquimia tinha como objectivo transformar metais inferiores em ouro. ()
3. Das afirmações que se seguem, assinala com **V** as afirmações verdadeiras e com **F** as falsas:
- a) Física, História, Geografia e Biologia fazem parte das Ciências Naturais. ()
 - b) A Química tem relação com a Biologia, Física e Geografia. ()
 - c) A Química desenvolveu-se sem a contribuição de outras ciências. ()
 - d) A Química e a Física fazem parte das ciências experimentais. ()
4. Explica a relação que existe entre a Química e a:
- a) História
 - b) Biologia
5. Faz corresponder as aplicações da Química com as respectivas áreas de aplicação:

Aplicações
A. Produção de medicamentos, testes de malária e HIV ■
B. Produção de rações para animais. ■
C. Produção de pesticidas, insecticidas e adubos. ■
D. Produção de lacticínios e sumos. ■

Áreas de aplicação
1. Indústria alimentar
2. Medicina
3. Pecuária
4. Agricultura

6. Mencione três comportamentos que devemos evitar num laboratório de Química.

Nesta unidade, vamos conhecer e diferenciar os conceitos de matéria e corpo. Iremos também classificar a matéria de acordo com seu estado físico (gasoso, líquido e sólido) e também de acordo com a sua composição (substâncias e misturas).

2.1 Matéria

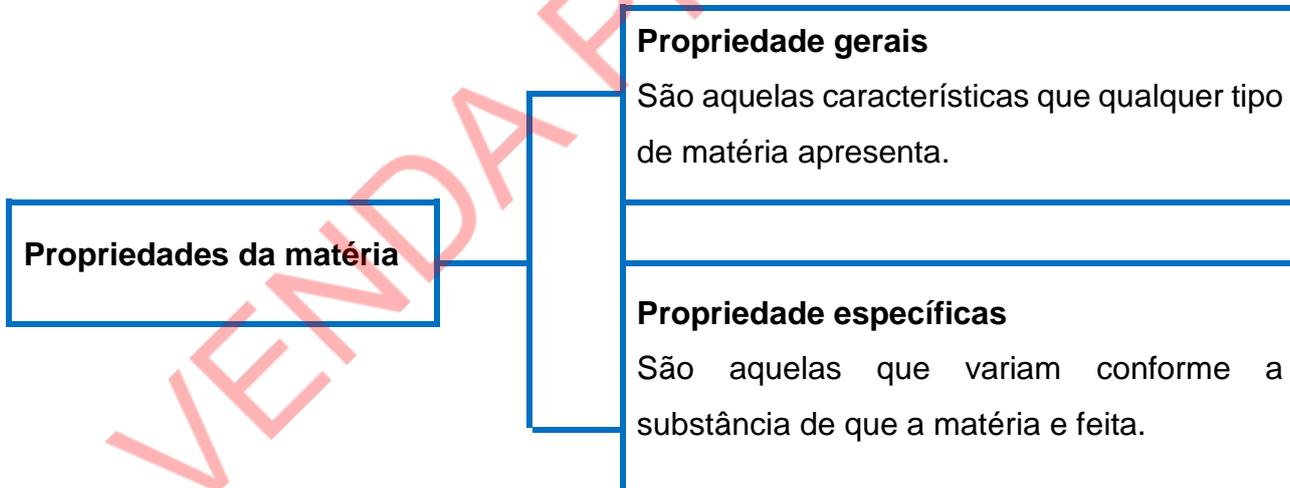
Conceito de Matéria

Matéria é tudo aquilo que existe na natureza, que ocupa espaço e tem massa. Por exemplo: areia, rochas, árvores, ar, água, etc.

Corpo é uma porção limitada de matéria. Por exemplo: um tronco extraído de uma árvore, pedra, etc.

2.1.1 Propriedades da matéria

A matéria existente na natureza é identificada de acordo com as suas características. Essas características diferenciam as matérias e são chamadas de propriedades da matéria.



2.1.2 Propriedades gerais da matéria

As propriedades gerais da matéria são: massa, volume ou extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, elasticidade e compressibilidade.

Massa é a quantidade de matéria que um corpo possui.

Volume é o espaço ocupado pela matéria.

Impenetrabilidade – dois corpos não podem ocupar, ao mesmo tempo, o mesmo lugar no espaço. Por isso, quando mergulhamos uma pedra num copo com água, o nível da água vai subir.

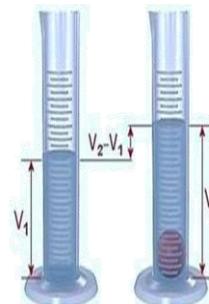


Figura 2: Impenetrabilidade

Divisibilidade – a matéria pode ser dividida em partes cada menores, até um certo limite, sem alteração das suas propriedades:

Um pão pode ser dividido por um método físico. Por exemplo, através de uma faca. As fatias criadas têm as mesmas características do pão inteiro, mas são porções menores.



Figura 3: Divisibilidade

Elasticidade é a propriedade da matéria que consiste em ter o seu volume ou extensão aumentada, sob ação de uma força externa.

Compressibilidade – quando a matéria sofre a ação de uma força, seu volume diminui até um certo ponto.

Um gás dentro de uma seringa reduz de volume ao ser comprimido.

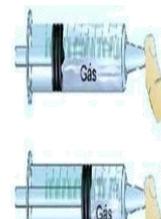


Figura 4: Compressibilidade

2.1.3 Estados de agregação e mudanças de estado da matéria

Os estados físicos da matéria são: sólido, líquido e gasoso.

A matéria no estado sólido apresenta forma e volume constantes. Exemplos: uma barra de ferro, uma pedra, uma madeira, etc.

A matéria no estado líquido não apresenta forma própria, porém, tem volume constante. Exemplos: a água, o azeite, o petróleo, o álcool, etc.

A matéria no estado gasoso apresenta forma e volume variáveis. Exemplos: o oxigênio, o vapor de água ou o dióxido de carbono.

Mudança de estado físico da matéria

Por acção de factores externos, a matéria pode variar de um estado para outro, por exemplo, sob efeito térmico (aumento ou diminuição do grau de aquecimento).

As mudanças de estado físico da matéria são: solidificação, fusão, vaporização, condensação, sublimação.

- ✓ **Solidificação** é a passagem da matéria do estado líquido para o sólido.
- ✓ **Fusão** é a passagem da matéria do estado sólido para o líquido.
- ✓ **Vaporização** é a passagem da matéria do estado líquido para o gasoso.
- ✓ **Condensação ou liquefação** é a passagem da matéria do estado Gasoso para o líquido.
- ✓ **Sublimação** é a passagem da matéria do estado sólido para o gasoso.

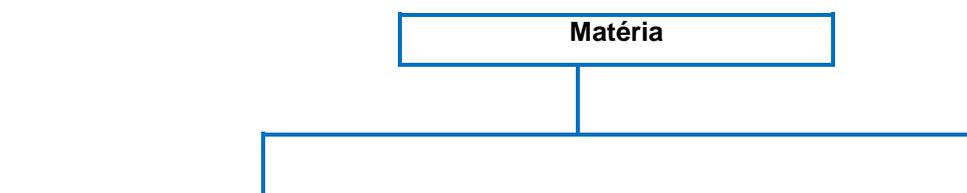
O esquema a seguir ilustra as mudanças de estado físico da matéria:

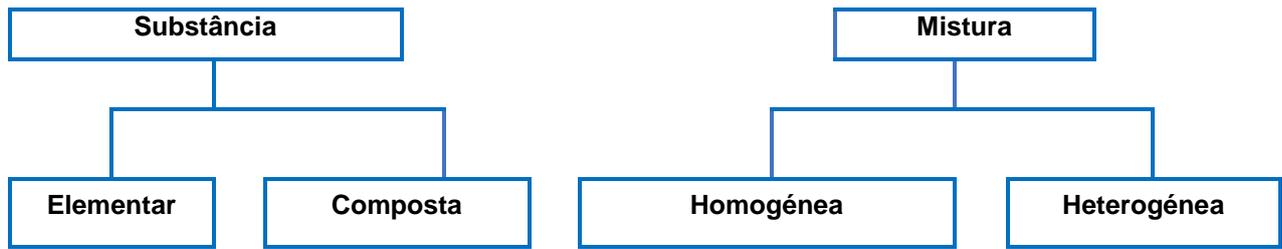


2.1.4 Classificação da matéria

A maioria das formas da matéria que encontramos: o ar que respiramos (gás), a gasolina utilizada nos carros (líquido) e o passeio sobre o qual caminhamos (sólido), não são quimicamente puras. No entanto, podemos ter a matéria em forma de substâncias puras e misturas. As substâncias podem ser classificadas em elementares e compostas. As misturas podem ser classificadas em homogéneas e heterogéneas.

A seguir é apresentado o esquema que resume a classificação da matéria.





2.2 Substâncias

2.2.1 Conceito de substância

A substância é a matéria que tem propriedades específicas e uma composição definida. As substâncias classificam-se em elementares e compostas.

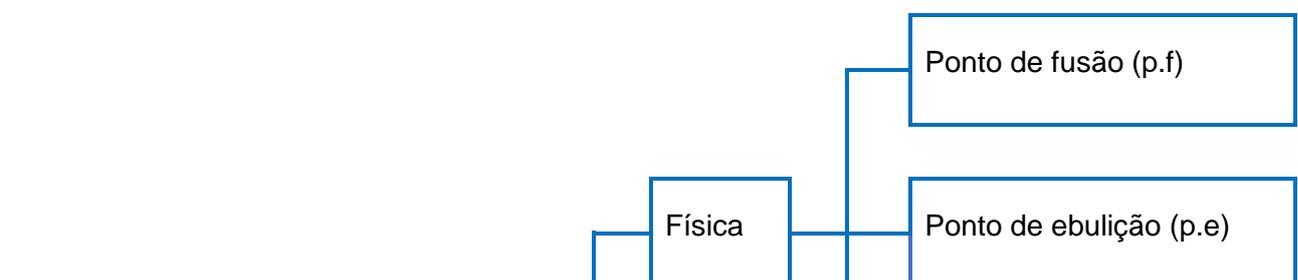
Substâncias elementares são formadas por apenas um único elemento químico. Por exemplo, ferro, alumínio e oxigénio.

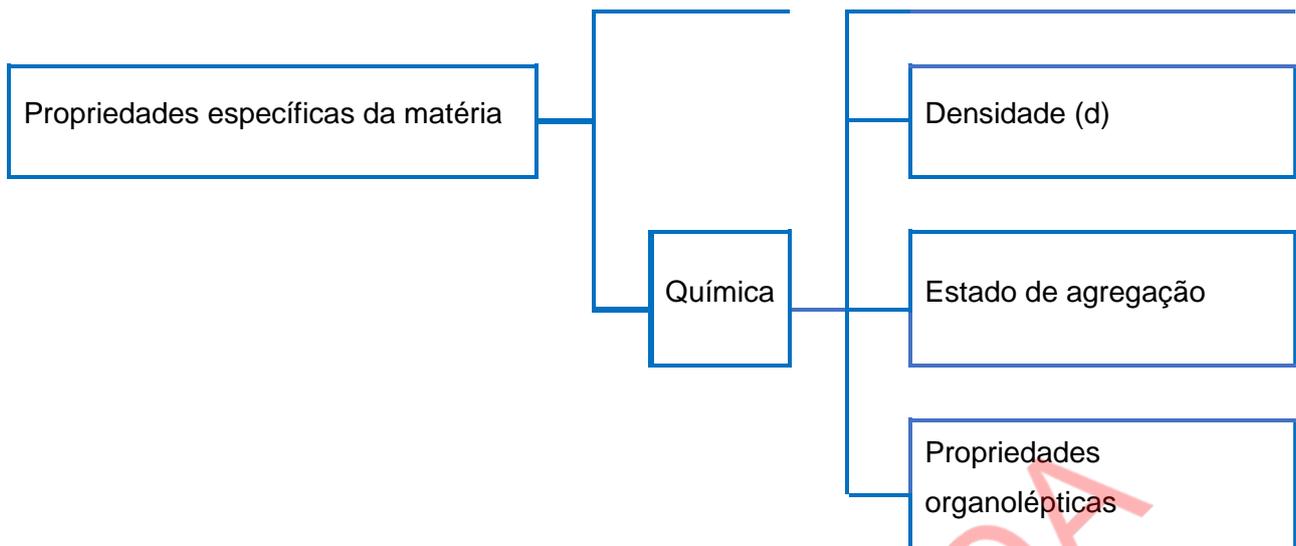
Substâncias compostas são formadas por dois ou mais elementos químicos diferentes. Por exemplo, água e dióxido de carbono.

2.2.2 Propriedades específicas da matéria

As propriedades específicas da matéria são fundamentais para compreendermos sua natureza e comportamento. Essas propriedades são características que diferenciam uma substância de outra e podem ser observadas e medidas.

