

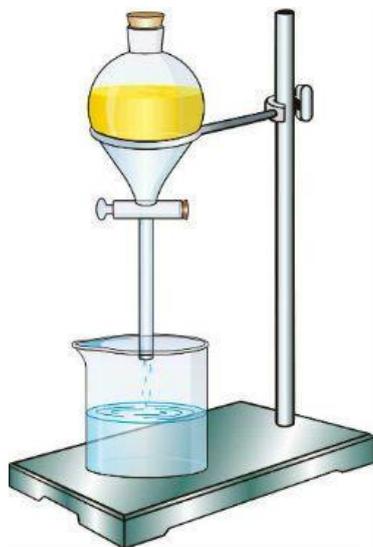


REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO
DIRECÇÃO NACIONAL DE ENSINO SECUNDÁRIO

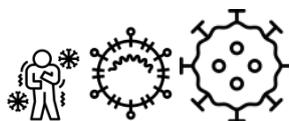
QUÍMICA

8ª Classe

O meu caderno de actividades



STOP SIDA



STOP COVID -19

FICHA TÉCNICA

Título:	<i>O meu caderno de actividades de Química 8ª Classe</i>
Direcção:	Gina Guibunda & João Jeque
Coordenação	Manuel Biriarte
Elaboradores:	Bui Nguyet e Anibal Filimone
Concepção gráfica e Layout:	Hélder Bayat & Bui Nguyet
Impressão e acabamentos:	MINEDH
Revisão:	Isaías Mulima & Rui Manjate
Tiragem:	xxx exemplares.

PREFÁCIO

No âmbito da prevenção e mitigação do impacto da COVID-19, particularmente no processo de ensino-aprendizagem, o Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano concebeu um conjunto de medidas que incluem o ajuste do plano de estudos, os programas de ensino, bem como a elaboração de orientações pedagógicas a serem seguidas para a melhoria da qualidade de ensino e aprendizagem.

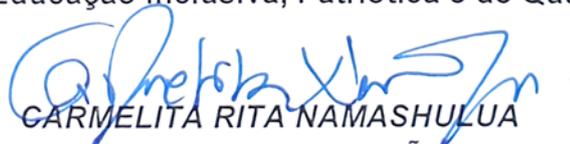
Neste contexto, foi elaborado o presente Caderno de Actividades, tendo em consideração os diferentes conteúdos programáticos nas diferentes disciplinas leccionadas no Ensino Secundário. Nele é proposto um conjunto alargado de actividades variadas, destinadas a complementar as acções desenvolvidas na aula e também disponibilizar materiais opcionais ao desenvolvimento de competências pré-definidas nos programas.

A concepção deste Caderno de Actividades obedeceu à sequência e objectivos dos programas de ensino que privilegiam o lado prático com vista à resolução dos problemas do dia-a-dia e está estruturado em três (3) partes, a saber: I. Síntese dos conteúdos temáticos de cada unidade didáctica; II. Exercícios; III. Tópicos de correcção/resolução dos exercícios propostos.

Acreditamos que o presente Caderno de Actividades constitui um instrumento útil para o auto-estudo e aprimoramento dos conteúdos da disciplina ao longo do ano lectivo. O mesmo irá permitir desenvolver a formação cultural, o espírito crítico, a criatividade, a análise e síntese e, sobretudo, o desenvolvimento de habilidades para a vida.

As actividades propostas no Caderno só serão significativas se o caro estudante resolvê-las adequadamente, com a mediação imprescindível do professor.

“Por uma Educação Inclusiva, Patriótica e de Qualidade!”


CARMELITA RITA NAMASHULUA
MINISTRA DA EDUCAÇÃO E
DESENVOLVIMENTO HUMANO

ÍNDICE

UNIDADE TEMÁTICA 1 : INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA.....	1
I. RESUMO DE CONTEÚDOS	1
1. Conceito e objecto do estudo da Química.....	1
2. Relação da Química com outras ciências	1
3. Importância da Química na sociedade	2
4. Regras e normas de higiene e segurança no laboratório de Química	2
II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO.....	4
UNIDADE TEMÁTICA 2: SUBSTÂNCIAS E MISTURAS.....	6
I. RESUMO DE CONTEÚDOS	6
1. Matéria:.....	6
2. Substância pura:	10
3. Misturas:	10
4. Métodos de separação de misturas	11
II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO.....	12
UNIDADE TEMÁTICA 3: ESTRUTURA DA MATÉRIA E REACÇÕES QUÍMICAS	16
I. RESUMO DE CONTEÚDOS	16
1. Estrutura da matéria:.....	16
2. Reacções químicas:.....	21
3. Cálculos químicos	23
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS	24
2.1. Cálculo da massa molecular relativa.....	24
2.2. Relação entre a quantidade de substância, a massa e número de partículas	25
2.3. Cálculo da composição percentual das substâncias	29
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO	30
UNIDADE TEMÁTICA 4: ÁGUA.....	34
I. RESUMO DE CONTEÚDOS	34
1. ÁGUA.....	34
2. Hidrogénio:	35
3. Reacções redox:	36
4. Oxigénio:.....	36
5. Óxidos.....	37
6. Oxidação.....	38
7. Energia envolvida em reacções químicas	39
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS	40
2.1. Cálculos envolvendo solubilidade e concentração de solução	40
2.2. Exercícios de nomenclatura óxidos.....	43

2.3. Exercícios de escritas de equações químicas	44
2.4. Exercícios envolvendo o calor da reacção	45
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO	46
TÓPICOS DE CORRECÇÃO DOS EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO	48
BIBLIOGRAFIA.....	53
BIBLIOGRAFIA ELECTRÓNICA	53

UNIDADE TEMÁTICA 1**INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA****I. RESUMO DE CONTEÚDOS****1. Conceito e objecto do estudo da Química**

> Química é uma ciência natural experimental que estuda as substâncias, sua constituição, propriedades e suas transformações, assim como as leis que regem essas transformações.

> Objecto de estudo da química:

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

2. Relação da Química com outras ciências

A Química vale-se de conhecimentos e técnicas aprofundadas em outras ciências como a Geografia, a Física, a Biologia, a Matemática, etc.

> Com a Geografia: para situar e localizar as origens de minérios, petróleo e gás, etc. (por exemplos: o carvão mineral pode ser extraído no Distrito de Moatize na provincia de Tete; As areias pesadas podem ser extraídas no Distrito de Moma, na provincia de Nampula

> Com a Biologia: no desenvolvimento e nutrição dos seres vivos, ocorrem transformações de alimentos sob acção de substâncias químicas produzidas pelos próprios seres vivos (enzimas);

> Com a Física: ao estudar os processos químicos que acompanham o mundo físico, os corpos físicos (estudo do átomo, electricidade, estrutura da matéria, elasticidade, radioactividade);

> Com a Matemática: no estudo das relações estequiometria, etc.

A Química vale-se destas e outras ciências para concretizar o seu papel na sociedade. Entretanto, as outras ciências também se beneficiam da Química para a concretização dos seus objectivos.

3. Importância da Química na sociedade

A Química tem uma grande importância na vida do Homem, concretamente nos sectores de saúde (diagnósticos de doenças, produção e dosagem de medicamentos, produção de vacinas...), agricultura e pecuária (produção de adubos ou fertilizantes, pesticidas, insecticidas e rações de animais), indústria e tecnologia (produção de sumos, manteiga, iogurtes, doces, cosméticos, roupa, tratamento da água...), serviços públicos (controlo do nível de álcool consumido pelos motoristas, controlo da poluição do meio ambiente...), etc.

4. Regras e normas de higiene e segurança no laboratório de Química

O estudo da Química baseia-se na realização de experiências que, geralmente, são feitas num laboratório de Química. Durante a realização das mesmas, alguns cuidados e medidas de segurança e higiene devem ser observados, pois determinadas substâncias são altamente perigosas à saúde e integridade física.

Como trabalhar no laboratório?

Ao trabalhar num laboratório deve-se observar as seguintes regras e medidas de segurança:

- > Vestir uma bata.
- > Usar os sistemas de protecção como, por exemplo, máscaras, óculos e extintor quando necessários.
- > Não cheirar os produtos químicos.
- > Evitar fazer fogo sem controlo.
- > Não tocar nos produtos sem luvas.
- > Guardar todos os produtos químicos num lugar seguro, em frascos devidamente rotulados, isto é, deve-se escrever o nome da substância contida no frasco de modo a saber-se o tipo de produto e suas características.
- > Tomar sempre muita atenção ao rótulo dos reagentes pois eles nos dão informação sobre o nome e, às vezes, a composição química do produto, etc.
- > Não beber líquidos nem comer no laboratório.
- > Respeitar a disciplina no laboratório.
- > Manusear com cuidado todos os produtos químicos.
- > Preparar-se antes de fazer qualquer experiência: leia os guiões das experiências e, depois, executa.
- > Limpar, antes e depois, todos os materiais a serem ou que foram usados durante as experiências.

> Antes de sair do laboratório, verifica se as torneiras de gás e de água estão bem fechadas, bem como se os aparelhos utilizados estão devidamente desligados.

> Os produtos que prejudicam a saúde, porque são inflamáveis, tóxicos, venenosos ou corrosivos, devem ser de reconhecimento imediato e ter no rótulo o respectivo símbolo.

Exemplos:



Identifica
substâncias
inflamáveis



Identifica
substâncias
corrosivas



Identifica
substâncias
venenosas



Caixa de primeiros
socorros



Identifica
substâncias
comburentes



Identifica
substâncias
radioactivas



Identifica
substâncias
explosivas



Identifica
substâncias Tóxicas



II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO

1. A Química é uma 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 substâncias químicas que são usadas para a formação da Natureza.
- D. As substâncias e respectivas transformações.

2. Assinala com **V** as afirmações verdadeiras e com **F** as falsas:

- A. Física, História, Geografia e Biologia fazem parte das Ciências Naturais.
- B. Biologia, Física, Química e Geografia fazem parte das Ciências Naturais.
- C. A Química desenvolveu-se como ciência sem a contribuição de outras ciências.
- D. Juntamente com a Física, a Química faz parte das ciências experimentais, sendo o seu desenvolvimento realizado a partir de experiências realizadas em laboratórios.

3. A Química é muito importante para a vida do Homem. Indica três aplicações da Química em cada uma das seguintes áreas:

- Indústria
- Saúde
- Agricultura

4. Faz corresponder as aplicações da Química com as respectivas áreas de aplicação:

Aplicações	Áreas
A. Investigação de doenças e de medicamentos.	> 1. Indústria e tecnologia
■	> 2. Serviços públicos
B. Produção de cadernos e de livros. ■	> 3. Saúde
C. Análises clínicas, testes de malária, HIV-SIDA.	> 4. Pecuária
■	
D. Controlo do nível de álcool consumido pelos motoristas. ■	
E. Produção de rações para animais. ■	
F. Produção de pesticidas, insecticidas e adubos.	
■	

G. Produção de combustíveis como gasolina. ■

H. Produção de lacticínios e sumos. ■

> 5. Agricultura

5. Indica três coisas que não devemos fazer no Laboratório de Química.

6. Escreve quatro coisas que devemos fazer no Laboratório de Química.

7. Desenha os símbolos que nos indicam que as substâncias no laboratório são venenosas, comburentes e tóxicas.

Nota: Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:

1. Amadeu Afonso e Ernesto Domingos (2015), *Química 8ª classe*, Texto Editores, Lda.- Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química 8ª classe → Módulo 1 → Lição 1: A química e sua aplicação (p.1 a 12).

