



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

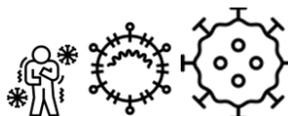
# QUÍMICA

# 11ª Classe

O meu caderno de actividades



**STOP** SIDA



**STOP** COVID -19

## FICHA TÉCNICA

<b>Título:</b>	<i>O meu caderno de actividades de Química - 11ª Classe</i>
<b>Direcção:</b>	Gina Guibunda & João Jeque
<b>Coordenação</b>	Manuel Biriante
<b>Elaboradores:</b>	Bui Nguyet e Anibal Filimone
<b>Concepção gráfica e Layout:</b>	Hélder Bayat & Bui Nguyet
<b>Impressão e acabamentos:</b>	MINEDH
<b>Revisão:</b>	Isaías Mulima & Rui Manjate
<b>Tiragem:</b>	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.

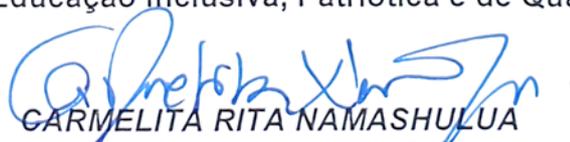
Neste contexto, foi elaborado o presente Caderno de Actividades, tendo em consideração os diferentes conteúdos programáticos nas diferentes disciplinas leccionadas no Ensino Secundário. Nele é proposto um conjunto alargado de actividades variadas, destinadas a complementar as acções desenvolvidas na 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

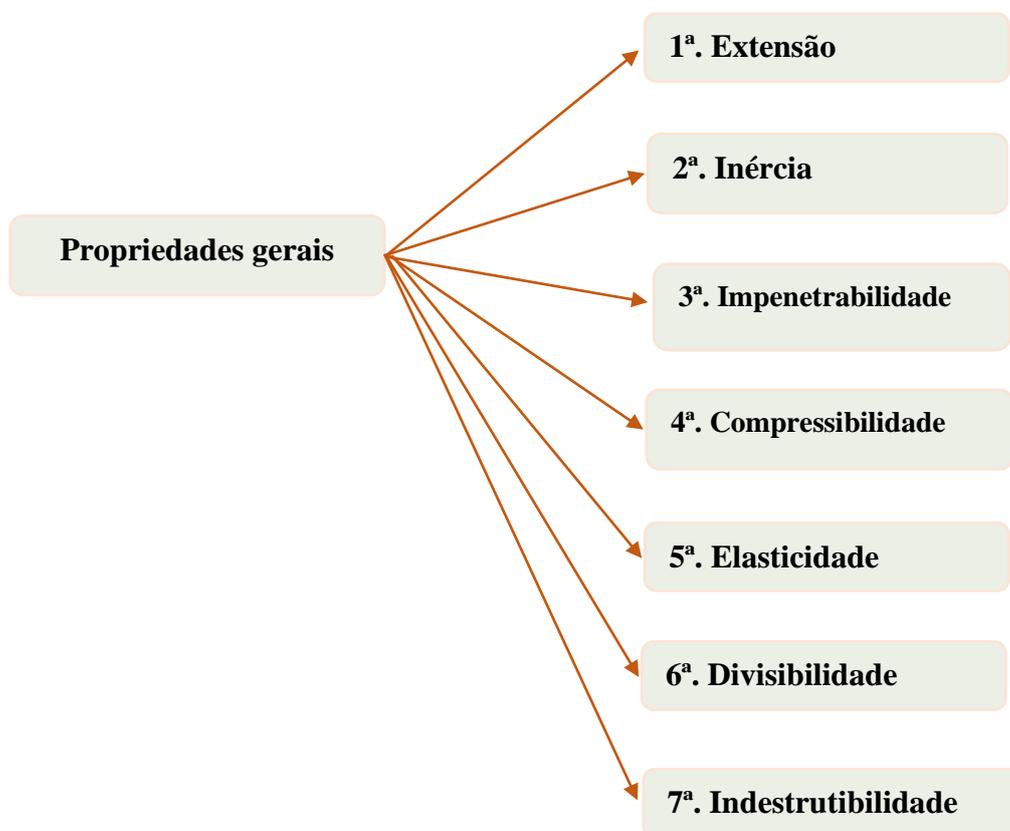
<b>UNIDADE TEMÁTICA 1 : CONCEITOS FUNDAMENTAIS</b> .....	<b>1</b>
I. RESUMO DE CONTEÚDOS .....	1
1. Propriedades da matéria: gerais, específicas e funcionais.....	1
2. Matéria .....	2
3. Métodos de separação de misturas: .....	3
4. Liguagem química .....	5
5. Cálculos estequiométricos .....	7
II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....	9
<b>UNIDADE TEMÁTICA 2 : ESTRUTURA ATÓMICA</b> .....	<b>15</b>
I. RESUMO DE CONTEÚDOS .....	15
1. Estrutura atômica.....	15
2. Mecânica quântica:.....	18
II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....	21
<b>UNIDADE TEMÁTICA 3 : TABELA PERIÓDICA</b> .....	<b>26</b>
I. RESUMO DE CONTEÚDOS .....	26
1. A Tabela Periódica e a Lei Periódica .....	26
2. Características da Tabela Periódica moderna (actual).....	26
3. Propriedades periódicas .....	28
4. Relação entre a estrutura atômica, propriedades químicas dos elementos e Tabela Periódica .....	30
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS .....	31
2.1. Relação entre a configuração electrónica e a localização de um elemento na tabela periódica.....	31
2.2. Carácter metálico e ametalico.....	32
2.3. Comparar propriedades de elementos baseando as suas localizações na tabela periódica	32
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....	33
<b>UNIDADE TEMÁTICA 4 : LIGAÇÃO QUÍMICA</b> .....	<b>36</b>
I. RESUMO DE CONTEÚDOS .....	36
1. Ligação química.....	36
2. Ligação covalente:.....	37
3. Ligação metálica.....	40
4. Polaridade das substâncias .....	41
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS .....	41