O esquema abaixo ilustra algumas dessas propriedades e sua importância na caracterização e estudo da matéria:





Ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância passa do estado sólido para o estado líquido. Exemplo: o ponto de fusão da água é de 0 °C.

Ponto de ebulição é a temperatura na qual uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso. Exemplo: o ponto de ebulição da água é de 100 °C.

Densidade é a razão entre a massa dessa substância e o volume por ela ocupada.

Estado de agregação: sólido, líquido e gasoso

Propriedades Organolépticas são aquelas que podem ser percebidas pelos nossos órgãos de sentido como por exemplo a cor, o cheiro, o sabor, etc.

2.3 Misturas

Mistura é uma junção de duas ou mais substâncias diferentes em que cada substância mantém as suas propriedades.

Mistura homogênea é aquela cujos componentes não conseguimos distinguir. Este tipo de mistura é também chamado de solução. Exemplos: refrescos, água açucarada, chá, sumos.

Mistura heterogênea é aquela cujos componentes conseguimos distinguir. Exemplos: areia e água, água e petróleo, açúcar e feijão.

2.3.1 Métodos de separação de misturas homogêneas

Os métodos de separação de misturas homogéneas são: evaporação, cristalização, destilação simples e cromatografia de papel.

Evaporação é o método de separação de misturas homogéneas em que, de forma natural e espontâneo, o líquido se evapora por acção do vento ou do calor do sol. Exemplo: evaporação da água dos rios, lagos e mares. A evaporação ocorre também quando uma mistura homogénea é aquecida até que o líquido se evapore e o sólido se mantém.



Figura 5: Evaporação e cristalização nas salinas para a obtenção do sal de cozinha

Cristalização consiste na formação de cristais após a evaporação do líquido. É o método usado nas salinas para efeito de produção de sal de cozinha. Por acção do sol e do vento, a água evapora e o sal deposita-se em forma de cristais.

Destilação simples baseia-se na diferença de temperaturas de ebulição dos componentes. Consiste em aquecer a mistura até que o componente de menor ponto de ebulição se vaporize primeiro e condense ao passar de um condensador com baixa temperatura sendo recolhido. O componente de maior ponto de ebulição permanece no recipiente de aquecimento.

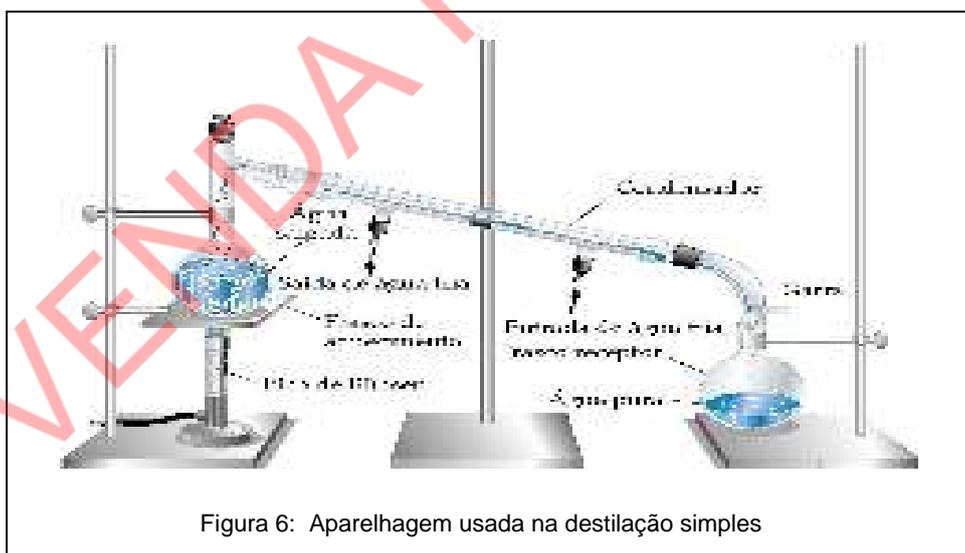


Figura 6: Aparelhagem usada na destilação simples

Por exemplo, o processo de produção caseira de aguardente a partir de fruta ou farelo fermentado usa-se o princípio da destilação simples porém com recurso a equipamento rudimentar.

Cromatografia de papel baseia-se na diferença de mobilidade (velocidade) dos componentes da mistura numa superfície na presença de um solvente determinado. É o método usado na separação dos componentes da tinta.

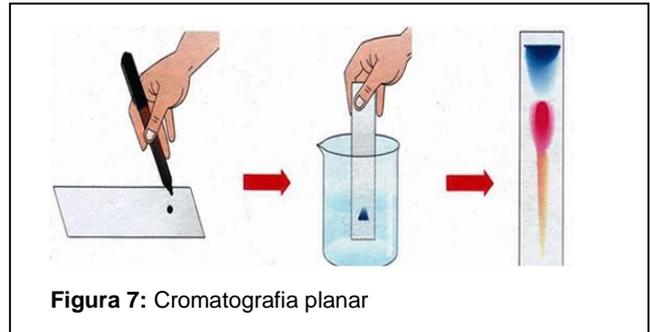


Figura 7: Cromatografia planar

2.3.2 Métodos de separação de misturas heterogéneas

Catação ou triagem é um método no qual se utilizam as mãos ou uma pinça para separar os componentes da mistura.



Figura 8: Catação

Peneiração ou tamisação: Baseia-se na diferença do estado de granulação dos componentes; neste método, agita-se a peneira e o componente de granulação menor atravessa a malha e é recolhido.



Figura 9: Peneiração

Decantação é um método que permite separar componentes que possuem densidades diferentes e que não se misturam. Ao se deixar a mistura repousar o componente mais denso, geralmente o sólido, vai depositar-se por acção da gravidade. Cuidadosamente, verte-se o componente menos denso para outro recipiente.

Tratando-se de uma mistura de dois líquidos que não se misturam (como por exemplo óleo e água), deixa-se a mistura repousar. Cuidadosamente, verte-se o líquido menos denso (neste caso o óleo) para outro recipiente.

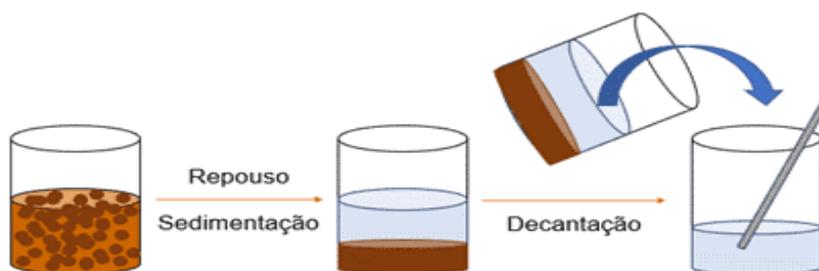


Figura 10: Representação esquemática do processo de decantação.

Filtração baseia-se na diferença de estados físicos ou estado de granulação dos componentes. Neste processo, usa-se um filtro (papel com superfície porosa) através do qual o componente líquido atravessa e o componente sólido fica retido. O líquido assim obtido é recolhido noutro recipiente.

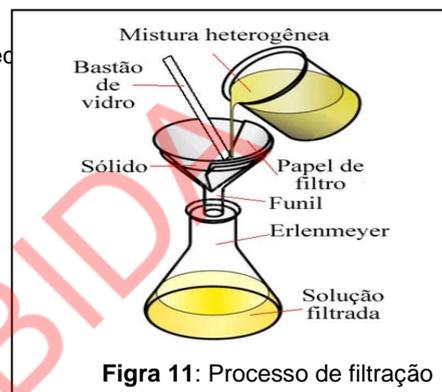


Figura 11: Processo de filtração

Separação magnética é uma técnica utilizada para separar os componentes que podem ser atraídos por ímã, sendo muito usada na indústria siderúrgica para separar o ferro dos outros materiais.



Figura 12: Separação magnética

2.3.3 Importância e aplicação dos métodos de separação de misturas

Os métodos de separação de misturas são amplamente usados no nosso dia-a-dia, por exemplo, coar chá e café, catar feijão, peneirar milho, filtrar água para o consumo, etc.

Na natureza, muitos materiais são encontrados na forma de misturas e, para obter vários produtos, são aplicados diversos métodos de separação de misturas. Esses métodos são usados em diversas áreas, como, por exemplo:

- Produção de medicamentos, alimentos, bebidas, higiene e limpeza;
- Separação da água do mar para obter sal;
- Tratamento da água;
- Colecta e reciclagem de lixo;
- Produção de metais e;
- Análise do sangue em laboratório.

Um dos produtos de grande importância que pode ser obtido a partir da destilação simples é o álcool comum (álcool etílico ou etanol).

O álcool etílico é um dos mais antigos produtos químicos utilizados pelo homem e é amplamente utilizado na indústria, na preparação de tintas, vernizes ou perfumes. O álcool etílico é também usado como combustível para automóveis.

Exercícios de consolidação

1. Matéria é tudo aquilo que existe na natureza, ocupa espaço e tem massa. Assinala com “X” todos os exemplos de **matéria**:

- | | | | |
|-------------|-----|---------------|-----|
| a) Plástico | () | b) Dança | () |
| c) Som | () | d) Carro | () |
| e) Rocha | () | f) Pensamento | () |
| g) Energia | () | h) Árvore | () |
| i) Água | () | j) Animal | () |

2. Propriedades gerais da matéria são aquelas características que qualquer tipo de matéria apresenta. Das afirmações que se seguem, assinala com “V” as verdadeiras e com “F” as falsas.

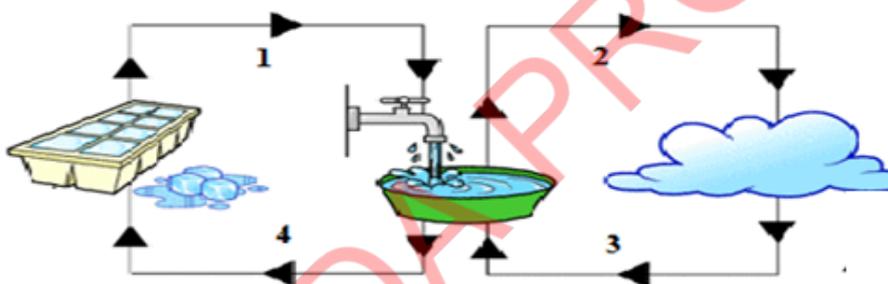
- | | |
|--|-----|
| a) Divisibilidade é a propriedade geral que diz que a matéria pode ser dividida em partes cada vez menores até que se verifique alteração das suas propriedades. | () |
| b) Na elasticidade, a matéria retorna ao volume e à forma iniciais quando a força externa cessa. | () |
| c) Impenetrabilidade diz que dois corpos não podem ocupar, ao mesmo tempo, o mesmo lugar no espaço. | () |

- d) Volume é o espaço ocupado pela matéria. ()
- e) Massa é a quantidade de força que um corpo possui. ()
- f) Na compressibilidade, quando a matéria sofre a acção de uma força, seu volume não altera. ()

3. Das afirmações que se seguem, assinala com “V” as afirmações verdadeiras e com “F” as falsas.

- a) A passagem da matéria do estado líquido ao estado gasoso por fornecimento de calor chama-se condensação. ()
- b) A passagem da matéria do estado sólido para o estado líquido chama-se vaporização. ()
- c) A passagem da matéria do estado gasoso para o estado líquido chama-se condensação. ()
- d) A vaporização é a passagem lenta da matéria do estado líquido ao estado gasoso. ()

4. Faz a legenda sobre as mudanças de estados físicos da matéria.



- 1- _____ . 2- _____ .
3- _____ . 4- _____ .

5. Menciona três propriedades específicas das substâncias.

6. Faz a correspondência entre as colunas **A** (tipo de mistura) e **B** (exemplos de mistura):

A	B
Tipo de mistura	Exemplos de mistura
1. Heterogénea	A. Água açucarada
2. Homogénea	B. Salada de alface, tomate e pepino
	C. Arroz e amendoim
	D. Álcool e água

7. De entre os métodos abaixo, assinala com “X” o único que não é adequado para separar os componentes de misturas homogéneas.

- a) Destilação simples () b) Evaporação ()

c) Catação () d) Cromatografia ()

8. De entre os métodos abaixo, assinala com "X" o único que **não** é usado para separar misturas heterogéneas.

a) Separação magnética () b) Decantação ()

c) Evaporação () d) Filtração ()

9. Explica a importância dos métodos de separação de misturas no teu dia-a-dia.

UNIDADE TEMÁTICA III

ESTRUTURA DA MATÉRIA E REACÇÕES QUÍMICAS

Introdução

Nesta Unidade, vamos abordar a estrutura da matéria, massa atómica e molecular, reacções químicas e cálculos estequiométricos.

3.1 Estrutura da matéria

Imagine que temos um pedaço de papel que pode ser dividido em fragmentos cada vez menores, até atingir um ponto onde a divisão **não** é mais possível por se tratar da **menor unidade da matéria**. Foi seguindo esse raciocínio que os filósofos da Antiguidade chegaram à primeira definição de **átomo**, termo de origem grega que significa **indivisível**.