UNIDADE TEMÁTICA 2**SUBSTÂNCIAS E MISTURAS****I. RESUMO DE CONTEÚDOS****1. Matéria:****1.1. Conceito:**

> **Matéria é tudo aquilo que existe na Natureza, que ocupa espaço e tem massa.**

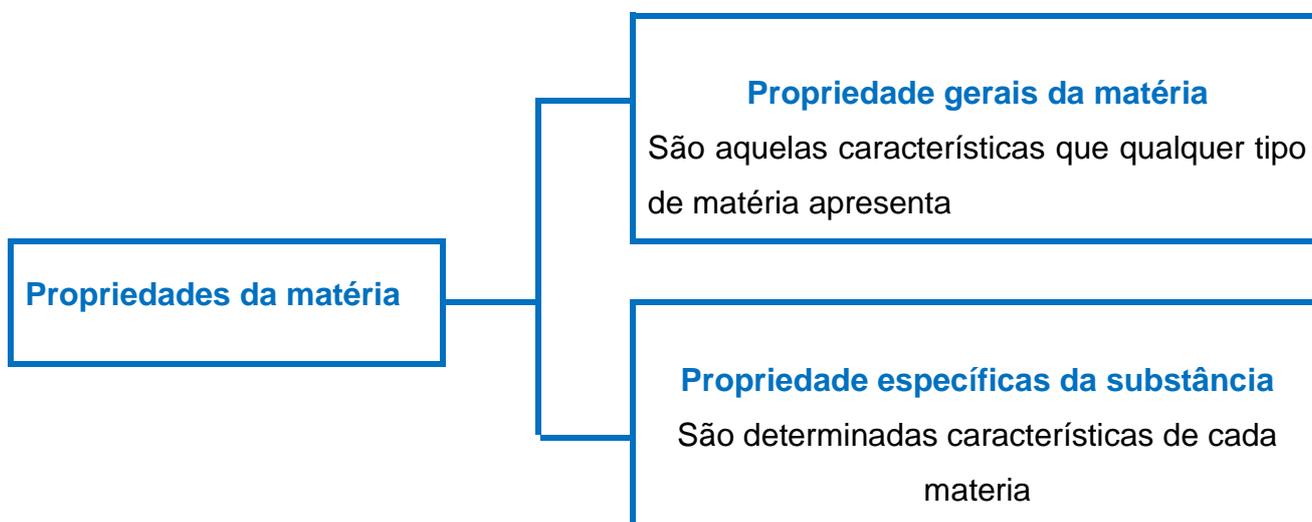
Por exemplo: areia, rochas, árvores, água, vidros, plásticos, etc.

> **Corpo é uma porção limitada de matéria.** Por exemplo: um tronco extraído de uma árvore, uma mesa ou uma cadeira de madeira ou de ferro, uma garrafa de plástico ou de vidro.

De que é feito o corpo?

Por exemplo, de que é feita a pedra de gelo, de que é feito o anel de ouro? De certeza que facilmente respondemos: a pedra de gelo é feita de água, o anel é feito de ouro. Portanto, água e ouro são **substâncias**.

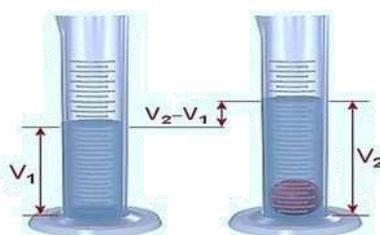
> **Substância é cada forma ou espécie de matéria que constitui a Natureza e tem uma composição definida.**

1.2. Propriedades da matéria:

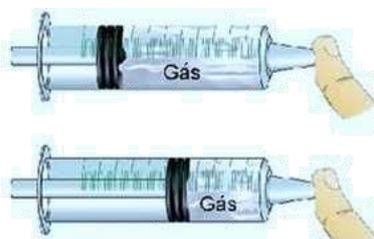
Propriedades gerais da matéria: a massa, o volume ou extensão, a impenetrabilidade, a divisibilidade, a elasticidade e a compressibilidade.

> Massa - corresponde a quantidade de matéria que um corpo possui. Volume ou extensão –refere-se ao espaço ocupado por um corpo.

> Impenetrabilidade - dois corpos, ou duas porções de matéria, não podem ocupar o mesmo lugar no espaço ao mesmo tempo. Por isso, quando mergulhamos uma pedra num copo com água o nível da água vai subir.



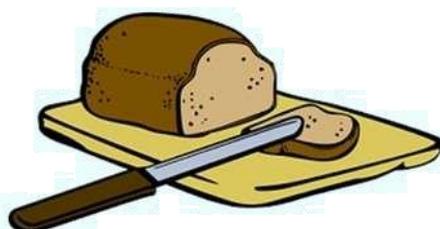
> Compressibilidade – quando a matéria está sofrendo a acção de uma força, seu volume diminui até um certo ponto.



(Um gás dentro de uma seringa reduz de volume ao ser comprimido)

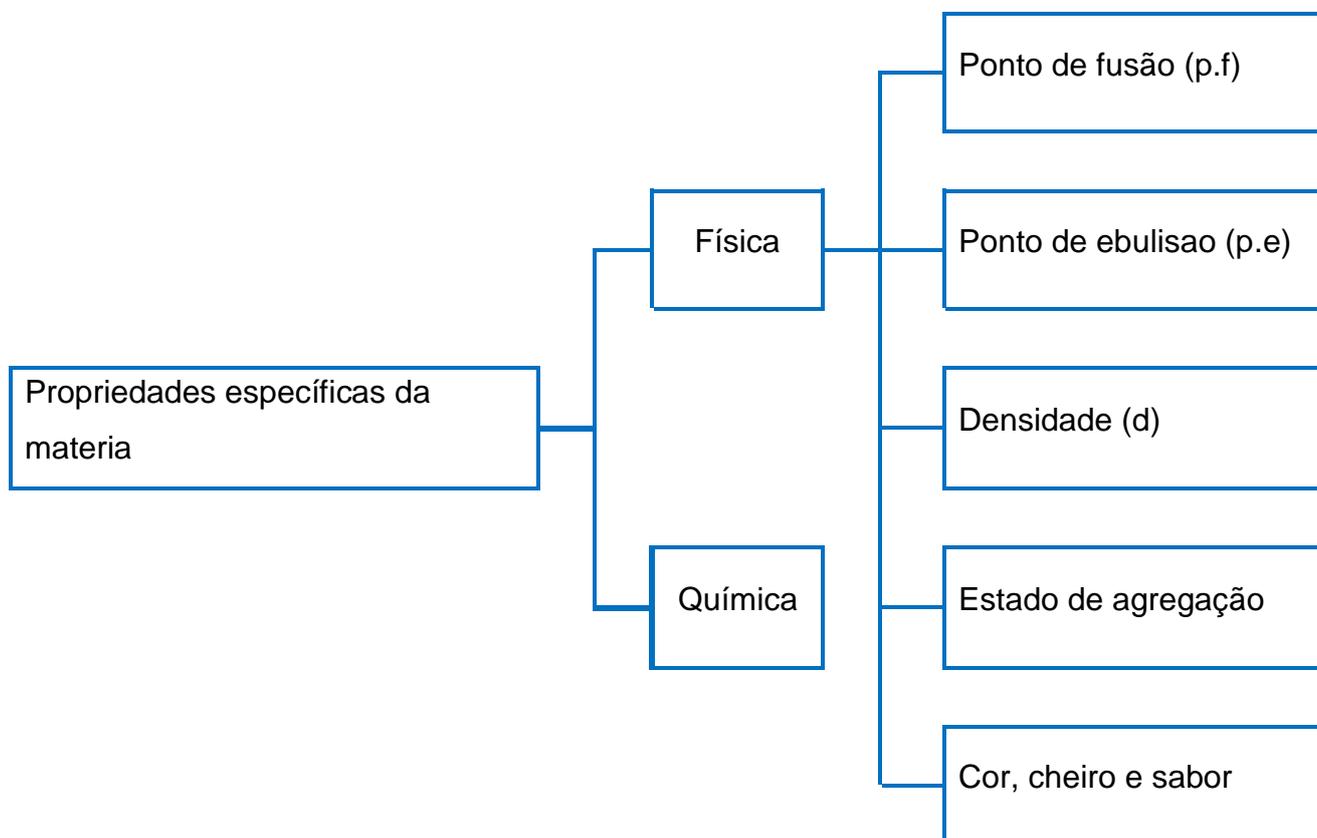
> Elasticidade - A matéria retorna ao volume e à forma iniciais quando cessa a compressão.

> Divisibilidade - A matéria pode ser dividida em partes cada vez menores, até certo limite, sem que suas propriedades se alterem.



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

As propriedades específicas podem ser classificadas em:



1.3. Estados físicos e mudança de estado físico da matéria

Estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

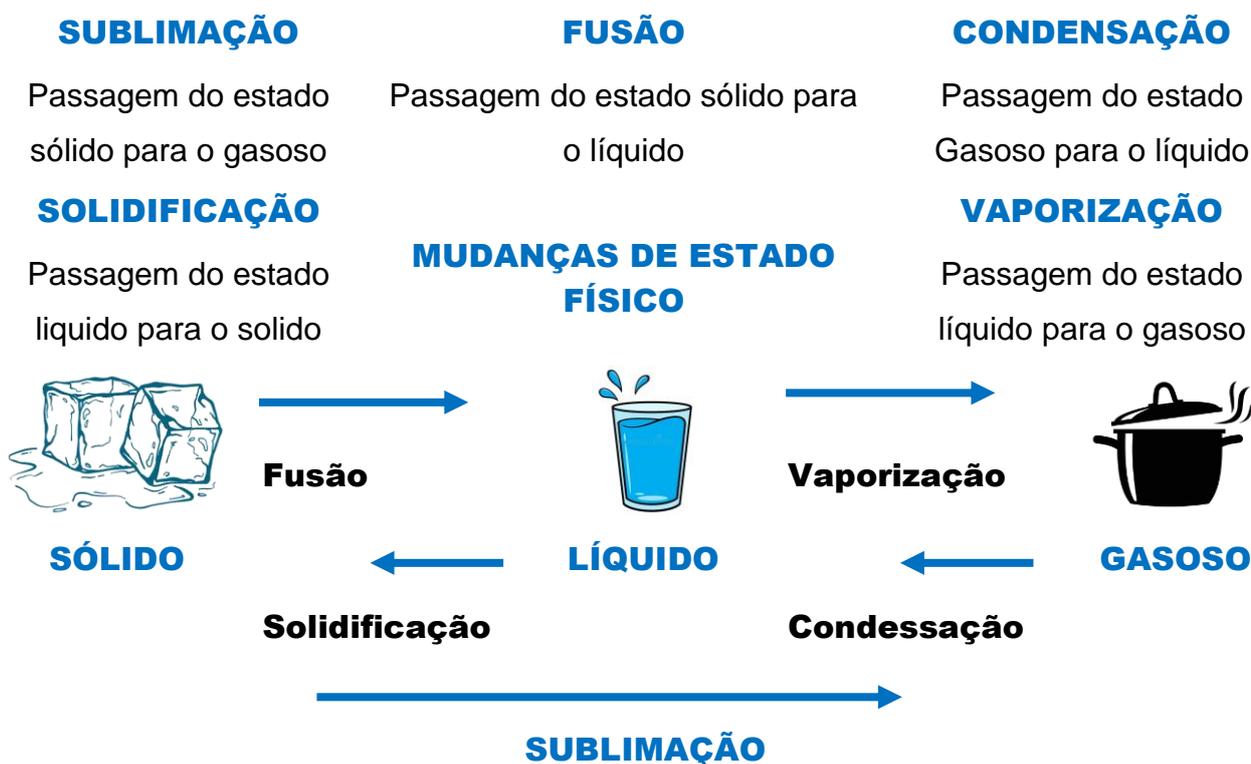
> A matéria no **estado sólido apresenta forma e volume constantes**. Exemplos: uma barra de ferro, uma pedra, uma madeira, etc.