2.1. Escreva a fórmula de Lewis e a fórmula estrutural das substâncias com ligação covalente	41
2.2. Determinação do carácter da ligação química .....	42
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....	44
<b>UNIDADE TEMÁTICA 5 : CLASSES PRINCIPAIS DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS .....</b>	<b>48</b>
I. RESUMO DE CONTEÚDOS .....	48
1. Função ÓXIDO .....	48
2. Função ÁCIDO.....	50
3. Função BASE. Hidróxidos.....	53
4. Função SAIS.....	56
5. Relação entre óxidos, bases, ácidos e sais .....	60
II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....	60
<b>UNIDADE TEMÁTICA 6 : SOLUÇÕES .....</b>	<b>70</b>
I. RESUMO DE CONTEÚDOS .....	70
1.1. Solubilidade .....	70
1.2. Concentração percentual (%) .....	71
1.3. Concentração molar (molaridade).....	71
1.4. Diluição de soluções – Diluir uma solução significa acrescentar mais solvente, por exemplo mais água.....	71
1.5. Densidade da solução .....	72
1.6. Relação entre a concentração molar (molaridade) e a concentração percentual de uma solução .....	72
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS.....	72
2.1. Exercícios de solubilidade.....	72
2.2. Exercícios de concentração percentual.....	73
2.3. Exercícios de concentração molar .....	76
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....	79
<b>UNIDADE TEMÁTICA 7 : TERMOQUÍMICA.....</b>	<b>82</b>
I. RESUMO DE CONTEÚDOS .....	82
1. Conceitos fundamentais da Termoquímica .....	82
2. Tipo de reacção quanto ao efeito energético .....	86
3. Lei de Hess.....	89
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS.....	90
1. Exercícios de tipo de reacção quanto ao efeito energético .....	90
2. Exercícios de entalpia de formação .....	92
3. Exercícios de entalpia de combustão.....	94
4. Cálculo de entalpia de uma reacção através de entalpias de formação.....	95

5. Cálculo de entalpia de uma reacção pelo método geral da Lei de Hess (soma de equações).....	98
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....	101
<b>TÓPICOS DE CORRECÇÃO/RESOLUÇÕES DOS EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO .....</b>	<b>106</b>
<b>BIBLIOGRAFIA.....</b>	<b>126</b>
<b>BIBLIOGRAFIA ELECTRÓNICA .....</b>	<b>126</b>

**UNIDADE TEMÁTICA 1****CONCEITOS FUNDAMENTAIS****I. Resumo de conteúdos****1. Propriedades da matéria: gerais, específicas e funcionais****1.1. Propriedades gerais**

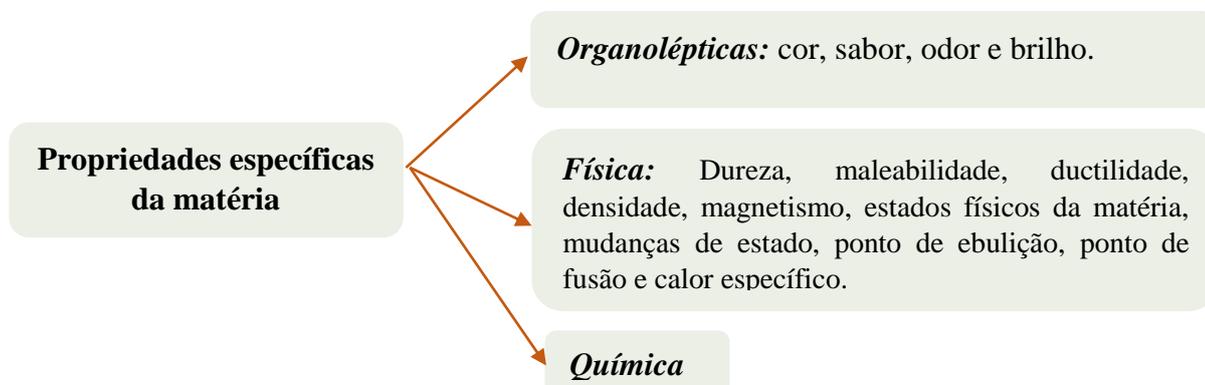
**Propriedades gerais** da matéria são as propriedades observadas em qualquer corpo, independentemente da substância de que é feito