3.1.1 O átomo

Átomo é a partícula fundamental e básica da constituição da matéria ou, a mais pequena partícula de uma substância que mantém as suas propriedades específicas inalteradas.

O **átomo** é constituído por partículas de menores dimensões (protões, neutrões e electrões). Os **protões** são partículas que apresentam carga eléctrica positiva (p^+), os **neutrões** têm carga neutra (n^0) e os **electrões** apresentam carga eléctrica negativa (e^-).

Número atómico (Z) corresponde à quantidade de protões presentes num átomo.

$$Z = p^+$$

Número de massa (A) corresponde à soma do número de protões e de neutrões presentes no átomo.

$$A = Z + N$$

(N: número de neutrões)

Exemplo: um átomo de sódio contém 11 protões e 12 neutrões. Logo, o seu número de massa é 23.

Num átomo, a quantidade de protões (p^+) é igual à quantidade de electrões (e^-) → o átomo é um sistema electricamente neutro.

$$p^+ = e^-$$

Exemplo de cálculo de número atómico, número de massa e número de partículas

1. Dado um átomo com número atómico igual a 3 e número de neutrões igual 4, calcula o número de massa desse átomo.

Resolução:

$$Z = 3 \text{ (3 protões)}$$

$$N = 4 \text{ (4 neutrões)}$$

$$A = Z + N$$

$$A = 3 + 4$$

$$A = 7$$

Resposta: o número de massa desse átomo é 7.

2. Dado um átomo com 20 electrões e 20 neutrões, calcula o seu número de massa.

Sabe-se que num átomo o número de protões é igual ao número de electrões.

$$p^+ = e^-$$

Resolução:

$$Z = 20 \text{ (20 protões)}$$

$$N = 20 \text{ (20 neutrões)}$$

$$A = Z + N$$

$$A = 20 + 20$$

$$A = 40$$

Resposta: o número de massa desse átomo é 40.

3.1.2 Elemento químico

Elemento químico é o conjunto de átomos com o mesmo número de protões ou o mesmo número atómico (Z).

Exemplos: Hidrogénio, Oxigénio, Sódio, Cloro, Zinco, Nitrogénio, Ferro, Carbono, Alumínio, etc.

O número atómico é característico de cada elemento químico, que é o seu número de identificação.

Cada elemento químico é caracterizado pelo seu **número atómico (Z)**.

Símbolo químico é um sinal químico, isto é, uma representação para indicar os átomos que compõem um elemento químico.

A cada **elemento químico** corresponde um **símbolo** que tem significado universal.

O símbolo químico de um elemento representa **um átomo** desse elemento.

Exemplo: Hidrogénio – **H** ; Carbono – **C** ; Oxigénio – **O**

O símbolo químico de cada elemento é formado pela primeira letra do seu nome (em latim ou grego), escrita em maiúscula. Caso haja mais do que um nome com a mesma letra inicial, junta-se uma segunda, também do nome latino do elemento, mas escrita em letra minúscula.

Exemplos:

Elemento	Bário	Bromo		Carbono	Cálcio		Cloro	Cobre		Flúor	Ferro
Símbolo	Ba	Br		C	Ca		Cl	Cu		F	Fe

Tabela 1: Alguns exemplos de símbolos químicos dos elementos

Classificação dos elementos químicos

Os elementos químicos classificam-se em dois grupos: metais e não-metais ou ametais.

Exemplos de metais: Lítio (Li), Sódio (Na), Potássio (K), Magnésio (Mg), Cálcio (Ca), Bário (Ba), Alumínio (Al), Ferro (Fe).

Exemplos de não-metais: Nitrogénio (N), Oxigénio (O), Flúor (F), Fósforo (P), Enxofre (S), Cloro, (Cl), Carbono (C), Bromo (Br), Iodo (I).

3.1.3 Propriedades das substâncias metálicas

Os metais apresentam as seguintes propriedades:

- ✓ **Estado físico:** à temperatura ambiente, todos os metais são sólidos, excepto o mercúrio que é líquido;
- ✓ **Cor:** em geral, os metais são branco-acinzentados, variando a tonalidade de uns para os outros, com algumas excepções, como por exemplo: ouro (amarelo) e cobre (vermelho);
- ✓ **Brilho:** os metais apresentam um brilho metálico característico;
- ✓ **Condutibilidade:** os metais são de um modo geral bons condutores de electricidade e calor. Os melhores condutores são prata, cobre e alumínio;
- ✓ **Densidade:** quase todos os metais são mais densos do que a água;
- ✓ **Maleabilidade** e ductibilidade: todos os metais podem ser reduzidos a lâminas e fios finos.

3.1.4 Propriedades das substâncias ametálicas

Os ametais apresentam propriedades opostas às dos metais:

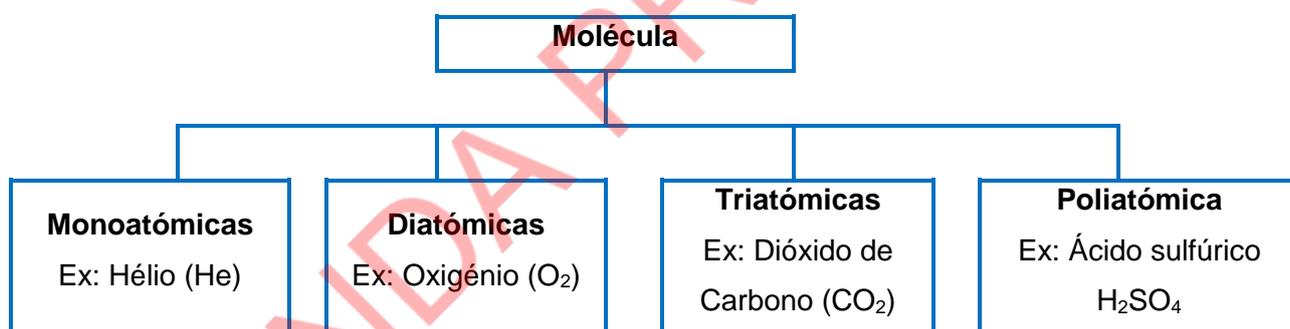
- ✓ O estado físico varia, pois existem ametais gasosos, sólidos, sendo que o Bromo é o único ametal líquido.
- ✓ Não apresentam brilho metálico, à exceção do iodo e do carbono (sob a forma de grafite), que apresentam brilho característico.
- ✓ São leves.
- ✓ Não são bons condutores de calor nem de electricidade, mas a grafite é boa condutora de electricidade.
- ✓ Não são maleáveis nem dúcteis.

3.2 Molécula

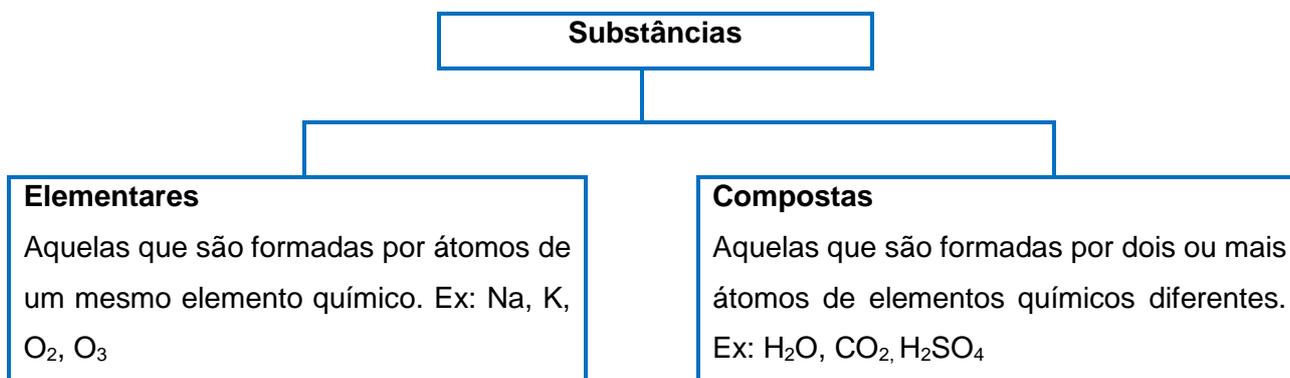
Molécula é o conjunto de átomos quimicamente ligados entre si; ou é a menor porção de uma substância que pode existir livremente, mantendo todas as propriedades dessa substância.

Os átomos, na molécula, podem ser iguais ou diferentes,

Classificação da molécula quanto ao número de átomos



3.2.1 Classificação das substâncias



3.2.2 Fórmulas químicas

Fórmula química é uma representação das moléculas através de símbolos químicos, números e traços. Ex.: K, O₂, H₂O, CO₂.

3.2.3 Valência

A **valência** de um elemento é o valor que indica a capacidade de combinação desse elemento com outros para formar moléculas ou compostos.

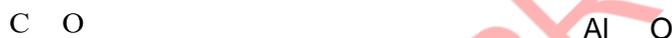
As valências são representadas em numeração romana.

Elemento químico	Valência
H, Na, K, Li, Ag, Cl, Br, F, I	I
Ca, Mg, Ba, Zn, Cu, O	II
B, Al, Fe	III
C, Pb	IV

Tabela 2: Valência de alguns elementos químicos

Montagem de fórmula química de uma molécula

Passo 1: Escrevem-se os símbolos dos átomos dos elementos que constituem a molécula.



Passo 2: Coloca-se por cima de cada símbolo a valência de cada elemento.



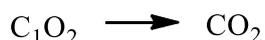
Passo 3: Faz-se a troca de valência dos elementos e escrevem-se os valores numéricos à direita de cada símbolo, ligeiramente abaixo dos mesmos. Os valores numéricos em causa são chamados de **índice**.



Passo 4: Quando uma substância é formada por elementos que apresentam valências que são divisores entre si, dividem-se os valores representados pelo máximo divisor comum (m.d.c.) do índice'.



Quando o índice é um, omite-se, isto é, não se coloca na fórmula química.



A fórmula química de qualquer substância tem dois significados:

Significado qualitativo – indica-nos ou permite-nos identificar os elementos que constituem a molécula.

Significado quantitativo – indica a **proporção de combinação dos átomos**, isto é, o número de átomos de cada elemento que constitui a molécula.

Exemplo: H₂O

- Significado qualitativo: temos dois elementos: Hidrogénio e Oxigénio
- Significado quantitativo: temos dois átomos do elemento Hidrogénio e um átomo do elemento Oxigénio

3.3 Massa atómica e molecular

3.3.1 Massa atómica relativa (A_r)

Massa atómica relativa (A_r) é o valor que indica o número de vezes que a massa do átomo em causa é maior do que 1/12 da massa do átomo de carbono.

A massa atómica relativa **não tem unidades**. Simbolicamente é representada por A_r .

Exemplo: $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{Na}) = 23$; $A_r(\text{Fe}) = 56$; $A_r(\text{Ca}) = 40$; $A_r(\text{S}) = 32$.

3.3.2 Massa atómica absoluta (M_a)

Massa atómica absoluta (m_a) é a massa de um átomo expressa em unidade de massa atómica (u.m.a), ou é o valor que indica o número de vezes que determinado átomo é maior do que o padrão, expresso em unidades de massa atómica.

Exemplo: $m_a(\text{O}) = 16$ u.m.a; $m_a(\text{Na}) = 23$ u.m.a; $m_a(\text{Fe}) = 56$ u.m.a; $m_a(\text{Ca}) = 40$ u.m.a.

A massa atómica absoluta (m_a) é numericamente igual à massa atómica relativa (A_r).

3.3.3 Massa molecular relativa (M_r)

A **massa molecular relativa (M_r)** é um valor numérico que indica o número de vezes que a molécula é mais pesada que 1/12 do átomo de carbono-12.

A massa molecular relativa **não tem unidades**. Simbolicamente, é representada por M_r .

Vejamos, então, como se determina a massa de uma molécula.

Cálculo de massa molecular relativa (M_r)

Exemplo 1: Calcular a massa molecular relativa de oxigénio.

$$M_r(\text{O}_2) = A_r(\text{O}) + A_r(\text{O}) = 2 A_r(\text{O}) = 2 \times 16 = 32$$

Exemplo 2: Calcular a massa molecular relativa de água.