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

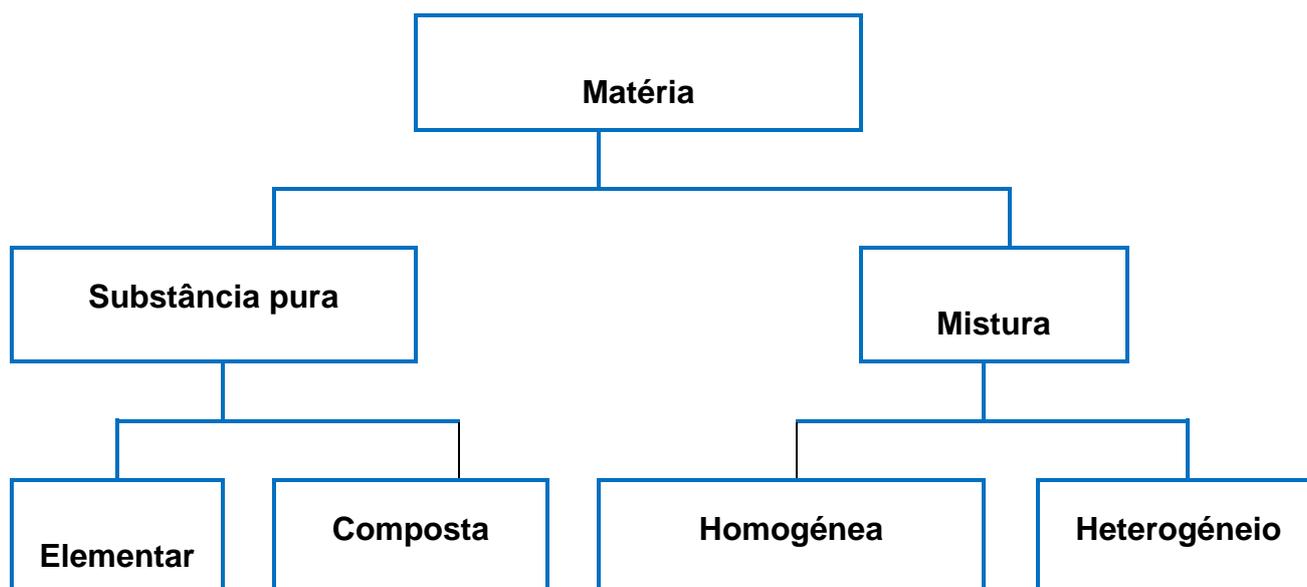
> A matéria no **estado gasoso apresenta forma e volume variáveis**. Exemplos: o oxigénio, o vapor de água, o dióxido de carbono.

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).



1.4. Classificação da matéria



2. Substância pura:

Uma substância pura é um tipo de matéria que, em determinadas condições, apresenta propriedades específicas invariáveis. As substâncias puras não apresentam impurezas, os seus pontos de fusão e de ebulição são fixos e não podem ser alterados.

> As substâncias puras formadas por apenas um único elemento químico designam-se de **substâncias elementares**. Por exemplos, o ferro, o alumínio, o oxigénio.

> As substâncias que são formadas por dois ou mais elementos químicos diferentes, designam-se de **substâncias compostas**. Por exemplo, a água, o dióxido de carbono.

3. Misturas:

Mistura é uma junção de duas ou mais substâncias diferentes, cujas propriedades mantêm-se inalteradas.

> **Mistura homogénea** é aquela que não conseguimos distinguir os componentes. Este tipo de mistura é também chamada de solução. Exemplos: Refrescos, água açucarada, chá, sumos.

> **Mistura heterogénea** é aquela em que conseguimos distinguir os seus componentes. Exemplos: areia e água, água e petróleo, açúcar e feijão.

4. Métodos de separação de misturas

4.1. Para misturas heterogéneas

Processo	No que se baseia	Tipo e exemplo	Como é feito
Catação	Diferença de tamanho e de aspecto das partículas	Sólido – Sólido Feijão e impurezas	Método rudimentar que utiliza as mãos ou uma pinça para separar os componentes da mistura.
Peneiração	Diferença do estado de granulação dos componentes.	Sólido – Sólido Areia fina e pedras	Agita-se a peneira, o componente de granulação menor atravessa a malha e recolhido.
Ventilação	Diferença de densidade entre os sólidos.	Sólido – Sólido Arroz e palha	Passa-se uma corrente de ar pela mistura, o sólido menos denso é arrastado e separado do mais denso.
Decantação	Diferença de densidade dos componentes.	Líquido - Líquido Sólido - Líquido Óleo em água ou terra em água	Dois ou mais líquidos imiscíveis se separam espontaneamente (o menos denso em cima). Para acelerar a separação de sólidos dispersos em líquidos, utiliza-se a centrífuga.
Decantação em funil	Diferença de densidade dos componentes.	Líquido – Líquido Água e óleo de cozinha	Consiste em deitar a mistura no funil e depois da deposição-decantação abre-se a torneira cuidadosamente, deixando passar o componente mais denso
Filtração	Diferença de estados físicos ou no estado de granulação dos componentes.	Sólido – Líquido Areia e água	Faz-se a mistura passar por um filtro que pode ser de papel: o líquido atravessa o filtro enquanto o sólido fica retido.
Separação magnética	Diferença do carácter magnético dos componentes	Sólido – Sólido Limalha de ferro + areia	Consiste em fazer passar o íman pela mistura. Assim, o componente com carácter magnético, geralmente o metálico, é extraído por um íman e o outro não é atraído.

4.2. Para misturas homogéneas

Processo	No que se baseia	Tipo e exemplo	Como é feito
Evaporação	Diferença acentuada entre os pontos de ebulição	Sólidos - Líquido Água do mar	A mistura é deixada em repouso ou é aquecida até que o líquido sofra evaporação.
Destilação simples	Diferença acentuada entre os pontos de ebulição	Sólido - Líquido NaCl e água	O balão de destilação é aquecido sobre uma tela de amianto na chama de um bico de Bunsen. O líquido entra em ebulição, o vapor

	das substâncias.		vai para o condensador, é condensado e recolhido no Erlenmeyer
Cromatografia	Diferença de mobilidade (velocidade) dos componentes da mistura numa superfície em presença de um solvente determinado.	Líquido Líquido Separar os componentes da tinta	- Coloca-se a gota de tinta de caneta num pedaço de papel. - O pedaço de papel é mergulhado no álcool. - Por acção da força capilar, o álcool humedece todo o papel (de baixo para cima) e transporta consigo a tinta, cujos componentes se deslocam de forma diferente, separando-se.



II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO

1. Assinala com um ✓ todos os exemplos de **matéria**:

- | | |
|-------------|-----------|
| a) Plástico | b) Casa |
| c) Som | d) Carro |
| e) Areia | f) Luz |
| g) Energia | h) Rocha |
| i) Água | j) Animal |
| k) Árvore | l) Mesa |

2. Assinala com um ✓ todos os exemplos de **corpos**:

- | | |
|-------------|----------------------------|
| a) Árvore | b) Uma mesa de madeira |
| c) Plástico | d) Uma garrafa de plástico |
| e) Vidro | f) Um copo de vidro |
| g) Água | h) Pedra de gelo |

3. Assinala com um ✓ todos os exemplos de **substância**:

- | | |
|-----------|----------------------|
| a) Ar | b) O oxigénio |
| c) O ouro | d) Uma barra de ouro |
| e) Água | f) Pedra de gelo |

4. Marca com um ✓ o único exemplo de matéria no estado sólido:

- | | |
|-------------|----------|
| A. Gasolina | B. Ar |
| C. Água | D. Areia |

5. Marca com um ✓ o único exemplo de matéria no estado líquido:

- A. Gasolina
 B. Hidrogénio
 C. Lápis
 D. Oxigénio

6. Marca com um ✓ o único exemplo de matéria no estado gasoso:

- A. Mesa
 B. Fumo das queimadas
 C. Cerveja
 D. Sumo de laranja

7. Preenche a tabela seguinte com as palavras **Variável** e **Constante** de forma a obter uma caracterização verdadeira em relação aos estados físicos da matéria:

Estado físico	Forma	Volume
Sólido		
Líquido		
Gasoso		

8. Submetendo ao aquecimento a substância sólida X, a Maria notou que, à temperatura de 175°C, se tornou líquida. Continuando a aquecê-la, começou a observar-se vapor aos 800°C. Completa as frases de modo que tenham sentido completo:

- a. A temperatura de 800°C chama-se.....
- b. A temperatura de 175°C chama-se.....
- c. Nas condições descritas, a substância X retornaria ao estado sólido a°C.
- d. A substância X gasosa passa ao estado líquido a°C.

9. Assinala com um ✓ todos os processos de mudança de estado físico da matéria:

- a. Dissolução
 b. Fusão
 c. Matéria
 d. Ponto de ebulição
 e. Sublimação
 f. Balançamento

10. Assinala com V ou F, conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas:

- A. A passagem da matéria do estado líquido ao estado gasoso por fornecimento de calor chama-se condensação.

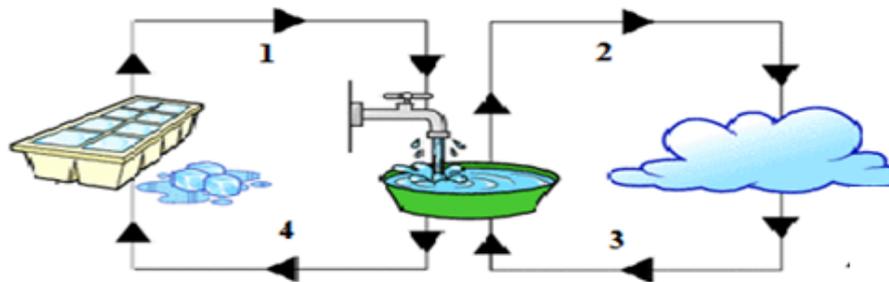
- B.** A passagem da matéria do estado sólido para o estado líquido chama-se vaporização.
- C.** A passagem da matéria do estado gasoso para o estado líquido chama-se condensação.
- D.** A evaporação é a passagem lenta da matéria do estado líquido ao estado gasoso que ocorre à temperatura ambiente, por acção do Sol ou do vento.

11. O iodo é uma substância química sólida que, quando aquecida, muda directamente do estado sólido para o estado gasoso. Como é que se chama esta mudança?

- A.** Vaporização **B.** Solidificação **C.** Sublimação **D.** Condensação

Justifica a opção.

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



13. Faz a correspondência entre A e B:

A

Tipo de mistura
1. Heterogénea
2. Homogénea

B

Exemplos de mistura
A. Água açucarada
B. Salada de alface, tomate e pepino
C. Arroz + amendoim
D. Álcool + água

14. De entre os métodos abaixo, o único que não é adequado para separar os componentes de misturas homogéneas é:

Destilação simples

Evaporação

Catação

Cromatografia

15. De entre os métodos abaixo, o único que não é usado para separar misturas heterogéneas é:

Separação magnética

Decantação

Evaporação

Filtração

- 16.** Considerando uma mistura de sal de cozinha (cloreto de sódio) e areia, a sequência mais adequada que deve ser realizada, para recuperar o sal e deixá-lo em condições de uso, é:
- A.** sublimação, dissolução com água e filtração.
 - B.** separação magnética e dissolução com água.
 - C.** catação e destilação.
 - D.** dissolução com água, filtração e evaporação.

Nota: Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:

1. Amadeu Afonso e Ernesto Domingos (2015), *Química 8ª classe*, Texto Editores, Lda.- Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química 8ª classe → Módulo 1 → Lição 2: o que é a matéria? (p.13 a 22); lição 3: classificação da matéria (p.23 a 37); lição 4: Mudança dos estados físicos da matéria (p.39 a 50); Lição 6: o que são misturas (p.61 a 69); Lição 7: tipo de mistura (p.71 a 78); Lição 8 e lição 9 (p.79 a 103)

UNIDADE TEMÁTICA 3**ESTRUTURA DA MATÉRIA E REACÇÕES QUÍMICAS****I. RESUMO DE CONTEÚDOS****1. Estrutura da matéria:****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 divisível em partículas de menores dimensões – as partículas subatómicas (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): é a quantidade de protões presentes num átomo.

$$Z = p^+$$

> Número de massa (A): é a soma do número de protões e neutrões (n^0) presentes no átomo

$$A = Z + N$$

(N: número de neutrões)

Exemplo: um átomo de sódio contém 11 protões e 12 neutrões, portanto, 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.

$$p^+ = e^-$$

1.2. Elemento químico:

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

Exemplos de elementos químicos: hidrogénio, oxigénio, sódio, cloro, zinco, nitrogénio, ferro, carbono, alumínio, etc.

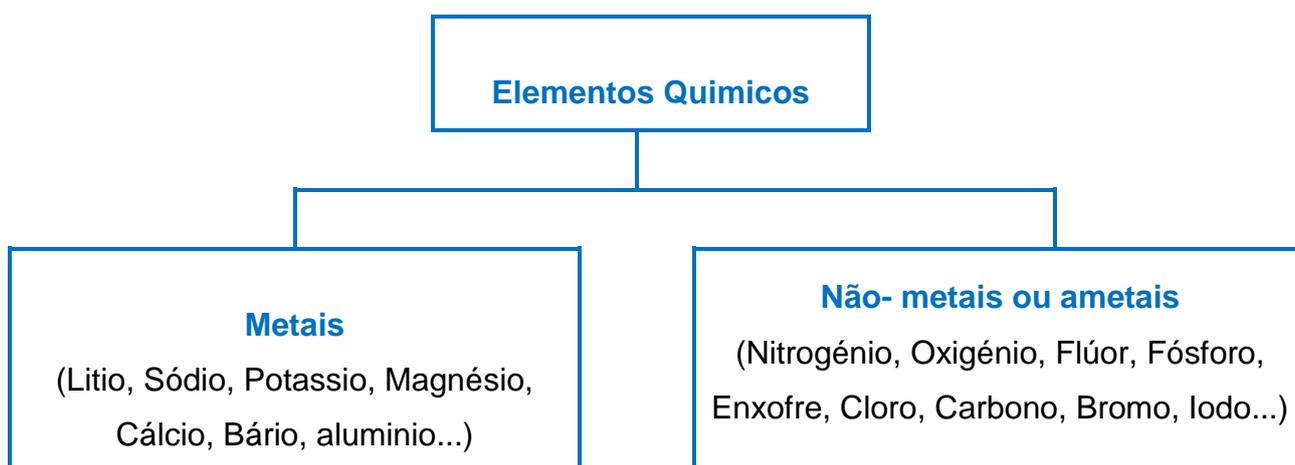
O número atómico é característico para cada elemento químico, sendo o seu número de identificação.

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

Tabela 1: Alguns exemplos de símbolos químicos dos elementos

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

> Classificação dos elementos químicos



1.3. Substâncias metálicas

> Estado físico: em condições normais, todos os metais são sólidos, com excepção do mercúrio que é líquido.

> Cor: em geral, os metais são branco-acinzentados, variando a tonalidades de uns para os outros. O ouro é amarelo, o cobre é vermelho, a prata e o alumínio são acinzentados.

> Brilho: os metais apresentam um brilho característico chamado metálico.

> Condutibilidade calorífica: os metais são de um modo geral bons condutores de calor. Os melhores condutores são a prata, o cobre e o alumínio.

> Densidade: quase todos os metais são mais densos que água.

> Condutibilidade eléctrica: os metais são bons condutores de electricidade, embora esta varie nos diversos metais. Os melhores condutores de electricidade são: prata, cobre e alumínio.

> Maleabilidade e ductibilidade: todos os metais são maleáveis e dúcteis

1.4. Substâncias ametálicas

As substâncias ametálicas são formadas por elementos químicos ametálicos.

Os ametais apresentam propriedades opostas às dos metais:

> O estado físico varia pois existem ametais gasosos, sólidos, sendo que o bromo é o único líquido.

> Não apresentam brilho, à excepção do iodo e o carbono (sob a forma de grafite), que apresentam brilho característico.

> São leves

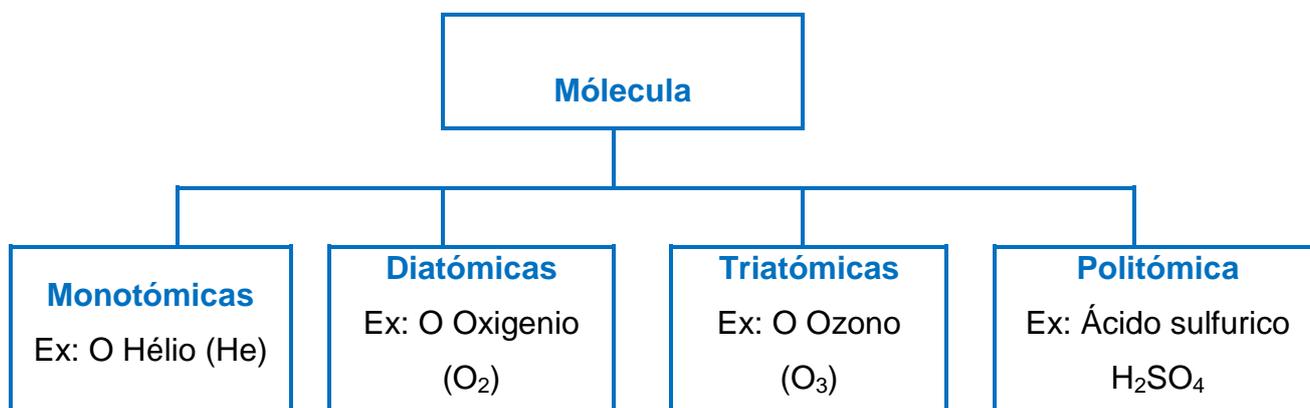
> Não são bons condutores nem de calor nem de electricidades, mas a grafite é boa condutora.

> Não são maleáveis e nem dúcteis.

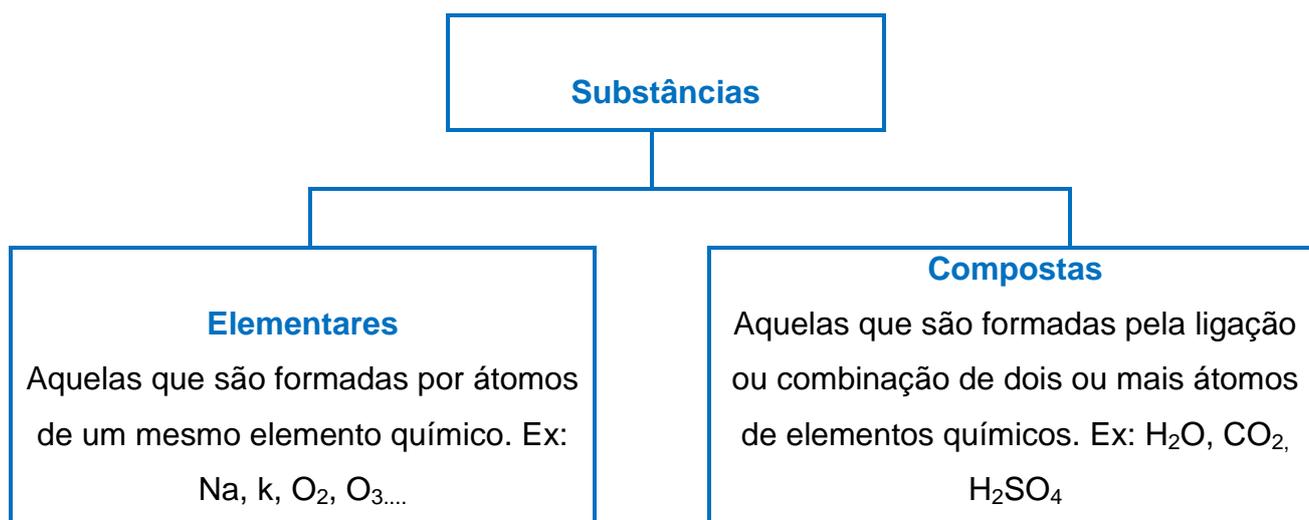
1.5. Molécula

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.

Classificação da molécula quanto ao número de átomos:



1.6. Classificação das substâncias



> Fórmulas químicas

Fórmula química é uma representação das moléculas através de símbolos químicos, números e traços.

1.7. Valência

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

As valências são representadas em numeração romana.

Tabela 2: Valência de alguns elementos químicos

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

Montagem de fórmula química de uma molécula:

> **Passo 1:** Escreve-se os símbolos dos átomos dos elementos que constituem a molécula.

> **Passo 2:** 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**.

O **índice** indica o número de átomos de cada elemento que estão quimicamente ligados. Quando o índice é um, omite-se, isto é, não se coloca na fórmula química.

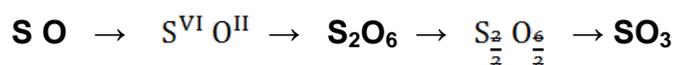
Exemplos 1: a molécula de oxigénio que é constituída por dois átomos de oxigénio, tem como fórmula química: O₂

2: a molécula de ozono, formada por três átomos de oxigénio, tem como fórmula química: O₃

3: Montar a fórmula química do dióxido de carbono (Valência de carbono: IV, valência de oxigénio: II)



4: Montar a fórmula química do trióxido de enxofre (Valência de enxofre: VI, valência de oxigénio: II)



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.