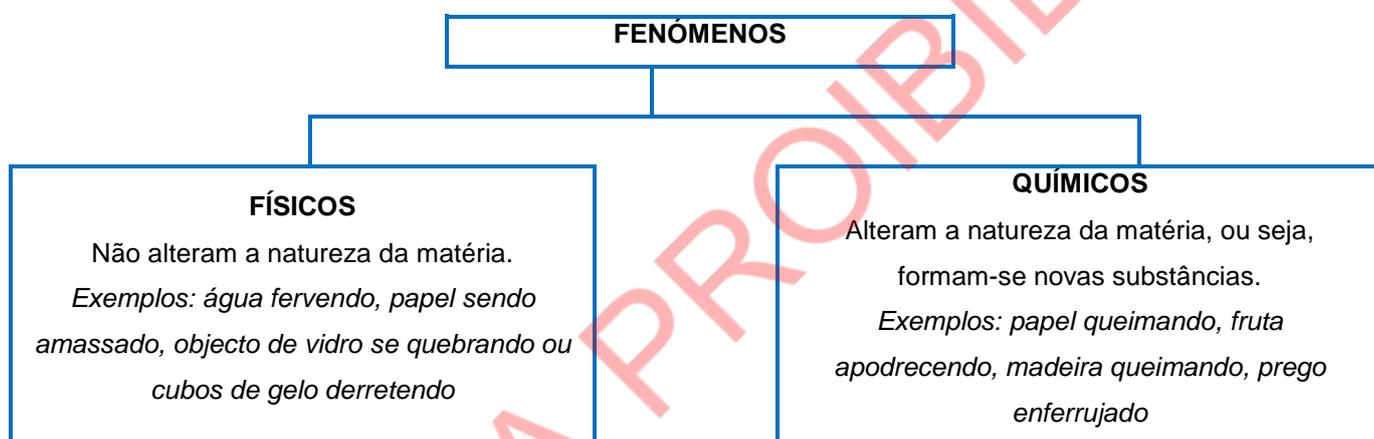
$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$$

A **massa molecular absoluta (M_m)** é numericamente igual à massa molecular relativa e é expressa em unidade de massa atômica (u.m.a).

Exemplos: $M_m(\text{O}_2) = 32$ u.m.a; $M_m(\text{H}_2\text{O}) = 18$ u.m.a

3. 4 Reacções químicas

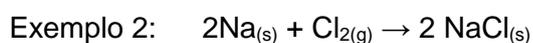
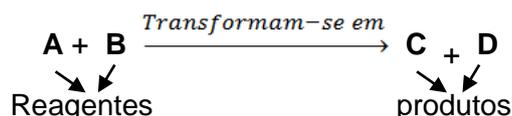
3.4.1 Fenómenos físicos e químicos



Reacção química é um fenómeno químico em que as substâncias iniciais se transformam em novas substâncias, com novas propriedades (ou características).

Equação química é a representação gráfica de uma reacção química através de símbolos e fórmulas químicas onde se colocam reagentes e produtos separados por uma seta. À esquerda da seta ficam os reagentes e à direita os produtos. A seta indica a transformação das substâncias.

Equação química: Reagentes $\xrightarrow{\text{Transformam-se em}}$ Produtos.



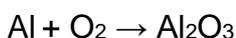
3.4.2 Lei de conservação de massa – Lei de Lavoisier

"Num sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos."

3.4.3 Acerto de equações químicas pelo método das tentativas

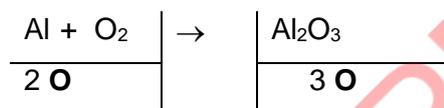
O acerto de uma equação pelo método das tentativas segue os seguintes passos:

1º: Escrevem-se as fórmulas químicas dos reagentes e dos produtos das substâncias que participam na reacção química.

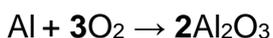


2º: Conta-se o número de átomos de cada elemento, nos reagentes e nos produtos.

N.B.: começa-se a contagem dos átomos que possuem maior índice e que aparecem apenas numa substância de cada lado.



Acha-se menor múltiplo comum (m.m.c.) de 2 e 3 que é igual a 6. Depois divide-se o m.m.c. pelos números de átomos, colocando à frente de cada substância que contém tais átomos.



Assim, o oxigénio já está acertado.

3º Em seguida, acerta-se o número de átomos do Alumínio, colocando o coeficiente 4 à esquerda do Alumínio.

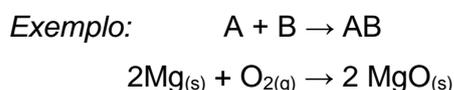


Desta forma, a equação está acertada.

3.4.4 Tipos de reacções químicas

Quanto ao número de participantes:

Reacção de síntese (combinação ou adição) é a reacção em que duas ou mais substâncias simples ou compostas se combinam formando uma única.

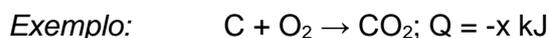


Reacção de decomposição (análise) é a reacção em que uma substância composta se decompõe noutras substâncias elementares ou compostas.

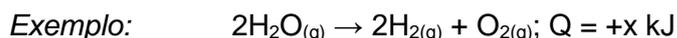


Quanto ao aspecto energético:

Reacção exotérmica: há libertação de calor.



Reacção endotérmica: há absorção de calor.



Reacção redox: é aquela em que ocorre com perda e ganho de oxigénio, simultaneamente.

3.5 Cálculos químicos

3.5.1 Estequiometria

Estequiometria é o ramo ou área da Química que trata dos cálculos numéricos aplicados às reacções químicas.

3.5.2 Composição percentual das substâncias

Tendo a fórmula química de uma substância, podemos conhecer a percentagem de cada elemento na substância. Para isso, basta determinar:

- A massa molecular relativa da substância;
- A massa de todos os átomos de cada elemento que constitui a substância;
- A percentagem de cada elemento, com base na regra de três simples.

Exemplo:

Qual é a composição percentual do dióxido de Carbono (CO_2)?

Dados:

$$\%C = ?$$

$$\%O = ?$$

$$Ar(C) = 12$$

$$Ar(O) = 16$$

Determinação da massa molecular do CO_2

$$Mr(CO_2) = Ar(C) + 2xAr(O)$$

$$Mr(CO_2) = 12 + 2 \times 16$$

$$Mr(CO_2) = 12 + 32$$

$$Mr(\text{CO}_2) = 44$$

No composto CO_2 existe um átomo de Carbono e dois átomos de Oxigênio. A massa do elemento Carbono é a massa de 1 átomo de C.

$$m(\text{C}) = 1 \times Ar(\text{C})$$

$$m(\text{C}) = 1 \times 12$$

$$m(\text{C}) = 12 \text{ g}$$

A massa do elemento oxigênio é a massa de 2 átomos de O.

$$m(\text{O}) = 2 \times Ar(\text{O})$$

$$m(\text{O}) = 2 \times 16$$

$$m(\text{O}) = 32 \text{ g}$$

Determinação percentual de cada elemento

$$44 \text{ g (CO}_2) \text{ ----- } 100\%$$

$$12 \text{ g (C) ----- } X$$

$$X = \frac{12 \text{ g} \times 100\%}{44 \text{ g}} \leftrightarrow x = 27,3\%$$

$$\%C = 27,3\%$$

$$44 \text{ g (CO}_2) \text{ ----- } 100\%$$

$$32 \text{ g (O) ----- } X$$

$$X = \frac{32 \text{ g} \times 100\%}{44 \text{ g}} \leftrightarrow x = 72,7\%$$

$$\%O = 72,7\%$$

Resposta: A composição percentual do dióxido de Carbono é de 27,3% de Carbono e de 72,7% de Oxigênio.

Quantidade de uma substância (n)

A **mole** é a unidade da quantidade de uma substância.

O valor $6,02 \times 10^{23}$ indica a quantidade de partículas existente numa mole de qualquer substância.

Constante de Avogadro ou **Número de Avogadro** (N_A): $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ partículas/mole

3.5.3 Relação entre a quantidade de substância (n) e o número de partículas (N)

1 mole de qualquer substância contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas

Para conhecer o número de partículas existente em qualquer número de moles, pode-se aplicar a **regra de três simples** como exemplo:

1 mol contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas

2 mol contém x partículas

$$\rightarrow x = \frac{2 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ parti.}}{1 \text{ mol}} = 12,04 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Ou pela fórmula:

$$N = n \times 6,02 \times 10^{23} \text{ (partículas)}$$

Massa molar de uma substância (M) é a massa de uma mole dessa substância ou é o quociente da massa (m) da substância pelo respectivo número de moles (n).

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

Onde: M – massa molar (unidade: g/mol);

m – massa da substância (unidade: g);

n – quantidade da substância (número de moles) (unidade: mol).

Nota:

Para um átomo, o valor numérico da sua massa molar é igual ao da respectiva massa atômica relativa, e expressa-se em g/mol.

Para uma molécula, o valor da sua massa molar é igual à massa molecular relativa dessa substância, e é dada em g/mol.

Relação entre o número de partículas, a quantidade de substância e a massa:

1 mol de uma substância contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas e equivale à massa molar.

Exercícios de consolidação

1. Completa os espaços das frases que se seguem:

- a) O _____ é a partícula mais pequena e fundamental da matéria. Ele é constituído por partículas positivas chamadas _____ e partículas negativas chamadas _____ .
Os _____ têm carga neutra.

b) Átomo é identificado pelo _____ que representa a quantidade de prótons que ele possui. O _____ é a soma do número de prótons e neutrões presentes no átomo.

2. Assinala com um X a representação certa do símbolo do **Cloro**:

- a) **C** b) **CO** c) **CL** d) **Cl**

3. Escreve os nomes dos elementos representados pelos seguintes símbolos:

- a) Ag..... b) C c) Ca d) N.....
 e) Fe f) Si g) Na..... h) Mg
 i) O j) Al k) Au l) H

4. Completa a tabela seguinte:

	Elemento Químico	Símbolo	N.º de massa (A)	N.º atómico (Z)	Electrões (e ⁻)	Prótons (p ⁺)	Neutrões (N)
a)	Oxigénio		16			8	
b)	Alumínio			13			14
c)		Ca			20		20
d)		H	1			1	
e)	Sódio			11	11		12
f)		N	14		7	7	
g)	Magnésio			12			12
h)	Lítio		7			3	
i)		K			19		20

5. Dados os elementos abaixo, identifica os metais e não-metais.

	Elemento	Metal / não-metal		Elemento	Metal / não-metal		Elemento	Metal / não-metal
a)	Alumínio		b)	Ferro		c)	Oxigénio	
d)	Sódio		e)	Iodo		f)	Potássio	
g)	Cloro		h)	Ouro		i)	Carbono	

6. Completa a seguinte tabela:

	Nome	Fórmula química	Tipo de substância (Simples / Composta)
a)	Hidrogénio	H ₂	
b)	Ozono	O ₃	
c)	Amoníaco	NH ₃	

d)	Peróxido de hidrogénio	H ₂ O ₂	
e)	Flúor	F ₂	
f)	Cloreto de sódio	NaCl	
g)	Zinco	Zn	
h)	Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	

7. Dadas as valências dos elementos químicos, completa no quadro abaixo as fórmulas químicas dos compostos formados a partir desses elementos.

Elementos químicos	Cu O	P O	Ca O	N H	C H	H O	Al O	Na Cl
Valências	I II	V II	II II	III I	IV I	I II	III II	I I
Fórmula química do composto								

8. Dadas as massas atômicas relativas, calcula a massa molecular relativa das seguintes substâncias.

$A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{Al}) = 27$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{Na}) = 23$; $A_r(\text{S}) = 32$.

- | | |
|-----------------------------------|--|
| a) H ₂ | e) HCl |
| b) O ₃ | f) NaOH |
| c) CO ₂ | g) Na ₂ SO ₄ |
| d) Al ₂ O ₃ | h) Al ₂ (SO ₄) ₃ |

9. Completa e acerta as equações químicas seguintes, usando o método de tentativas.

- a) $\text{Ca}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)}$
b) $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{HCl}_{(g)}$
c) $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \text{O}_{2(g)}$
d) $\text{Fe}_{(s)} + \underline{\hspace{2cm}} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$

10. Dadas as seguintes equações químicas, identifica as reações de combinação e as de decomposição.

- a) $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
b) $\text{NH}_4\text{NO}_{2(s)} \rightarrow \text{N}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
c) $\text{Zn}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{ZnO}_{(g)}$
d) $2\text{KClO}_{3(s)} \rightarrow 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$

11. Calcula a composição percentual do ácido sulfúrico (H₂SO₄), sabendo que as massas atômicas relativas são: $A_r(\text{H}) = 1$, $A_r(\text{O}) = 16$, $A_r(\text{S}) = 32$.

12. Dadas as massas atômicas relativas de Hidrogénio e Oxigénio: Ar(H)= 1, Ar (O)= 16, calcule a massa de água ($2\text{H}_2\text{O}$) correspondente a 3 moles.

UNIDADE TEMÁTICA IV

ÁGUA

Nesta unidade, vamos falar sobre a água, o hidrogénio, o oxigénio e as reacções redox.

4.1 Água

A **Água** é a substância mais abundante da natureza e ocorre nos três estados físicos, nomeadamente: sólido, líquido e gasoso.

A água existe em praticamente toda a parte do planeta: na atmosfera, na superfície dos continentes, nos mares e oceanos, no subsolo e encontra-se em permanente circulação, passando de um estado físico para o outro.