1.8. Cálculo de massa molecular (MM)

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

> **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).> **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**.

Exemplo 1: $M_r(\text{O}_2) = A_r(\text{O}) + A_r(\text{O}) = 2 A_r(\text{O}) = 2 \times 16 = 32$

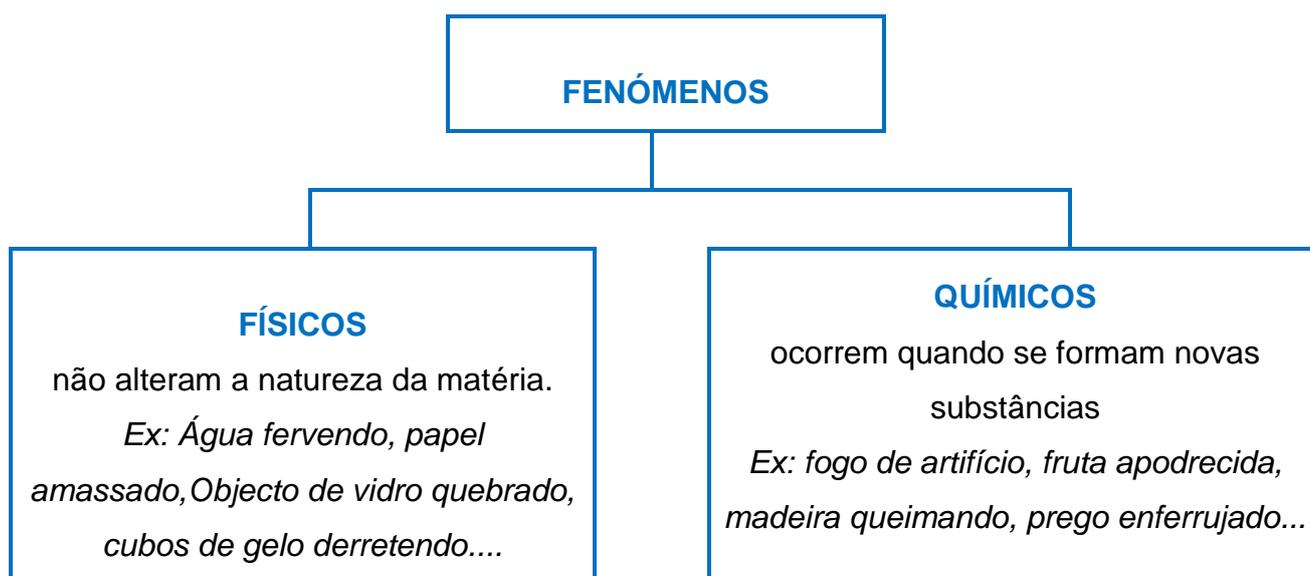
Exemplo 2: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$

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

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

2. Reacções químicas:

> Fenómenos físicos e químicos



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

> **Equação química:** é a representação gráfica de uma reacção química através de símbolos e fórmulas químicas (a transformação das substâncias).

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

> Lei de conservação de massa – Lei de Lavoisier

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

> Acerto de equações químicas pelo método das tentativas

Os coeficientes são obtidos por tentativas. Sugere-se a seguinte ordem de prioridade:

1º) Metais e ametais

2º) Hidrogénio

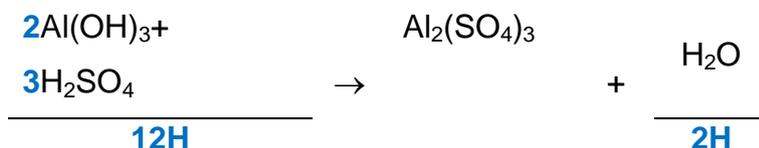
3º) Oxigénio

Âmbito de aplicação: Este método pode ser usado para todos os tipos de reacções químicas. Mas é mais utilizado para as reacções químicas simples.

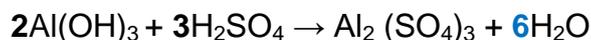
Exemplo 1: $\text{Al(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

1º) Metais e ametais: $2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

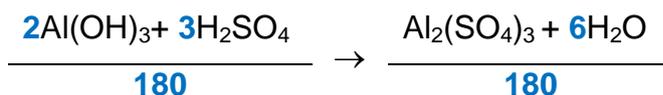
2º) Hidrogénio:



> O coeficiente de H_2O é 6 porque: $12 = 6 \times 2$



3º) Oxigénio: Verifique a quantidade de oxigénio em reagentes e em produtos:



A equação está balanceada.

Tipos de reacções químicas:

Quanto ao número de participantes:

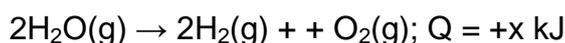
- > Reacção de síntese (combinação): $A + B \rightarrow AB$
- > Reacção de decomposição (análise): $AB \rightarrow A + B$

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. Cálculos químicos

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

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

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

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

- > ou a **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 atómica relativa, mas expressa-se em g/mol.

> Para uma molécula, o valor da sua massa molar é igual à massa molecular relativa dessa substância, 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.

Composição percentual das substâncias

Tendo a fórmula química de uma substância, pode-se conhecer a percentagem de participação de cada elemento na substância. Para tal, 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.



II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS

2.1. Cálculo da massa molecular relativa

$$M_r = i_1 A_{r1} + i_2 A_{r2} + i_n A_{rn}$$

Onde:

M_r : a massa molecular relativa

$i_1, i_2 \dots i_n$: índices dos elementos na molécula

A_{r1}, A_{r2}, A_{rn} : as massas atómicas relativas dos elementos

Nota:

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

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

Exercícios

1. Calcula a massa molecular relativa das seguintes substâncias, depois dá a massa molar:

- | | |
|-----------------------------------|--|
| 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 |

Resolução:

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) = 44 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. Al ₂ (SO ₄) ₃	A _r (Al) =27 A _r (S) =32 A _r (O) =16	M _r [Al ₂ (SO ₄) ₃] = 2×A _r (Al) + [1×A _r (S)+ 4×A _r (O)]×3 = 2×27+[1×32+ 4×16]×3=342 Então M _r [Al ₂ (SO ₄) ₃] = 342 g/mol

2.2. Relação entre a quantidade de substância, a massa e número de partículas

Massa molar de uma substância

$$M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)} \leftrightarrow m = n \times M \text{ (g)}$$

Onde:

M: massa molar

m: massa de substância

n: quantidade da substância (número de moles)

Número de partículas (átomos, moléculas, iões)

$$N = n \times N_A \longleftrightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

Onde:

N - número de partículas (átomos, moléculas, iões)

n - quantidade da substância (número de moles)

N_A - número de Avogadro ou constante de Avogadro ($N_A = 6,02 \times 10^{23}$ partículas/mole)

Exercícios resolvidos

1. Quantas moles de substância correspondem:

- | | |
|-----------------------|-----------------------------------|
| a. 4,8 g de magnésio | e. 10,2 g de trióxido de alumínio |
| b. 13,5 g de alumínio | f. 12 g de hidróxido de sódio |
| c. 6,9 g de sódio | g. 7,1 g de sulfato de sódio |
| d. 12,8 g de enxofre | h. 34,2 g de sulfato de alumínio |

Resolução

a. 4,8 g de magnésio

Dados	Resolução
$m(\text{Mg}) = 4,8 \text{ g}$ $A_r(\text{Mg}) = 24 \rightarrow M(\text{Mg}) = 24 \text{ g/mol}$ $n(\text{Mg}) = ?$	Temos fórmula: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{4,8}{24} = 0,2 \text{ mol}$

b. 13,5 g de alumínio

Dados	Resolução
$m(\text{Al}) = 13,5 \text{ g}$ $A_r(\text{Al}) = 27 \rightarrow M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$ $n(\text{Al}) = ?$	Temos fórmula: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{13,5}{27} = 0,5 \text{ mol}$

c. 6,9 g de sódio

Dados	Resolução
$m(\text{Na}) = 6,9 \text{ g}$ $A_r(\text{Na}) = 23 \rightarrow M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$ $n(\text{Na}) = ?$	Temos fórmula: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{6,9}{23} = 0,3 \text{ mol}$

d. 12,8 g de enxofre

Dados	Resolução
$m(S) = 12,8 \text{ g}$ $A_r(S) = 32 \rightarrow M(S) = 32 \text{ g/mol}$ $n(S) = ?$	Temos fórmula: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{12,8}{32} = 0,4 \text{ mol}$

e. 10,2 g de trióxido de alumínio

Dados	Resolução
$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 10,2 \text{ g}$ $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \rightarrow M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol}$ $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$	Temos: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{10,2}{102} = 0,1 \text{ mol}$

f. 12 g de hidróxido de sódio

Dados	Resolução
$m(\text{NaOH}) = 12 \text{ g}$ $M_r(\text{NaOH}) = 40 \rightarrow M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$ $n(\text{NaOH}) = ?$	Temos: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{12}{40} = 0,3 \text{ mol}$

g. 7,1 g de sulfato de sódio

Dados	Resolução
$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 7,1 \text{ g}$ $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \rightarrow M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ g/mol}$ $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$	Temos: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{7,1}{142} = 0,05 \text{ mol}$

h. 34,2 g de sulfato de alumínio

Dados	Resolução
$m[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 34,2 \text{ g}$ $M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 342$ $\rightarrow M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 342 \text{ g/mol}$ $n[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = ?$	Temos: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$ $\rightarrow n[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = \frac{m[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]}{M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]} = \frac{34,2}{342} = 0,1 \text{ mol}$

2. Quais são as massas de substâncias que correspondem à?

- a. 2 mol de hidróxido de sódio
b. 0,15 mol de sulfato de sódio

Resolução:

- a. 2 mol de hidróxido de sódio

Dados	Resolução
$n(\text{NaOH}) = 2 \text{ mol}$ $M_r(\text{NaOH}) = 40 \rightarrow M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$ $m(\text{NaOH}) = ?$	Temos: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow m = n \times M \text{ (g)}$ $\rightarrow m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \times M(\text{NaOH})$ $= 2 \times 40 = 80 \text{ g}$

- b. 0,15 mol de sulfato de sódio

Dados	Resolução
$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,15 \text{ mol}$ $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \rightarrow M(\text{NaOH}) = 142 \text{ g/mol}$ $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$	Temos: $M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \leftrightarrow m = n \times M \text{ (g)}$ $\rightarrow m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) \times M(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ $= 0,15 \times 142 = 21,3 \text{ g}$

3. Quantos gramas correspondem a $3 \cdot 10^{24}$ átomos de alumínio?

- A) 100g B) 130g C) 110g D) 135g E) 150g

Resolução:

Dados:

$$N(\text{Al}) = 3 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

partículas/mol

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Al}) = ?$$

Temos a fórmula:

$$N = n \times N_A \longleftrightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

$$\rightarrow n(\text{Al}) = \frac{3 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} \approx 5 \text{ mol}$$

$$\rightarrow m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 5 \times 27 = 135 \text{ g}$$

Resposta: 135 g de alumínio correspondem a $3 \cdot 10^{24}$ átomos de alumínio \rightarrow **D)**

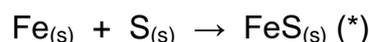
4. De acordo com a Lei de Lavoisier, faz se reagir completamente, em ambiente fechado, 1,12g de ferro com 0,64 g de enxofre. A massa, em gramas, de sulfureto de ferro obtido será de: (Dados: Fe = 56g/mol; S = 32g/mol)

- A) 2,76 B) 2,24 C) 1,76 D) 1,28 E) 0,48

Resolução:

Dados:

A equação química é:



$$m(\text{Fe}) = 1,12\text{g} \quad n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{1,12}{56} = 0,02 \text{ mol}$$

$$M(\text{Fe}) = 56\text{g/mol}$$

$$m(\text{S}) = 0,64\text{g}$$

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{0,64}{32} = 0,02 \text{ mol}$$

$$M(\text{S}) = 32\text{g/mol}$$

$$\rightarrow \frac{n(\text{Fe})}{1} = \frac{n(\text{S})}{1} = 0,02$$

$$m(\text{FeS}) = ?$$

→ a quantidade de ferro e enxofre são suficientes para reagir completamente

De acordo com a Lei de Lavoisier, temos:

A soma das massas dos reagentes = A soma das massas dos produtos

$$\rightarrow m(\text{Fe}) + m(\text{S}) = m(\text{FeS})$$

$$\rightarrow m(\text{FeS}) = m(\text{Fe}) + m(\text{S}) = 1,12 + 0,64 = 1,76 \text{ g}$$

Resposta: a massa de sulfureto de ferro obtido é 1,76 g → **C)**

2.3. Cálculo da composição percentual das substâncias

Exemplo 1: Qual é a composição centesimal do dióxido de enxofre (SO₂)? Dados S = 32 e O = 16.

Resolução:

$$A_r(\text{S}) = 32$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$\% \text{ S} = ?$$

$$\% (\text{O}) = ?$$

> Determinação da massa molecular relativa do SO₂:

$$M_r(\text{SO}_2) = A_r(\text{S}) + 2A_r(\text{O}) = 32 + 2 \times 16 = 64$$

> Determinação da massa de cada elemento:

No composto SO₂, existe um átomo de enxofre e dois átomos de oxigénio.

A massa do elemento enxofre é a massa de 1 átomo de S.

$$m(\text{S}) = 1 \times A_r(\text{S}) = 1 \times 32 = 32 \text{ g}$$

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

$$m(\text{O}) = 2 \times A_r(\text{O}) = 2 \times 16 = 32 \text{ g}$$

> Determinação da percentagem de cada elemento:

$$64\text{g (SO}_2) \text{ ----- } 100\%$$

$$32\text{g (S)} \text{ ----- } x \%$$

$$x = \frac{32 \text{ g} \times 100\%}{64 \text{ g}} = 50\% \rightarrow \% \text{ S} = 50\%$$

$$64g (\text{SO}_2) \text{ ----- } 100\%$$

$$32g (\text{O}) \text{ ----- } y \%$$

$$y = \frac{32 \text{ g} \times 100\%}{64 \text{ g}} = 50\% \rightarrow \% \text{ O} = 50\%$$

R: A composição centesimal do dióxido de enxofre é de 50% e de 50% de oxigénio.



III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO

1. Ao conjunto de átomos com o mesmo número atómico chama-se:

- A. Átomo. B. Molécula.
 C. Elemento químico. D. Símbolo químico.

2. Dados os elementos: carbono, alumínio, fósforo, cobre e oxigénio, os metais são:

- A. Carbono e Alumínio. B. Fósforo e Cobre.
 C. Oxigénio e Carbono. D. Cobre e Alumínio.

3. Dados os elementos: nitrogénio, ouro, cloro e zinco, os ametais são:

- A. Nitrogénio e ouro. B. Nitrogénio e cloro.
 C. Ouro e cloro. D. Ouro e Zinco.

4. Marca com um X a representação certa do símbolo do Cloro:

- A. C B. CO C. CL D. Cl

5. Marca com um X a representação certa do símbolo do Cálcio:

- A. C B. Ca C. Cu D. Cl

6. Escreve os símbolos dos seguintes elementos:

- a. Cobre (utilizado em fios eléctricos)
- b. Platina (usada nos catalisadores automotivos)
- c. Árgon (usado como gás em lâmpadas)
- d. Lítio (usado em combustíveis para foguete)
- e. Hidrogénio (enchimento de balões e combustível para foguetes)
- f. Flúor (aditivo para pasta de dentífrica)
- g. Titânio (usado em próteses, pinos para fracturas)

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

- a. Ag..... b. C
.....
- e. Fe f. Si
.....
- i. O j. Al k. Au l. H
-

8. Os símbolos Na, S e Sn representam, respectivamente, os nomes dos elementos químicos: (marca com um X a resposta certa.)

- A. Sódio, Enxofre e Estanho. B. Potássio, Enxofre e Zinco.
C. Sódio, Flúor e Estanho. D. Potássio, Flúor e Zinco.

9. Completa a tabela seguinte:

Elemento Químico	Símbolo	Nº de massa (A)	Nº atómico (Z)	Electrões (e ⁻)	Protões (p ⁺)	Neutrões (n)
Oxigénio		16			8	
Alumínio			13			14
	Ca			20		20
	H	1			1	
Sódio			11	11		12
	N	14		7	7	
Magnésio			12			12
Lítio		7			3	
	K			19		20

10. Dadas as valências dos compostos, completa no quadro abaixo as fórmulas químicas

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

III. Água oxigenada $\xrightarrow{\text{Luz}}$ água e gás oxigénio

Classifica cada transformação em fenómeno físico ou químico.

16. Dadas as seguintes equações químicas: identifica as reacções de combinação e as de decomposição.

- a) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b) $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- c) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Nota: Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:

1. Amadeu Afonso e Ernesto Domingos (2015), *Química 8ª classe*, Texto Editores, Lda.- Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química 8ª classe → Módulo 2 (Lição de 1 a 6) e Módulo 4 (Lição de 1 a 11).

UNIDADE TEMÁTICA 4**ÁGUA****I. RESUMO DE CONTEÚDOS****1. Água**

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

Propriedades físicas da água:

À temperatura ambiente, a água apresenta-se no estado líquido.

- > é incolor – não tem cor.
- > é inodora – não tem cheiro.
- > é insípida – não tem sabor.
- > é solvente – dissolve bem outras substâncias.
- > A temperatura de ebulição, isto é, a temperatura a que começa a ferver é de 100°C.
- > A temperatura de fusão, isto é, a temperatura a que congela é de 0°C.

Composição química da água:

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

Fórmula molécula: H₂O

Água como solvente:

A **solubilidade** é a capacidade de uma substância se dissolver noutra, a certa temperatura.

Uma **solução** (mistura homogénea) é resultado da interacção do componente ou substância que dissolve a outra, o **solvente**, com a que é dissolvida, o **soluto (Solução = solvente + soluto)**. Na formação da solução, a água é o componente que participa como **solvente**.

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

Substância insolúvel é a que não se dissolve em água e forma uma **mistura heterogénea**, que não é solução. Por exemplo, a areia, a pedra, etc.

A dissolução de uma substância sólida em água é influenciada pelos factores **temperatura, estado de divisão das partículas e agitação**.

Concentração de uma solução:

À relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução designa-se **concentração da solução**

Tipos de concentração:

Concentração molar

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

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

n - número de moles do soluto (mol);

V - volume total da solução (l).

Concentração percentual

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

Onde:

C%- concentração percentual

m₁- massa de soluto

m- massa da solução

m(solução)= m(soluto) + m (solvente)=m₁ + m₂

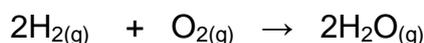
2. Hidrogénio:

a) Propriedades físicas

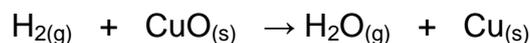
- > É um gás incolor (não tem cor), inodoro (não tem cheiro), insípido (não tem sabor).
- > É menos denso que o ar.
- > É insolúvel em água e é incomburente.

b) Propriedades químicas

- > Reacção do hidrogénio com o oxigénio

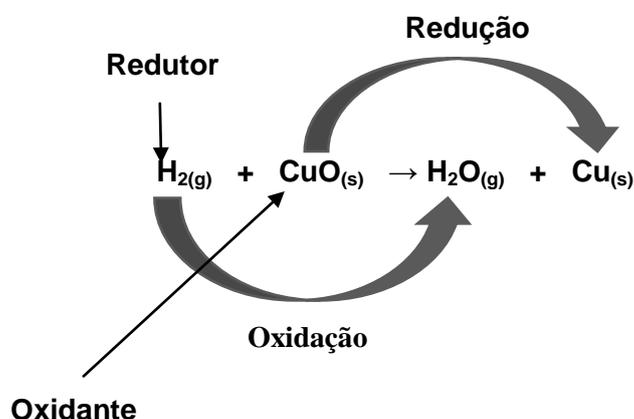


- > Reacção do hidrogénio com óxidos metálicos



3. Reacções redox:

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



c) Semi-equação de oxidação (ganho de oxigénio): $\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$

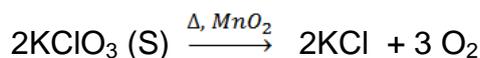
d) Semi-equação de redução (perda de oxigénio): $\text{CuO}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$

4. Oxigénio:

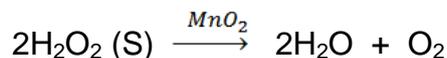
a. Obtenção do oxigénio no laboratório

O oxigénio é obtido a partir da decomposição de substâncias em cuja composição existe o oxigénio, por exemplo:

> Decomposição do clorato de potássio (KClO_3):



> Decomposição do peróxido de hidrogénio (H_2O_2):



Catalisadores: Os catalisadores são substâncias que alteram a rapidez de uma reacção química, diminuem ou aumentam o tempo de formação de produtos de reacção e não são gastas durante a reacção. Existem dois tipos de catalisadores: catalisadores positivos ou, simplesmente, catalisador e catalisadores negativos ou inibidores

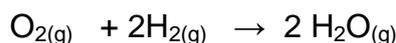
b. Obtenção do oxigénio na indústria: a electrólise da água e a destilação fraccionada

c. Identificação do oxigénio: o Oxigénio identifica-se pela característica que tem de avivar a chama das combustões, isto é, por ser um gás comburente, alimenta as combustões.

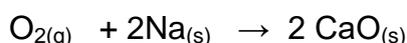
d. Propriedades físicas do oxigénio: é um gás incolor (não tem cor), inodoro (não tem cheiro), insípido (sem sabor); é ligeiramente mais denso do que o ar; é um pouco solúvel em água; p.f = - 218,8°C, p.e = - 183°C; é comburente.

e. Propriedades químicas do oxigénio

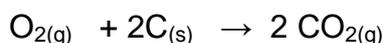
> Reage com hidrogénio



> Reage com os metais → **óxidos**



> Reage com os ametais → **óxidos**



5. Óxidos

Óxidos são substâncias constituídas por átomos de dois elementos químicos, sendo um dos elementos, o oxigénio.