A água é essencial para a existência e sustento dos seres vivos, sendo o componente predominante em suas estruturas. Sua importância é tão fundamental que é possível afirmar que sem ela, a vida como a conhecemos não seria viável.

4.1.1 Qualidade da água

A qualidade da água tem sido um problema global, uma vez que a água é um recurso vital que se encontra ameaçado, devido ao crescimento exponencial da população humana. As diversas práticas humanas têm levado a uma deterioração da qualidade e da quantidade de água. A água deve ter uma qualidade suficiente para a saúde e o bem-estar dos seres humanos e dos ecossistemas, influenciando o desenvolvimento social e económico.

Na natureza, a qualidade da água é variável. Assim, podemos encontrar os seguintes tipos de água:

Água potável – é própria para beber, ou seja, não tem microrganismos patogénicos e é incolor, inodora e insípida.

Água salobra – não é adequada para consumo nem para fins agrícolas ou industriais, pois, contém uma elevada quantidade de substâncias dissolvidas (sais de cálcio e magnésio).

Água mineral é rica em minerais e não tem bactérias. Ela contém pequenas quantidades de sais minerais que fazem bem ao organismo.

As águas minerais podem ser chamadas **frias** ou **termais**.

Águas frias são aquelas que brotam das nascentes a temperaturas inferiores a 25°C.

Águas termais são aquelas que brotam das nascentes a temperaturas superiores a 25°C. Essa temperatura, em certos casos, pode chegar até aos 98 °C.

4.1.2 Poluição e agentes poluentes da água

O crescimento económico e social e o desenvolvimento das actividades urbanas e industriais são responsáveis pelos problemas relacionados à qualidade da água. De forma geral, as fontes de poluição da água são esgotos domésticos, derrames industriais e drenagem de áreas urbanas. Cada fonte de poluição tem as suas próprias características e implicações na qualidade da água.

A poluição das águas é um problema sócio-ambiental de elevada gravidade, pois, apesar de a água ser um recurso natural renovável, ela pode tornar-se cada vez mais escassa, devido ao fenómeno de poluição que a torna imprópria para o consumo e diversas outras aplicações.

A principal causa da poluição das águas é o crescimento acelerado das actividades económicas, sobretudo nas grandes cidades, com o aumento da deposição inadequada de resíduos provenientes do sistema de esgoto. Outra causa é o destino incorrecto dos resíduos sólidos por parte da população que atira objectos para os cursos de água por falta de consciência ambiental.

No meio rural, o mesmo fenómeno acontece devido ao uso inadequado de produtos químicos que contaminam os recursos hídricos.

Nos mares e oceanos, também há muita poluição gerada tanto pelo destino inadequado dos resíduos sólidos, em práticas turísticas e de lazer, nos ambientes litorais, como pelo derramamento de petróleo que é de difícil controlo.

As consequências da poluição das águas são diversas. A primeira, como já dissemos, é a perda dos recursos hídricos para o consumo. Além disso, é importante referir que esses locais são o habitat de várias espécies, algumas delas em risco de extinção.

Os agentes poluentes da água podem ser classificados como:

Agentes químicos

São **substâncias químicas** que poluem a água, como por exemplo: adubos, pesticidas, combustíveis, águas residuais das descargas das fábricas, etc.

Agentes Físicos

Os agentes físicos podem ser: radioactividade, calor, modificação do sistema terrestre através de movimentação de terras ou similares.

Agentes Biológicos

São **microrganismos patogénicos** que poluem a água. Esses microorganismos provêm de animais e plantas mortos, decompostos, e arrastados pela água. Além disso, a água também é poluída pelos excrementos de animais, pelos resíduos sólidos, pelas águas de esgotos que chegam aos mares, rios e lagos, contribuindo negativamente na qualidade da água para o consumo.

Principais causas da poluição das águas

A poluição dos rios, lagos e oceanos é causada principalmente pela contaminação por poluentes da rede de esgotos. O ser humano tem causado todo este prejuízo à natureza, através de resíduos sólidos, produtos químicos industriais e resíduos de mineração sem o devido controlo. Por exemplo, a actividade de garimpo em Moçambique, nas províncias de Manica, Nampula e Cabo delgado, tem contribuído para a poluição da água dos rios.

A figura que se segue mostra a poluição da água do rio, devido à deposição inadequada de resíduos.

Figura 13: Poluição da água



4.1.3 Tratamento e conservação da água

A água para o consumo humano deve ser isenta de contaminantes que possam comprometer a saúde do consumidor. Para melhorar a qualidade da água consumida, a população tem recorrido aos métodos de fervura, desinfecção com cloro e javel. Também se utilizam filtros domésticos encontrados no comércio.

O cloro é usado no tratamento da água de abastecimento público para vários propósitos, como desinfecção, controle de sabor, odor e remoção da cor.

4.1.4 Composição química da água

A água é uma substância composta formada por dois elementos, o hidrogénio (H) e o oxigénio (O).

Fórmula molecular: H_2O

4.2 Água como solvente

A água é capaz de dissolver outras substâncias que se misturam com ela, formando soluções. Isso faz com que, na natureza, a água não se encontre na sua forma pura. A água da chuva, por exemplo, ao cair, carrega consigo as impurezas do ar que se dissolvem nela.

Devido à sua estrutura, a água apresenta uma propriedade muito importante, que é a sua capacidade de dissolver inúmeras substâncias. Por isso, a água é considerada um solvente universal.

A água é capaz de dissolver vários minerais, vitaminas, aminoácidos, entre outras moléculas, deixando-as disponíveis para a célula. No organismo humano, os produtos descartados pelas células são dissolvidos em água e são eliminados.

Nos vegetais, os sais minerais absorvidos pela raiz são levados, dissolvidos em água, para toda a planta por meio dos vasos condutores. O açúcar produzido pelo vegetal por intermédio da fotossíntese também se move pelo corpo da planta em virtude dessa mesma capacidade da água de dissolver substâncias.

Alguns conceitos importantes relacionados com água como solvente:

Solubilidade da substância é a capacidade que uma substância tem de se dissolver noutra a uma determinada temperatura.

Dissolução ocorre quando o solvente envolve as partículas do soluto dispersando-as no meio do solvente.

Solução é uma mistura homogénea constituída por um solvente e um soluto.

Solvente é a substância que é capaz de dissolver o soluto. Por exemplo a água é solvente e o sal e o açúcar são solutos.

Soluto é a substância que se dissolve em água formando uma solução ou mistura homogénea, por exemplo, o sal de cozinha, o açúcar, etc.

Diluição consiste em adicionar solvente a uma solução, sem modificar a quantidade de soluto.

Substâncias solúveis são aquelas que se dissolvem no solvente.

Substâncias não solúveis ou insolúveis são aquelas que não se dissolvem no soluto. Por exemplo, óleo e gasolina não se dissolvem em água.

4.2.1 Classificação das soluções quanto à concentração

Solução diluída é aquela que apresenta pequenas quantidades de soluto para grandes quantidades de solvente.

Solução saturada é aquela em que o soluto apresenta a quantidade máxima capaz de se dissolver naquela quantidade de solvente, ou seja, quando o solvente já dissolveu toda quantidade possível de soluto e qualquer adição de soluto não vai ser dissolvida.

Solução supersaturada é aquela em que a quantidade de soluto é maior do que a da solução saturada.

4.2.2 Concentração molar e percentual de uma solução

Concentração molar é a quantidade do soluto, em moles, dissolvida em cada litro (ou decímetro cúbico) de solução, ou seja, é o quociente do número de moles dissolvidos num litro de solução.

$$C = \frac{n}{V} \text{ ou } M = \frac{n}{V}$$

Onde: C - concentração molar da solução (mol/l ou M);

n - número de moles do soluto (mol);

V - volume total da solução (l).

A concentração molar exprime-se em mol/l mas esta unidade é muitas vezes abreviada e escreve-se simplesmente **M**.

Concentração percentual

É a concentração expressa pela relação das massas do soluto e do solvente dada em percentagem.

$$C\% = \frac{m_1}{m} \times 100$$

Onde:

C%- concentração percentual

m₁- massa de soluto

m- massa da solução

$$m(\text{solução}) = m(\text{solute}) + m(\text{solvente}) = m_1 + m_2$$

Exemplo de cálculos de concentração molar e percentual

1. Calcula a molaridade de uma solução que contém 147 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) em 750 cm^3 de solução. (Dados: H=1; S=32; O=16)

Dados:

$$V = 750 \text{ cm}^3$$

$$m_1 = 147 \text{ g}$$

$$C = ?$$

Resolução:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ (g/mol)}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{147 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$\text{Temos: } V_{(\text{solução})} = 750 \text{ cm}^3 = 750 \text{ ml} = 0,75 \text{ l}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{1,5 \text{ mol}}{0,75 \text{ l}} = 2 \text{ mol/l}$$

Resposta: A molaridade da solução do ácido sulfúrico é de 2 mol/l.

2. Qual é a massa de solvente necessária para a preparação de uma solução 10%, quando se usa 15 g de soluto?

Resolução:

Dados:

$$C\% = 10\%$$

$$m_1 = 15 \text{ g}$$

$$m_2 = ?$$

$$\text{Temos: } C\% = \frac{m_1}{m} \times 100$$

$$\text{Então, a massa da solução será: } m = \frac{m_1 \times 100\%}{C\%} = \frac{15 \text{ g} \times 100\%}{10\%} = 150 \text{ g}$$

Mas a massa da solução é resultado do somatório das massas do soluto e do solvente:

$$m = m_1 + m_2$$

$$\rightarrow m_2 = m - m_1 = 150 \text{ g} - 15 \text{ g} = 135 \text{ g}$$

Resposta: A massa de solvente necessária é de 135 g

4.3 Hidrogénio

4.3.1 História da descoberta

O hidrogénio foi descoberto no Século XVI por um cientista chamado Paracelso, médico de origem alemã. Entretanto, foi o cientista inglês Henry Cavendish, em 1776, que isolou o Hidrogénio ao estudar o ar.

O nome de hidrogénio foi atribuído pelo cientista francês Antoine Lavoisier, no ano de 1783, quando obteve pela primeira vez o hidrogénio a partir da água, e demonstrou que a água é composta por hidrogénio e oxigénio. O nome hidrogénio significa gerador de água (hidro = água) (génio = gerador)

4.3.2 Ocorrência do hidrogénio na natureza

O hidrogénio pode ser encontrado no estado livre, sob forma de moléculas diatómicas e no estado combinado, por exemplo, na molécula de água. Pode ser encontrado em minerais, nos oceanos e em todos os organismos vivos.

A menor presença do hidrogénio na terra é resultado da sua volatilidade durante a formação do planeta. Assim sendo, o hidrogénio desprende-se juntamente com outros gases durante as erupções vulcânicas, bem como dos poços durante a exploração do petróleo. O sol e as estrelas são formados por hidrogénio puro. O hidrogénio também faz parte de todos os organismos vivos.

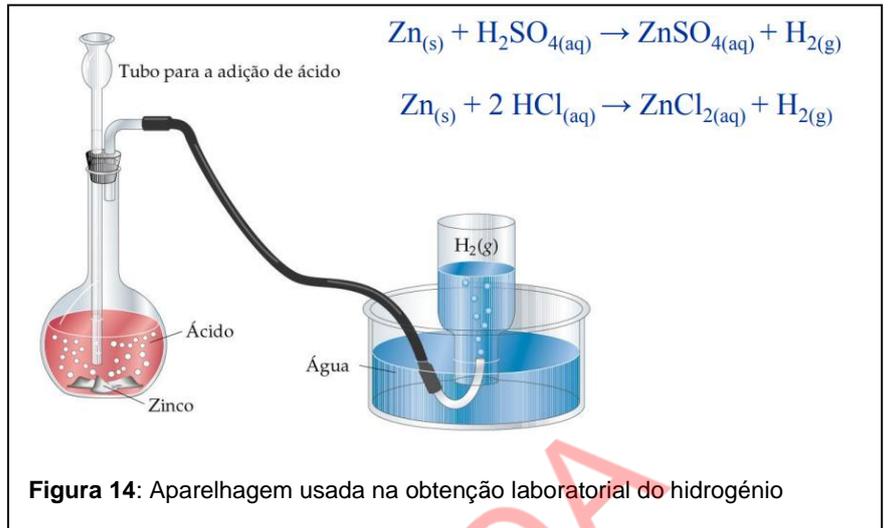
O hidrogénio ocorre na natureza na forma livre, sob a forma de moléculas diatómicas (H_2).

4.3.3 Obtenção laboratorial do hidrogénio

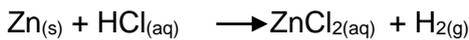
No laboratório, o hidrogénio é preparado a partir da reacção entre Zinco (Zn) metálico e ácido clorídrico diluído (HCl) ou ácido sulfúrico diluído (H_2SO_4).