Classificação: os óxidos classificam-se em óxidos metálicos e óxidos ametálicos.

> Os **óxidos metálicos**, tal como o nome refere, são constituídos por oxigénio e um elemento metálico. Por exemplo, Na₂O, K₂O, CaO, BaO...

> Os **óxidos ametálicos** são formados por oxigénio e um elemento ametálico. Por exemplo, CO₂, SO₂, N₂O...

Nomenclatura:

> **Óxidos metálicos:**

Óxido + de + nome do metal

Exemplo:

Na₂O: óxido de sódio

BaO: óxido de bário

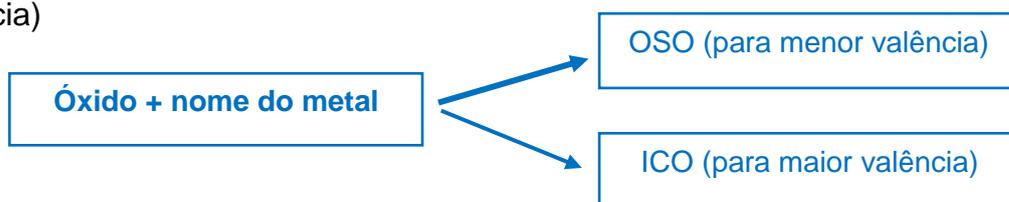
Al₂O₃: óxido de alumínio

NB: Os metais de valência variável, formam mais do que um óxido, nestes casos, deve-se indicar a valência do metal no fim do nome do respectivo óxido

Ex.: FeO – Óxido de ferro (II); Fe₂O₃ – Óxido de ferro (III)

CuO: óxido de cobre (II); Cu₂O: óxido de cobre (I)

Ou podemos usar as designações **oso** (para o de menor valência) e **ico** (para o de maior valência)



Ex.: FeO – Óxido ferrooso; Fe₂O₃ – Óxido férrico

> Óxidos ametálicos:

Prefixo + óxido + de + nome do ametal

O prefixo indica-nos o número de átomos de oxigénio presentes no óxido:

Nº de átomos	Prefixo grego	Nº de átomos	Prefixo grego
1	Mono	5	Penta
2	Di	6	Hexa
3	Tri	7	Hecpt
4	Tetra	8	Octa

Exemplo:

CO₂: dióxido de carbono

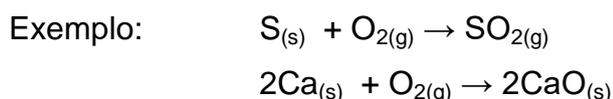
CO: monóxido de carbono

SO₃: trióxido de enxofre

P₂O₅: pentóxido de fósforo ou pentóxido de di fósforo

6. Oxidação

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



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.

Elas são lentas porque decorrem no ar livre, onde o oxigénio encontra-se misturado com outros gases fazendo com que a superfície da substância seja atingida por um menor número de moléculas de oxigénio.

Também as suas temperaturas são baixas porque uma parte do calor liberto é consumido pelos diferentes gases envolvidos na oxidação.

Por exemplo, o enferrujamento dos metais, produzindo ferrugem (grades de ferro nas casas), cuja equação se traduz em: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

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 ocorrem em meios ricos em oxigénio e podem ser violentas.

Por exemplo, a queima da lenha, carvão, ou papel, produzindo chama, luz (energia luminosa) e calor (energia calorífica), que pode ser traduzida na equação: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

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 rápida tem aspectos comuns que são:

Os reagentes são sempre o oxigénio e um outro elemento químico qualquer.

Os produtos são sempre óxidos.

7. Energia envolvida em reacções químicas

É uma das manifestações de ter ocorrido uma reacção química, é a absorção ou libertação de energia

A maior parte das reacções químicas no seu decurso são acompanhadas pela absorção ou libertação de energia em forma de calor.

- > Os processos que envolvem a libertação de calor são **processos exotérmicos** (exo = para fora; térmico = calor);
- > Os processos em que há absorção de calor são processos endotérmicos (endo = para dentro).

Calor da reacção pela expressão:

$$Q = E_p - E_r \text{ (unidade: joule por mol – J/mol ou quilojoule por mol – kJ)}$$

Onde: Q – Calor liberado ou absorvido

E_p – energia dos produtos

E_r – energia dos reagentes.

> Reacção exotérmica: $E_r > E_p \rightarrow Q < 0$

> Reacção endotérmica: $E_r < E_p \rightarrow Q > 0$

**II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS****2.1. Cálculos envolvendo solubilidade e concentração de solução**

1. Sabendo que a solubilidade de um sal a 100°C é 39 g/100 g de H₂O, calcula a massa de água necessária para dissolver 780 g deste sal a 100° C.

Resolução:

A solubilidade de um sal a 100°C é 39 g/100 g de H₂O, significando que:

A 100°C, 100 g de água dissolve completamente 39 g deste sal

→ a 100°C, x g de água dissolve completamente 780 g deste sal

$$\rightarrow x = \frac{(780 \times 100)}{39} = 2000 \text{ g}$$

Resposta: 2000 g de água

2. Sabendo que a solubilidade do brometo de potássio, KBr, a 60°C é 85,5 g/100 g de H₂O, calcula a massa de água necessária para dissolver 780 g de KBr 60° C.

Resolução:

A solubilidade do brometo de potássio, KBr, a 60°C é 85,5 g/100 g de H₂O, significando que:

A 60°C, 100 g de água dissolve completamente 85,5 g de KBr

→ a 100°C, x g de água dissolve completamente 780 g de KBr

$$\rightarrow x = \frac{(780 \times 100)}{85,5} = 912,28$$

Resposta: 912,28 g de água

3. No rótulo de uma garrafa de água mineral, lê-se:

Conteúdo – 1Litro	
Sais minerais	Composição
Bicarbonato de magnésio	15,30 mg
Bicarbonato de potásio	10,20 mg
Bicarbonato de bário	0,04 mg
Cloreto de sódio	7,60 mg
Fluoreto de sódio	0.80 mg
Nitrato de sódio	17,00 mg

Nessa água mineral, a concentração de nitrato de sódio - em mol/l, corresponde a:

- A) $1,0 \times 10^{-4}$ B) $2,0 \times 10^{-4}$ C) $4,0 \times 10^{-2}$ D) $8,5 \times 10^{-2}$

Resolução:

$$m(\text{NaNO}_3) = 17 \text{ mg} = 0,017 \text{ g}$$

$$M(\text{NaNO}_3) = 1 \times 23 + 1 \times 14 + 3 \times 16 = 85 \rightarrow M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ g/mol}$$

$$\rightarrow n(\text{NaNO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{0,017}{85} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ (mol)}$$

$$\rightarrow C = \frac{n}{V} = (2,0 \times 10^{-4}) / 1 = 2,0 \times 10^{-4} \text{ (mol/l)}$$

Resposta: B)

4. Qual é 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)

- A) 1,6 mol/l B) 4,0 mol/l C) 2,0 mol/l D) 5,5 mol/l E) 3,6 mol/l

Resolução:

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

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

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

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

Resposta: C)

5. A concentração molar da glicose ($C_6H_{12}O_6$) numa solução aquosa que contém 9 g de soluto em 500 ml de solução é igual a: (Dados: C=12; H=1; O=16)

- A) 0,01 B) 0,18 C) 1,80 D) 0,10 E) 1,00

Resolução:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ (g/mol)}, V_{(\text{solução})} = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l}$$

$$\rightarrow n(C_6H_{12}O_6) = \frac{m}{M} = \frac{9}{180} = 0,05 \text{ (mol)}$$

$$\rightarrow C = \frac{n}{V} = \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \text{ (mol/l)}$$

Resposta: **D)**

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

Resolução:

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

$C\% = 10\%$

$m_1 = 15g$

$m_2 = ?$

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

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

$$m = m_1 + m_2$$

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

Resposta: A massa de solvente necessária é 135 g

7. Que massa de $NaNO_3$ deve ser dissolvida em 900g de água para se obter uma solução de $NaNO_3$ 10%?

Resolução:

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

$C\% = 10\%$

$m_2 = 900 \text{ g}$

$m_1 = m(NaNO_3) = ?$

Então, a massa da solução será: $m = \frac{m_1 \times 100}{C\%} = \frac{m_1 \times 100}{10} = 10 \times m_1 (*)$

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

$$m = m_1 + m_2 = m_1 + 900 \text{ (**)}$$

A partir de (*) e (**), temos:

$$10 \times m_1 = m_1 + 900$$

$$\leftrightarrow 9 \times m_1 = 900$$

$$\leftrightarrow m_1 = 900/9 = 100$$

Resposta: A massa de NaNO_3 necessária é 100g.

2.2. Exercícios de nomenclatura óxidos

1. Complete a tabela abaixo.

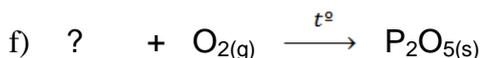
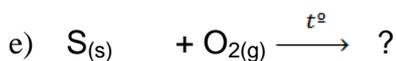
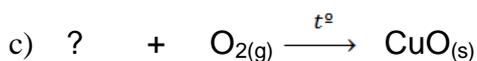
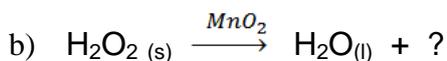
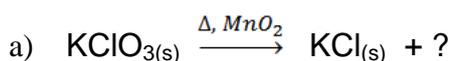
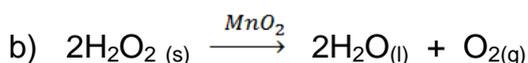
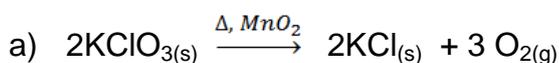
Ord.	Elemento	Fórmula respectiva de óxido básico ou óxido ácido	Nome de óxido
1.	Na		
2.	Ca		
3.	Ba		
4.	Mg		
5.	Al		
6.	Fe (valência II)		
7.	Fe (valência III)		
8.	S (valência IV)		
9.	S (valência VI)		
10.	P (valência III)		
11.	P (valência V)		
12.	C (valência II)		
13.	C (valência IV)		
14.	N (valência III)		
15.	N (valência V)		

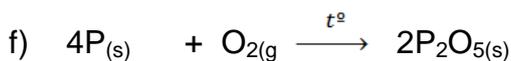
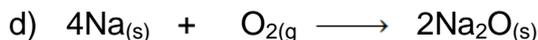
Resolução:

Ord.	Elemento	Fórmula respectiva de óxido básico ou óxido ácido	Nome de óxido
1.	Na	Na ₂ O	Óxido de sódio
2.	Ca	CaO	Óxido de cálcio
3.	Ba	BaO	Óxido de bário
4.	Mg	MgO	Óxido de magnésio
5.	Al	Al ₂ O ₃	Óxido de alumínio
6.	Fe (valência II)	FeO	Óxido de ferro (II)
7.	Fe (valência III)	Fe ₂ O ₃	Óxido de ferro (III)
8.	S (valência IV)	SO ₂	Dióxido de enxofre
9.	S (valência VI)	SO ₃	Trióxido de enxofre
10.	P (valência III)	P ₂ O ₃	Trióxido de difósforo
11.	P (valência V)	P ₂ O ₅	Pentóxido de difósforo
12.	C (valência II)	CO	Monóxido de carbono
13.	C (valência IV)	CO ₂	Dióxido de carbono
14.	N (valência III)	N ₂ O ₃	Trióxido de dinitrogénio
15.	N (valência V)	N ₂ O ₅	Pentóxido de dinitrogénio

2.3. Exercícios de escritas de equações químicas

1. Preenche a substância adequada na interrogação "?" e completa as equações químicas seguintes.

**Resolução:**



2.4. Exercícios envolvendo o calor da reacção

1. 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: |
| $E_r = 418,5 \text{ kJ}$ | $Q = E_p - E_r = 25 - 418,5 = - 393,5 \text{ kJ /mol}$ |
| $E_p = 25 \text{ kJ}$ | R: Na combustão do carvão estão envolvidos 393,5 kJ /mol de |
| $Q = ?$ | energia. |
- É uma reacção exotérmica pois o calor é o negativo ($Q < 0$), o que significa que há libertação de calor.