Na reacção química entre o Zinco e o ácido clorídrico, liberta-se o gás Hidrogénio e forma-se uma solução incolor do sal, cloreto de zinco que permanece no balão volumétrico.

Quando se goteja o ácido sobre o metal, observa-se um efervescer do ácido na superfície do metal. A reacção é espontânea e muito viva. Ocorre a libertação do gás hidrogénio que passa através do tubo abdutor e é recolhido no frasco de vidro pela substituição da água nesse frasco. O aquecimento que se pode sentir no balão volumétrico mostra que é uma reacção química que liberta calor no seu decurso.



A equação química é a seguinte:



O hidrogénio recolhido é identificado a partir da prova de combustibilidade.

4.3.4 Obtenção industrial do hidrogénio

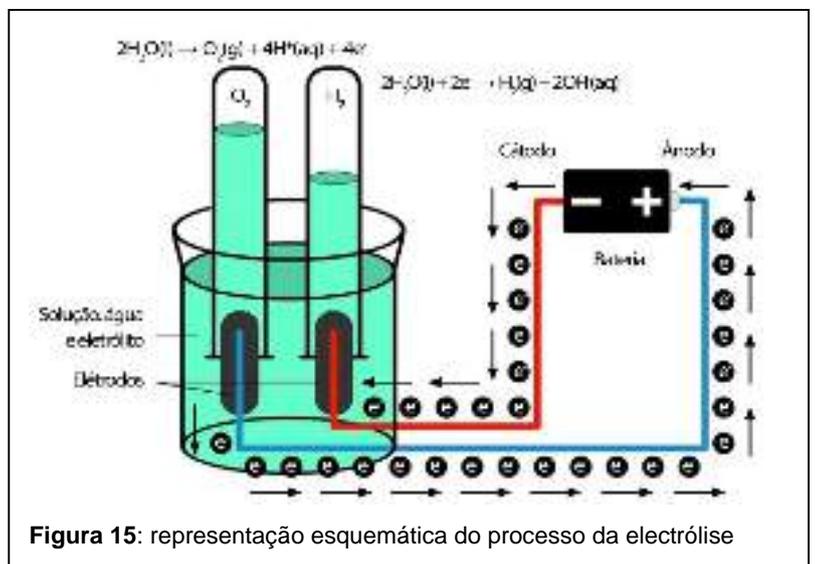
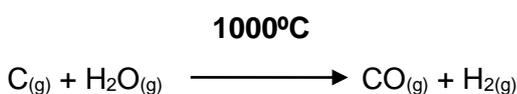
A partir da água obtém-se o hidrogénio por electrólise.

Electrólise é um processo de decomposição de uma solução pela passagem da corrente eléctrica.

Equação química da electrólise



O hidrogénio pode ser obtido, ao fazer passar vapor de água sobre o carvão aquecido:



4.3.5 Propriedades físicas e químicas e aplicação do hidrogénio

Propriedades físicas do hidrogénio

É um gás incolor (não tem cor), inodoro (não tem cheiro), insípido (não tem sabor);

É menos denso do que o ar;

É muito pouco solúvel em água e é incomburente (não alimenta as combustões);

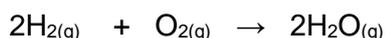
Apresenta o ponto de fusão a $-259\text{ }^{\circ}\text{C}$ e o ponto de ebulição a $-2800\text{ }^{\circ}\text{C}$;

É um gás combustível.

Propriedades químicas do hidrogénio

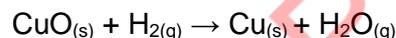
Reacção do hidrogénio com o oxigénio

O hidrogénio reage com o oxigénio, a alta temperatura, formando água.



Reacção do hidrogénio com óxidos metálicos

O hidrogénio por ser redutor, reage com os óxidos metálicos reduzindo-os



Aplicação do hidrogénio

- É usado como combustível nos motores de aviões e automóveis.
- É usado no maçarico para soldadura de metais.
- É usado na indústria metalúrgica na produção dos metais a partir dos seus óxidos na produção de amoníaco.
- É usado na produção de margarina.
- É usado na produção de álcool.

Experiência da obtenção laboratorial do hidrogénio

Material

- Tina hidropneumática
- Tubo abdutor
- Espátula
- Kitasato
- Solução de ácido clorídrico
- Suporte com garras
- Tubos de ensaio

- Rolhas (2)
- Zinco (granulado)

Procedimento

Parte 1

1. Coloca-se metade de uma espátula de zinco no kitasato.
2. Faz-se a montagem da aparelhagem conforme mostra a figura 14 (página 37).
3. Deita-se gota-a-gota a solução de ácido clorídrico.

O que se observa?

No kitasato observa-se uma efervescência (espécie de fervura). As paredes do kitasato aquecem e desprende-se um gás que vai borbulhar na tina hidropneumática (tina com água) e o zinco “desaparece” no kitasato, ficando uma solução incolor.

Parte 2

1. Pega-se num tubo de ensaio cheio de água e coloca-se na posição invertida na tina hidropneumática.
2. Passado algum tempo (cerca de 3 minutos), retira-se o tubo de ensaio, mantendo-o de boca virada para baixo e tapa-se com uma rolha.

O que observaste?

As bolhas de gás que borbulhavam na tina são recolhidas no tubo de ensaio invertido. A água sai do tubo de ensaio, ficando em seu lugar o gás.

Conclusão

Ocorreu uma reacção química entre o zinco e ácido clorídrico. O gás libertado é o hidrogénio e a solução incolor que permaneceu no Kitassato é o sal, o cloreto de zinco.

O aquecimento do Kitassato mostra que é uma reacção química que liberta calor no seu decurso.

O gás hidrogénio, por ser mais leve que o ar, substituiu a água do tubo de ensaio de recolha.

4.4 Oxigénio

4.4.1 História da descoberta do oxigénio

O oxigénio foi descoberto, em 1772, pelo químico sueco Carl W. Scheel e de forma independente. O químico inglês Joseph Priestley também descobriu o oxigénio por aquecimento do óxido de mercurio (II).

Alguns anos depois, Lavoisier provou que o oxigênio é uma substância simples existente no ar atmosférico. Foi também o Lavoisier quem deu o nome ao oxigênio, que significa gerador **de ácidos**.

4.4.2 Ocorrência do oxigênio na natureza

O oxigênio é uma substância muito importante para a vida de todos os seres vivos e é o elemento químico mais abundante na natureza.

Ele é encontrado na natureza tanto na forma livre como na forma combinada.

Na **forma livre**, o oxigênio está presente na atmosfera sob a forma de moléculas diatômicas (O₂) e corresponde ao oxigênio que respiramos. O oxigênio resulta principalmente do processo de fotossíntese.

Na **forma combinada**, o oxigênio é encontrado na água, em muitos minerais, organismos vegetais e animais e em vários compostos químicos.

4.4.3 Obtenção do oxigênio no laboratório

O oxigênio é obtido a partir da decomposição de substâncias contendo oxigênio, por exemplo:

decomposição do clorato de potássio (KClO₃), na presença de catalisador:

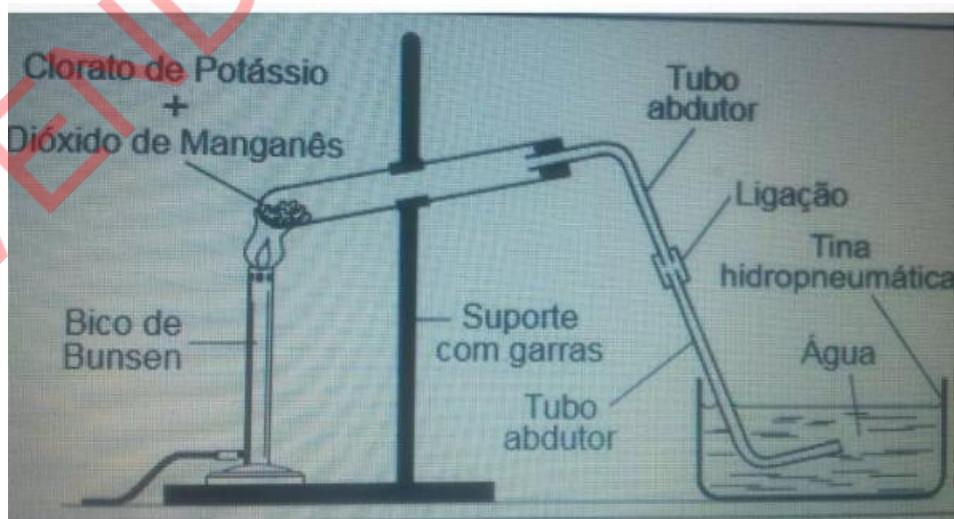
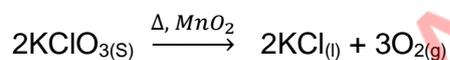
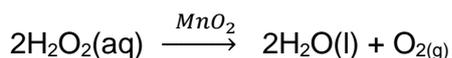


Figura 16: aparelhagem usada na obtenção laboratorial de oxigênio

Decomposição do peróxido de hidrogênio (H₂O₂), na presença de catalisador:



Catalisador é uma substância que aumenta a rapidez de uma reacção química.

Experiência da obtenção laboratorial do oxigénio

Material

- Bico de bunsen ou lamparina
- Suporte com garras
- Tubo abdutor
- Fósforo
- Cloreto de potássio
- Tina hidropneumática
- Tubos de ensaio (2)
- Rolhas
- Espátula
- Dióxido de manganês
- Água

Procedimento

1. Deita-se no tubo de ensaio metade de uma espátula de cloreto de potássio (cristais brancos) e cerca de um quarto de uma espátula de dióxido de manganês (sólido escuro).
2. Agita-se o tubo de ensaio de modo a misturar o conteúdo.
3. Faz-se a montagem da aparelhagem conforme mostra a figura 16 (página 40).
4. Aquece-se o tubo contendo a mistura.

O que se observa?

Na tina hidropneumática borbulha um gás.

Parte 2

1. Recolhe-se o gás com outros tubos de ensaio.
2. Posiciona-se o tubo de ensaio na vertical e de boca para cima e introduz-se um palito em brasa.

O que observaste?

O palito em brasa adquire bruscamente uma chama branca e viva.

Conclusão

Ao se aquecer o cloreto de potássio em presença de dióxido de manganês, ocorreu uma reacção química de decomposição térmica do cloreto de potássio. Nessa reacção, libertou-se o gás (oxigénio) que se comprova pelo avivar de chama do palito em brasa. O sólido que se manteve, é o cloreto de potássio.

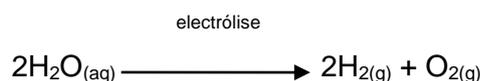
A equação química da reacção é:



4.4. 4 Obtenção do oxigénio na indústria

Na indústria, o oxigénio obtém-se a partir da destilação fraccionada do ar atmosférico e da electrólise da água.

Electrólise é a decomposição da água por acção da corrente eléctrica.



Destilação fraccionada do ar

A destilação fraccionada é um dos métodos de separação de misturas homogéneas, baseada na diferença de temperaturas de ebulição dos componentes, sobretudo quando a diferença entre as temperaturas de ebulição é muito pequena.

4.4.5 Propriedades físicas e aplicação do oxigénio

O oxigénio é um gás incolor, inodoro, insípido é ligeiramente mais denso do que o ar e é pouco solúvel em água, p.f = - 218,8 °C; p.e = - 183°C; é comburente, não é combustível, isto é, não arde, mas alimenta a combustão.

Aplicação do oxigénio

O oxigénio é usado:

- Nos hospitais para a respiração dos doentes;
- Na soldadura de metais;
- No fabrico de explosivos;
- Nos submarinos.

4.5 Reacções Redox

Reacções de oxidação-redução ou **reacção redox** são aquelas que ocorrem acompanhadas de perda e ganho simultâneo de oxigénio.

Processo de oxidação e redução

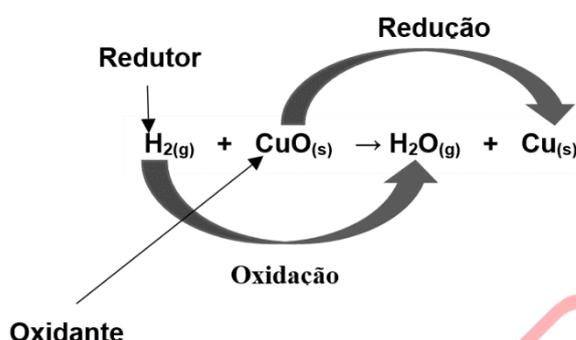
Numa reacção redox, a substância que tem oxigénio cede o oxigénio. Aquela que precisa de oxigénio ganha-o. Ao processo de perda de oxigénio chama-se **redução** e ao processo de ganho de oxigénio designa-se por **oxidação**.

Os processos de oxidação e redução ocorrem simultaneamente numa reacção redox.

Agente oxidante e agente redutor

Na equação de reacção seguinte, o **agente redutor** é o hidrogénio (H_2) porque ganhou oxigénio durante a reacção.

O **agente oxidante** é o CuO porque perdeu o oxigénio no decorrer da reacção.



4.6 Ar

4.6.1 Composição do ar e sua importância

Composição do ar

O ar é uma mistura de diferentes substâncias gasosas que existem na atmosfera.

Os principais constituintes do ar atmosférico são: o nitrogénio ou azoto, o oxigénio e o dióxido de carbono. No ar existem também substâncias em menor quantidade, como: vapor de água, partículas sólidas de poeiras, etc.

Importância do ar como matéria-prima

O ar como matéria-prima tem muitas aplicações no dia-a-dia. A partir dele são extraídas várias substâncias, como, por exemplo, o nitrogénio, o oxigénio, o dióxido de carbono, etc. Estas substâncias têm diferentes aplicações, como, por exemplo:

- O nitrogénio é uma substância usada no fabrico de adubos, plástico, tintas, explosivos, etc.
- O dióxido de carbono é usado no fabrico de refrigerantes com gás, no fabrico de bebidas como por exemplo, a cerveja, o champanhe, etc. É também usado nos extintores de incêndios.

4.6.2 Poluição do ar

A poluição do ar é um fenómeno que consiste em contaminar o ar atmosférico com produtos resultantes da acção do homem que, nos últimos anos, tem contribuído negativamente para a “saúde” do ar.

A maior parte do dióxido de carbono que polui o ar, provém da actividade do Homem, como subproduto do processo de extracção e transformação de minérios das queimadas de florestas, grandes desflorestamentos, e também como consequência da queima de carvão e combustíveis líquidos.

4.7 Ozono (O₃)

Propriedades físicas

É um gás azulado de cheiro característico e pouco solúvel em água. Tem o ponto de ebulição igual a -119 °C.

Formação do ozono

Esta camada localiza-se na estratosfera (a cerca de 35. 000 m de altitude). O ozono forma-se num processo natural, pela acção de raios infravioleta (raios mais energéticos que provêm do sol) sobre o oxigénio atmosférico a grande altitude. Além do oxigénio, os óxidos de nitrogénio também sofrem, no meio ambiente, transformações que levam a formação de ozono.

Na natureza, o ozono pode ser formado de duas formas:

- Por meio da acção da radiação solar incidente sobre moléculas de oxigénio;
- Por meio de descargas eléctricas provenientes da tempestade de raios que também têm energia suficiente para formar oxigénio atómico por intermédio da molécula de oxigénio.

Destruição da camada de ozono

A actividade do homem contribui para a destruição da camada do ozono, pois várias substâncias alteram a quantidade de ozono na atmosfera. Por exemplo, os óxidos de nitrogénio que se libertam das indústrias de produção de ácido sulfúrico, ácido nítrico, dos veículos automóveis, do fumo dos cigarros.

Os aviões e mísseis libertam na estratosfera gases que contêm o monóxido de nitrogénio. Estes óxidos são o principal responsável pela destruição da camada de ozono.

Importância da camada do Ozono

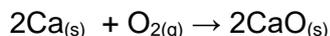
A camada de ozono é fundamental para proteger a vida na terra. Esta camada tem a função de garantir a protecção contra os efeitos nocivos dos raios ultravioletas emitidos pelo sol, pois ela absorve a maior parte dos raios ultravioleta.

Se toda a radiação ultravioleta emitida pelo sol atingisse a superfície terrestre, teríamos como consequência a ocorrência de sérias lesões dermatológicas e cancro da pele.

4.8 Oxidação

A **oxidação**, também chamada **reação de oxidação**, é a reação química que ocorre entre oxigénio e qualquer outra substância ou é o processo acompanhado pelo ganho de oxigénio.

Exemplo: $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$

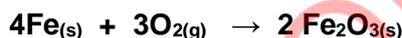


Tipos de oxidação: existem dois tipos de oxidação:

1º - Oxidação lenta é aquela que se processa lentamente, a baixas temperaturas e é acompanhada por libertação de energia sob a forma de calor e sem luz.

Ela é lenta porque decorre ao ar livre, onde o oxigénio se encontra misturado com outros gases, fazendo com que a superfície da substância seja atingida por um menor número de moléculas de oxigénio.

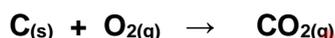
Por exemplo, o enferrujamento do Ferro, produzindo ferrugem, cuja equação se traduz em:



2º - Oxidação rápida é aquela que se processa num ritmo muito rápido, a altas temperaturas e há emissão de luz, a que vulgarmente se chama de fogo.

Normalmente, ocorre em meios ricos em oxigénio e pode ser violenta.

Por exemplo, a queima da lenha, carvão, ou papel, produzindo chama, luz (energia luminosa) e calor (energia calorífica) que é traduzida pela equação:



Outro exemplo comum é o incêndio na floresta ou a queima da lenha ou da gasolina.

A **oxidação rápida** designa-se **combustão**.

A oxidação lenta e a rápida têm aspectos comuns que são:

Os reagentes são sempre o oxigénio e uma outra substância e os produtos são sempre óxidos.

Combustíveis

O combustível é a matéria que arde em presença de oxigénio para produzir energia térmica. De acordo com a capacidade de reposição, os combustíveis são classificados em:

- ✓ Recursos renováveis
- ✓ Recursos não renováveis

O combustível renovável é aquele que pode ser repostado. Os exemplos de fontes de energia renováveis são: energia solar (proveniente do sol), energia eólica (proveniente da força do vento),

energia hidráulica (proveniente da corrente dos rios e da água doce), energia da biomassa (proveniente da matéria orgânica), etc.

Os combustíveis não renováveis são aqueles cuja capacidade de renovação ou de reposição é muito baixa em relação ao nível de consumo. Por exemplo, o petróleo é uma fonte de energia não renovável, pois é um material que se forma ao fim de milhões de anos a partir de vegetais e outros materiais orgânicos soterrados.

Chama e sua estrutura

Além da libertação de calor, uma característica da combustão viva é a libertação da energia luminosa. A parte ardente e luminosa libertada pelas substâncias em combustão viva chama-se **chama**.

A **chama** é constituída por três partes distintas:

- A zona escura, que é a parte mais interna da chama;
- A zona brilhante, que se encontra mais para o centro da chama e que confere brilho à chama;
- A zona calorífica, que é a parte externa e quase que invisível.

Esta última apresenta temperaturas elevadas e que serve para o aquecimento.



Figura17: Estrutura da chama

Prevenção e combate de incêndios

Na sua vida, o homem faz uso do fogo com diferentes finalidades: iluminação, aquecimento, protecção contra animais perigosos, limpeza de áreas para o plantio, entre outras. No entanto, o fogo, quando não usado adequadamente, pode trazer vários prejuízos ao homem, como, por exemplo:

- Destruição da vegetação;
- Poluição ambiental;
- Empobrecimento dos solos;
- Morte de animais.

Algumas medidas para a extinção da chama podem ser adoptadas, como, por exemplo:

- Apagar o capim em chama, usando folhas verdes;

- Apagar a lenha ou carvão depois de cozinhar, usando água ou areia, como forma de poupar.

Um incêndio é a combustão (queima) de grandes proporções que provoca danos materiais e humanos.

Os incêndios podem ser evitados, quando são aplicadas algumas medidas, como, por exemplo:

- Evitar queimadas descontroladas;
- Não deixar crianças brincarem com fogo ou objectos inflamáveis;
- Respeitar os sinais que são colocados nas bombas de combustível.

A extinção de um incêndio consegue-se com a eliminação de um ou mais dos três componentes, a saber: combustível, comburente e fonte de calor.

No combate aos incêndios, geralmente são aplicadas três estratégias:

- Retirada ou isolamento do material combustível;
- Arrefecimento: o material ou a chama é arrefecido com água;
- Abafamento: incêndios de pequenas proporções podem ser controlados, usando um cobertor molhado, areia, folhas, etc.

Para incêndios de grandes proporções é recomendado a intervenção dos bombeiros.

Cálculos estequiométricos envolvendo o calor da reacção

Na Química existem vários processos que ocorrem com a utilização de energia em forma de calor.

Energia é a capacidade que um sistema tem de realizar trabalho.

Calor é a transferência de energia de um corpo para o outro.

O estudo das transformações químicas com transferência de calor é feito pela termoquímica.

Termoquímica é a parte da Química que estuda o calor absorvido ou libertado durante uma reacção química.

As reacções químicas que ocorrem com a libertação ou absorção de calor classificam-se como exotérmica ou endotérmica.

Calor da reacção é a quantidade de energia absorvida ou libertada durante uma reacção química.

Unidade de calor: Joule por mole (J/mol) ou quilojoule por mole (kJ/mol). $1\text{ kJ} = 1000\text{ J}$.

Calorímetro é um instrumento utilizado na medição de calor.

Numa reacção química, o calor da reacção é dada pela diferença de energia dos produtos (E_P) e dos reagentes (E_R), representada pela expressão:

$$Q = E_P - E_R$$

Onde: Q - calor da reacção

E_P – energia dos produtos

E_R – energia dos reagentes

Se a reacção é exotérmica, $E_P < E_R$, logo $Q < 0$.

Se a reacção é endotérmica, $E_P > E_R$, logo $Q > 0$.

Exemplo de:

- reacção exotérmica (ocorre a libertação de calor): $C_{(s)} + O_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$; $Q = -393,5$ kJ/mol
- reacção endotérmica (ocorre a absorção de calor): $CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightarrow 2CO_{(g)}$; $Q = +172,5$ kJ/mol

Exemplo de cálculo de calor da reacção

No decurso da reacção de combustão do carvão, o calorímetro registou como energia dos reagentes: 418,5 kJ, e a dos produtos: 25 kJ.

- Qual é a quantidade de calor envolvida na combustão do carvão?
- De que tipo de reacção se trata, de acordo com calor envolvido? Justifica.

Resolução:

Dados

a) Temos:

$$E_R = 418,5 \text{ kJ}$$

$$Q = E_P - E_R$$

$$E_P = 25 \text{ kJ}$$

$$Q = 25 \text{ kJ/mol} - 418,5 \text{ kJ/mol} = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$Q = ?$$

R: Na combustão do carvão estão envolvidos 393,5 kJ/mol de energia.

b) É uma reacção exotérmica, pois o calor é o negativo ($Q < 0$), o que significa que há libertação de calor.

Exercícios de consolidação

1. Das afirmações seguintes, assinala com “V” as verdadeiras e com “F” as falsas:

- Toda a água da natureza apresenta a mesma qualidade e pode ser encontrada nos seguintes estados físicos: sólido, líquido e gasoso. ()
- A água tirada de um charco imediatamente após a queda da chuva, pode ser considerada água potável e pode beber-se sem prejudicar a nossa saúde. ()

- c) Água salubre é aquela que contém uma elevada quantidade de sais dissolvidos. É adequada para consumo, mas não pode ser usada para fins agrícola ou industriais. ()
- d) Água mineral faz bem ao organismo, pois é rica em minerais e não tem bactérias. Ela contém pequenas quantidades de sais minerais. ()
2. A água pode ser poluída por substâncias químicas e microrganismos patogénicos. Menciona as principais substâncias químicas responsáveis pela poluição das águas.
3. Menciona os principais métodos usados pelas comunidades para melhorar a qualidade da água.
4. Por que se diz que a água é um solvente universal?
5. Assinala com V as afirmações verdadeiras ou com F as falsas. **Misturando açúcar e água obteve-se água açucarada**
- a) O soluto é água açucarada. ()
- b) O solvente é a água. ()
- c) A solução é a água açucarada. ()
- d) O soluto é o açúcar. ()
6. Em que condição uma solução é considerada saturada?
7. Qual é a concentração molar de uma solução preparada por dissolução de 20g de hidróxido de sódio (NaOH), em 500 ml de água?
8. Quantos moles de ácido clorídrico (HCl) são necessários para preparar 1 litro deste ácido a 0,6M?
9. Que volume de água se deve deitar em 0,9 moles de ácido sulfúrico H_2SO_4 , para obter a solução de H_2SO_4 2M?
10. Calcula a concentração percentual de uma solução preparada por dissolução de 35 g de ácido nítrico (HNO_3) em 65g de água.
11. Menciona três propriedades físicas de hidrogénio.
12. Escreve a equação da obtenção laboratorial do hidrogénio e diz como é que o hidrogénio produzido pode ser identificado.
13. Dada a seguinte equação da reação química $Fe_2O_3 (s) + 2Al (s) \rightarrow 2Fe (s) + Al_2O_3 (s)$
- Indica:
- a) O processo de oxidação
- b) O processo de redução
- c) O agente oxidante
- d) O agente redutor

14. Menciona três aplicações do oxigênio.
15. Explique a importância da camada do ozono para a vida na terra.
16. O que são recursos renováveis? Dê exemplos.
17. Na produção de cimento, um calorímetro registou como energia dos reagentes, 40,7 kJ, e como energia dos produtos, 1230 kJ.
 - a) Qual é a quantidade de calor envolvida no processo?
 - b) De que tipo de reação se trata, de acordo com o valor envolvido? Justifica.
18. Na decomposição do calcário para a produção de cimento foram gastos +1505 kJ /mol de energia.
 - a) De que tipo de reação química se trata quanto ao calor envolvido?
 - b) Qual é a relação entre a energia dos reagentes e a energia dos produtos?