2. Na decomposição do calcário para a produção do cimento foram gastos + 1505 kJ /mol de energia.

- De que tipo de reacção química se trata quanto ao calor envolvido?
- Qual é a relação entre a energia dos reagentes e a energia dos produtos?

Resolução:

- É uma reacção endotérmica pois o calor da reacção é positivo, há sinal (+) antes do valor.
- Quando o calor é positivo significa que a energia dos produtos é maior que a energia dos reagentes.



III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO

1. A única afirmação que não corresponde às propriedades físicas da água:
- A. Ponto de fusão 0°C e ponto de ebulição 100°C.
 - B. Incolor e inodora.
 - C. Dissolve todas as substâncias da Natureza.
 - D. Não tem sabor.
2. Assinala com **V** (verdadeiras) ou **F** (falsas) as afirmações a baixo.
- 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.
3. Qual é a concentração molar de uma solução preparada por dissolução de 20g de hidróxido de sódio, NaOH, em 500 ml de água?
- A. 1 mol/l B. 0,5 mol/l C. 2 mol/l D. 1,5 mol/l
4. Quantas moles de ácido clorídrico, HCl, são necessárias para preparar 1 litro deste ácido a 0,6M?
- A. 0,60 mol B. 1,60 mol C. 6,0 mol D. 0,06 mol
5. Que volume de água se deve deitar em 0,9 mol de ácido sulfúrico H₂SO₄, para obter a solução de H₂SO₄ 2M?
- A. 0,54l B. 0,45l C. 4,5l D. 5,4l
6. Calcula a concentração percentual de uma solução preparada por dissolução de 35 g de ácido nítrico (HNO₃) em 65g de água.
- A. 35% B. 6,5% C. 56% D. 65%
7. O hidrogénio reage com óxidos de metais num processo redox. $H_2 + PbO \rightarrow H_2O + Pb$
- Assinala com **V** (verdadeiras) ou **F** (falsas) as afirmações a baixo.
- A. O redutor é o hidrogénio.

- B. O redutor é o PbO.
- C. A oxidação é traduzida pela perda de oxigénio pelo PbO.
- D. A oxidação é traduzida pelo ganho de oxigénio pelo H₂O

8. Escreve os nomes ou fórmulas químicas das substâncias:

- a) Óxido de cobre (II)
- b) Óxido de enxofre (IV)
- c) K₂O
- d) SO₂

9. e as equações químicas das reacções:

- a) $H_2 + O_2 \rightarrow$
- b) $Ba + O_2 \rightarrow$
- c) $Al + O_2 \rightarrow$
- d) $C + O_2 \rightarrow$

10. Na produção do 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 reacção se trata, de acordo com o valor envolvido? Justifica.

Nota: Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:

1. Amadeu Afonso e Ernesto Domingos (2015), *Química 8ª classe*, Texto Editores, Lda.- Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química 8ª classe → Módulo 5,6

Tópicos de correcção/resoluções dos exercícios de consolidação

1ª Unidade temática: Introdução ao estudo da Química

1. Opção D.
2. A. F B. V C. F D. V
3.
 - a) Na indústria: Produção de roupa, iogurtes, cosméticos.
 - b) Na saúde: dosagem dos medicamentos, diagnósticos de doenças, produção de vacinas.
 - c) Na agricultura: produção de adubos, pesticidas, insecticidas.
- 4.

A	B	C	D	E	F	G	H
3	1	3	2	4	5	1	1

5. As três coisas que não se deve fazer no Laboratório de Química são:
 - > Não cheirar os produtos químicos.
 - > Não tocar nos produtos sem luvas.
 - > Não beber líquidos nem comer no laboratório.
6. As quatro coisas que se deve fazer no Laboratório de Química:
 - > Vestir uma bata.
 - > Usar os sistemas de protecção como, por exemplo, máscaras, óculos e extintor, quando necessários.
 - > Guardar todos os produtos químicos num lugar seguro, em frascos devidamente rotulados.
 - > Limpar, antes e depois, todos os materiais usados durante as experiências.
7. Os símbolos que nos indicam que as substâncias no laboratório são venenosas, comburentes e tóxicas são:



Substâncias venenosas



Substâncias comburentes



Substância tóxica

2ª Unidade temática: Substâncias e misturas

1. a), b), d), e), h), i), j), k), l)
2. b), d), f), h)

3. b), c), e)

4. D

5. A

6. B

7.

Estado físico	Forma	Volume
Sólido	constante	constante
Líquido	variável	constante
Gasoso	variável	constante

8.

a) A temperatura de 800°C chama-se o ponto de ebulição ou temperatura de ebulição.b) A temperatura de 175°C chama-se o ponto de fusão ou temperatura de fusão.c) Nas condições descritas, a substância X líquida retornaria ao estado sólido a 175 °C.d) A substância X gasosa passa ao estado líquido a a 800 °C.

9. b), e)

10. A. F

B. F

C. V

D. V

11.

A resposta certa é C. pois a sublimação é a passagem directa da matéria do estado sólido ao estado gasoso, sem passar pelo estado líquido. Apesar de se formar gás, não é vaporização. A solidificação é a transformação da matéria do estado líquido ao estado sólido. A condensação é mudança da matéria do estado gasoso ao estado líquido.

12. 1. Fusão; 2. Vaporização; 3. Condensação; 4. Solidificação;

13. 1-B, 1- C, 2- A, 2- D

14. C. Catação

15. C. Evaporação

16. D. dissolução com água, filtração e evaporação.

3ª Unidade temática: Estrutura da matéria e reacções químicas

1. C

2.D

3.B

4.D

5. B

6.

a) Cu

b) Pt

c) Ar

d) Li

e) H

f) F

g) Ti

7.

- | | | |
|------------------|------------------|------------------|
| a) Ag: Prata | e) Fe: Ferro | i) O: oxigénio |
| b) C: Carbono | f) Si: Silício | j) Al: Alumínio |
| c) Ca: Cálcio | g) Kr: Criptônio | k) Au: Ouro |
| d) N: Nitrogénio | h) Mg: Magnésio | l) H: Hidrogénio |

8. A

9.

Elemento Químico	Símbolo	Nº de massa (A)	Nº atómico (Z)	Electrões (e ⁻)	Protões (p ⁺)	Neutrões (n)
Oxigénio	O	16	8	8	8	8
Alumínio	Al	27	13	13	13	14
Cálcio	Ca	40	20	20	20	20
Hidrogénio	H	1	1	1	1	0
Sódio	Na	23	11	11	11	12
Nitrogénio	N	14	7	7	7	7
Magnésio	Mg	24	12	12	12	12
Lítio	Li	7	3	3	3	4
Potássio	K	39	19	19	19	20

10.

Elementos	C O	Cu O	P O	Ca O	N H	C H	H O	Al O	Na Cl
Valências	IV II	I II	V II	II II	III I	IV I	I II	III II	I I
Fórmula química	CO ₂	Cu ₂ O	P ₂ O ₅	CaO	NH ₃	CH ₄	H ₂ O	Al ₂ O ₃	NaCl

11. C

12.

Nome	Fórmula química	Constituição da molécula	Tipo de substância
Hidrogénio	H ₂	2 átomos de hidrogénio	Elementar
Ozono	O ₃	3 átomos de oxigénio	Elementar
Amoníaco	NH ₃	1 átomo de nitrogénio e 3	Composta

		átomos de hidrogénio	
Peróxido de hidrogénio	H_2O_2	2 átomos de hidrogénio e 2 átomos de oxigénio	Composta
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogénio e 6 átomos de oxigénio	Composta
Cloreto de sódio	$NaCl$	1 átomo de sódio e 1 átomo de cloro	Composta
Água	H_2O	2 átomos de hidrogénio e 1 átomo de oxigénio	Composta
Oxigénio	O_2	2 átomos de oxigénio	Elementar

13. A

14. A

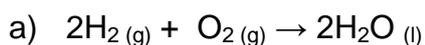
15. I. Fenômeno químico: uma passagem de corrente elétrica (eletrólise) pela água pode originar diferentes gases, estes se diferem de H_2O .

II. Fenômeno físico: o gelo passou por uma mudança de estado físico denominada de fusão.

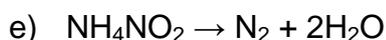
III. Fenômeno químico: a decomposição da água oxigenada pela luz gera dois produtos diferentes da matéria de origem.

16.

- Reacções de combinação:



- Reacção de decomposição:



4ª Unidade temática: Água

1. C

2. A. F; B. V; C. V; D. V

3. A

4. A

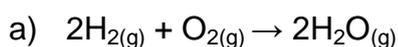
5. B

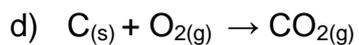
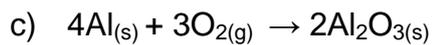
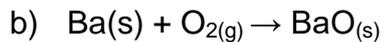
6. A

7. A. V; B. F; C. F; D. V

8. a) CuO ; b) SO_2 ; c) óxido de potássio; d) Dióxido de enxofre

9.





10.

Dados

$$E_r = 40,7 \text{ kJ}$$

$$E_p = 1230 \text{ kJ}$$

$$Q = ?$$

a) Temos:

$$Q = E_p - E_r = 1230 - 40,7 = + 1189,3 \text{ kJ/mol}$$

R: Na produção do cimento estão envolvidos 1189,3 kJ /mol de energia.

b) É uma reacção endotérmica, pois o calor é o positivo ($Q > 0$), o que significa que há absorção de calor.

Bibliografia

1. Amadeu Afonso e Ernesto Domingos (2015), *Química 8ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique
2. Instituto Nacional de Desenvolvimento da Educação (2008). *Programa de Química da 8ª classe*. Maputo-Moçambique.

Bibliografia electrónica

1. <http://ead.mined.gov.mz/site/>
2. <https://www.vestmapamental.com.br/quimica/mudancas-de-estado-fisico/>
3. <https://www.estudopratico.com.br/mudancas-de-estado-fisico-da-materia/>
4. <https://www.todamateria.com.br/fenomenos-fisicos-e-quimicos/>
5. <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/estequiometria/calculosestequiometricos.htm>
|
6. <https://www.resumoescolar.com.br/quimica/casos-particulares-de-calculos-estequiometricos/>
7. <https://www.todamateria.com.br/solucoes-quimicas/>