VENDA PROIBIDA

SOLUÇÃO E SUGESTÃO DE CORRECÇÃO DOS EXERCÍCIOS

Unidade Temática I

- d)
- a) V; b) F; c) F; d) V
- a) F; b) V; c) F; d) V
- a) A História relaciona-se com a Química por descrever factos e acontecimentos relacionados com o passado da Química.
b) A Biologia relaciona-se com a Química por estudar as transformações dos alimentos sob acção de substâncias Químicas.
- A - 2; B - 3; C - 4; D - 1;
- Considerar três dos vários comportamentos a evitar num laboratório de Química.
 - Não correr no laboratório;
 - Não comer, beber ou fumar no laboratório;
 - Evitar o contacto de qualquer substância química com a pele, a boca e os olhos.

Unidade Temática II

- a), d), e), h), i), j).
- a) F, b) V, c) V, d) V, e) F, f) F.
- a) F, b) F, c) V, d) V
- a) 1 – Fusão 2 – Vaporização 3 – Condensação 4 – Solidificação
- ponto de fusão, ponto de ebulição e densidade
- 1- B, C; 2- A, D
- C)
- c)
-

Unidade Temática III

- a) átomo / protões / electrões / neutrões.
- b) número atómico / número de massa.
- d)

3.

	nomes dos elementos						
a)	Prata	b)	Carbono	c)	Cálcio	d)	Nitrogénio
e)	Ferro	f)	Silício	g)	Sódio	h)	Magnésio
i)	Oxigénio	j)	Alumínio	k)	Ouro	l)	Hidrogénio

4.

	Elemento Químico	Símbolo	(A)	(Z)	(e ⁻)	(p ⁺)	(N)
a)	Oxigénio	O	16	8	8	8	8
b)	Alumínio	Al	27	13	13	13	14
c)	Cálcio	Ca	40	20	20	20	20
d)	Hidrogénio	H	1	1	1	1	0
e)	Sódio	Na	23	11	11	11	12
f)	Nitrogénio	N	14	7	7	7	7
g)	Magnésio	Mg	24	12	12	12	12
h)	Lítio	Li	7	3	3	3	4
i)	Potássio	K	39	19	19	19	20

5.

	Elemento	Metal / não-metal		Elemento	Metal / não-metal		Elemento	Metal / não-metal
a)	Alumínio	metal	b)	Ferro	metal	c)	Oxigénio	não-metal
d)	Sódio	metal	e)	Iodo	não-metal	f)	Potássio	metal
g)	Cloro	não-metal	h)	Ouro	metal	i)	Carbono	não-metal

6.

	Nome	Fórmula química	Tipo de substância (Simples / Composta)
a)	Hidrogénio	H ₂	Simples
b)	Ozono	O ₃	Simples
c)	Amoníaco	NH ₃	Composta
d)	Peróxido de hidrogénio	H ₂ O ₂	Composta
e)	Flúor	F	Simples
f)	Cloreto de Sódio	NaCl	Composta
g)	Zinco	Zn	Simples
h)	Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	Composta

7.

Elementos químicos	Cu	P	Ca	N	C	H	Al	O	Na
	O	O	O	H	H	O			Cl
Fórmula química	Cu ₂ O	P ₂ O ₅	CaO	NH ₃	CH ₄	H ₂ O	Al ₂ O ₃		NaCl

8.

Ordem	Dados	Resolução
a) H ₂	A _r (H) = 1	M _r (H ₂) = 2 × A _r (H) = 2 × 1 = 2. Então M(H ₂) = 2 g/mol
b) O ₃	A _r (O) = 16	M _r (O ₃) = 3 × A _r (O) = 3 × 16 = 48. Então M(O ₃) = 48 g/mol
c) CO ₂	A _r (C) = 12 A _r (O) = 16	M _r (CO ₂) = 1 × A _r (C) + 2 × A _r (O) = 1 × 12 + 2 × 16 = 44. Então M(CO ₂) = 44 g/mol
d) Al ₂ O ₃	A _r (Al) = 27 A _r (O) = 16	M _r (Al ₂ O ₃) = 2 × A _r (Al) + 3 × A _r (O) = 2 × 27 + 3 × 16 = 102. Então M(Al ₂ O ₃) = 102 g/mol
e) HCl	A _r (H) = 1 A _r (Cl) = 35,5	M _r (HCl) = 1 × A _r (H) + 1 × A _r (Cl) = 1 × 1 + 1 × 35,5 = 36,5. Então M(HCl) = 36,5 g/mol
f) NaOH	A _r (Na) = 23 A _r (O) = 16 A _r (H) = 1	M _r (NaOH) = 1 × A _r (Na) + 1 × A _r (O) + 1 × A _r (H) = 1 × 23 + 1 × 16 + 1 × 1 = 40 Então M(NaOH) = 40 g/mol
g) Na ₂ SO ₄	A _r (Na) = 23 A _r (S) = 32 A _r (O) = 16	M _r (Na ₂ SO ₄) = 2 × A _r (Na) + 1 × A _r (S) + 4 × A _r (O) = 2 × 23 + 1 × 32 + 4 × 16 = 142 Então M(Na ₂ SO ₄) = 142 g/mol

h)	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$A_r(\text{Al}) = 27$ $A_r(\text{S}) = 32$ $A_r(\text{O}) = 16$	$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \times A_r(\text{Al}) + [1 \times A_r(\text{S}) + 4 \times A_r(\text{O})] \times 3$ $= 2 \times 27 + [1 \times 32 + 4 \times 16] \times 3 = 342$ Então $M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 342 \text{ g/mol}$
----	------------------------------	---	---

9 a) $2\text{Ca}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CaO}_{(s)}$; b) $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)}$; c) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$; d) $4\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$

10 a) Combinação; b) decomposição; c) Combinação; d) Decomposição.)

11.

Dados	Resolução
% H = ?	$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \times A_r(\text{O})$
% O = ?	$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16$
% S = ?	$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \rightarrow 98\text{g}$
$A_r(\text{H}) = 1$	Percentagem de Hidrogénio:
$A_r(\text{O}) = 16$	98g (H_2SO_4) - 100%
$A_r(\text{S}) = 32$	2g (H) - x
	= 2,04%
	Percentagem de Enxofre:
	98g (H_2SO_4) - 100%
	32g (S) - x
	= 32,65%
	Percentagem de Oxigénio:
	98g (H_2SO_4) - 100%
	16g (O) - x
	= 65,31%

12

Dados	Resolução
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$
$n(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ mol}$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g/mol}$
$A_r(\text{H}) = 1; A_r(\text{O}) = 16$	$M = m/n \rightarrow m = n \times M$
	$m = 3\text{mol} \times 18 \text{ g/mol}$
	$m = 54\text{g}$

	Resposta: a massa de água correspondente a 3 moles é de 54g.
--	--

Unidade Temática IV

1.a) F; b) F; c) F d) V

2. Adubos, pesticidas, combustíveis, águas residuais das descargas das fábricas, etc.

3. Fervura, desinfecção com radiação solar ou cloro, filtros domésticos encontrados no comércio.

4. Por ser capaz de dissolver uma grande parte de substâncias ou matéria.

5. A) F; b) V; c) V; d) V

6. Quando o solvente já dissolveu toda quantidade possível de soluto e qualquer adição de soluto não vai ser dissolvida.

7. 1 mol/l

8. 0,6 moles

9. 0,45l

10. 35%

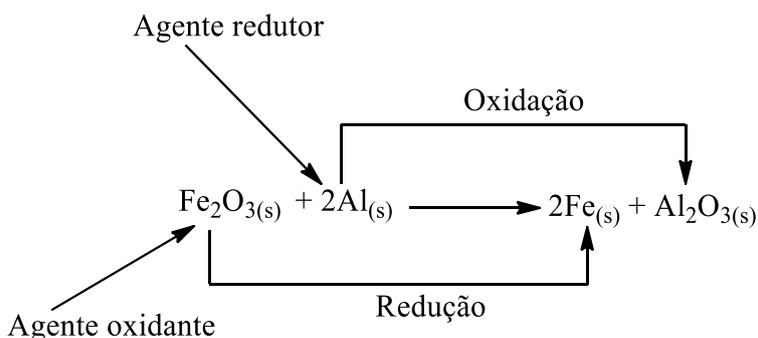
11. gás incolor / inodoro / insípido / menos denso que o ar / muito pouco solúvel em água / é incomburente / ponto de fusão a $-259\text{ }^{\circ}\text{C}$ e de ebulição a $-2800\text{ }^{\circ}\text{C}$ / gás combustível.

12.



O hidrogénio produzido pode ser identificado através da prova de combustibilidade.

13.



Resposta: 14. É aplicado nos hospitais para a respiração dos doentes / na soldadura de metais / no fabrico de explosivos / nos submarinos.

Resposta: 15. Tem a função de garantir a protecção contra os efeitos nocivos dos raios ultravioletas emitidos pelo sol, pois esses raios são prejudiciais à saúde humana, isto é, causam lesões e cancro da pele.

Resposta: 16. São recursos que podem ser repostos. Exemplos: energia solar, energia eólica, energia hidráulica, energia da biomassa, etc.

17. a) $Q = 1189,3 \text{ kJ}$ b) Reacção endotérmica pois $Q > 0$.

18. a) É uma reacção endotérmica pois o calor da reacção é positivo, há sinal (+) antes do valor.

b) Quando o calor é positivo significa que a energia dos produtos é maior que a energia dos reagentes.

VENDA PROIBIDA

BIBLIOGRAFIA

1. Afonso Amadeu e Domingos Ernesto (2015), *Química 8ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique
2. Camuendo, Ana Paula e Cocho Estêvão (2008), *Química 8ª classe*, Longman Moçambique.
3. Instituto Nacional de Desenvolvimento da Educação (2008). *Programa de Química da 8ª classe*. Maputo-Moçambique.
4. BROWN, T.L., LEMAY JR., H.E., BURSTEN, B.E.; BURDGE, J.R. *Química, A Ciência Central*, São Paulo, Editora Pearson Prentice Hall, 2015.
5. <http://ead.mined.gov.mz/site/>
6. <https://www.vestmapamental.com.br/quimica/mudancas-de-estado-fisico/>
7. <https://www.estudopratico.com.br/mudancas-de-estado-fisico-da-materia/>
8. <https://www.todamateria.com.br/fenomenos-fisicos-e-quimicos/>
9. <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/estequiometria/calculosestequiometricos.html>
10. <https://www.resumoescolar.com.br/quimica/casos-particulares-de-calculos-estequiometricos/>
11. <https://www.todamateria.com.br/solucoes-quimicas/>
12. <http://www.bing.com/images/search> acessado em 05/03/2024.
13. <https://rce.casadasciencias.org/rceapp/art/2022/025/>. Acessado em 05/03/2024.
14. <https://beduka.com/blog/materias/quimica/separacao-de-misturas/>. Acessado em 29/02/2024.
15. https://ageracaodobotao.files.wordpress.com/2017/11/finfo-n-3-separac3a7c3a3ode-misturas-8c2baano_17_18.pdf. Acessado em 29/02/2024.
16. <https://repositorio.ufsm.br/bitstream/handle/1/7944/MICHEL%20JUNIOR%2C%20RAUL%20JOSE%20DOS%20SANTOS.pdf?sequence=1&isAllowed=y>. Acessado em 29/02/2024.
17. <https://www.todamateria.com.br/propriedades-gerais-materia/>. Acessado aos 01/03/2024, as 11:10h
18. <https://www.infoescola.com/wp-content/uploads/2012/04/mudancas-estados-fisicos.jpg>. Acessado em 01/03/2024, as 12:23h
19. <http://www.farmacognosiaaws.no.comunidades.net/cromatografia-planar>. Acessado em 01/03/2024, as 16:50h.
20. <https://www.coladaweb.com/quimica/quimica-organica/separacao-de-misturas>. Acessado em 01/03/2024
21. https://www.sobiologia.com.br/conteudos/Oitava_quimica/materia14.php. Acessado em 01/03/2024.
22. <https://progt.com.br/blog/6/voce-sabe-o-que-e-decantacao.html>. Acessado em 01/03/2024.
23. <https://www.explicatorium.com/cfq-7/filtracao.html>. Acessado em 01/03/2024.
24. <https://quizlet.com/br/280863247/8-separacao-de-misturas-flash-cards/>. Acessado em 01/03/2024.

25. <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/filtracaometodo-separacao-misturas.htm>. Acessado em 02/03/2024.

VENDA PROIBIDA