**1.2. Propriedades específicas**

**Propriedades específicas da matéria** são as propriedades que variam conforme as substâncias de que a matéria é feita e que permitem identificar uma determinada espécie de matéria.

**1.3. Propriedades funcionais**

**Propriedades funcionais da matéria** são propriedades observadas somente em determinados grupos da matéria.



Esses grupos são chamados **funções químicas**, sendo as principais os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

## 2. Matéria

### 2.1. Matéria, corpo e objecto

**Matéria** é tudo o que tem massa, ocupa lugar no espaço e possui propriedades que podem ser medidas. Por exemplo: madeira, alumínio, ferro, ar, etc.

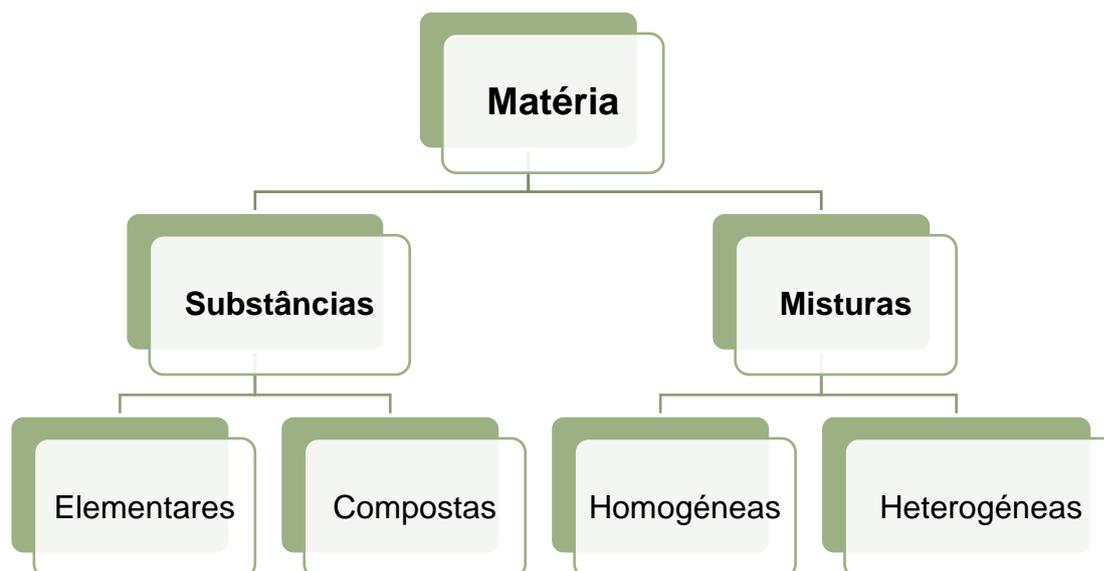
**Corpo** é uma porção limitada da matéria.

**Objecto** é um corpo fabricado para um determinado fim.

Assim, pode dizer-se que **o ferro é matéria**, uma **barra de ferro é um corpo** e um **portão de ferro é um objecto**.

### 2.2. Classificação da matéria: mistura e substância pura (simples e composta)

- **Mistura** é constituída por duas ou mais substâncias (constituintes ou componentes da mistura).
- **Substância** é constituída por um único componente ou constituinte.



### 3. Métodos de separação de misturas

#### 3.1. 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.

### 3.2. 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 das substâncias.	Sólido - Líquido Sal de cozinha (NaCl) e água	A solução entra em ebulição no balão, mas somente o componentes líquido é que é vaporizado e entra no condensador. Ao entrar em contacto com as paredes frias do condensador, condensa-se, voltando ao estado líquido, sendo recolhido no

			Erlenmeyer.
Destilação fraccionada	Diferença entre pontos de ebulição de dois ou mais líquidos	Líquido – líquido Água e etanol	Por aquecimento da solução, os líquidos vão-se destilando à medida que se vaporizam. Quanto maior for a diferença entre os pontos de ebulição dos componentes, mais fácil será a sua separação. Para se aumentar o grau de pureza do destilado, utiliza-se a coluna de fraccionamento.  No topo da coluna sai primeiro o líquido mais volátil (menor ponto de ebulição), com alto grau de pureza.
Cromatografia	Diferença de velocidades de arrastamento dos solutos por um determinado solvente num meio apropriado.	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

## 4. Liguagem química

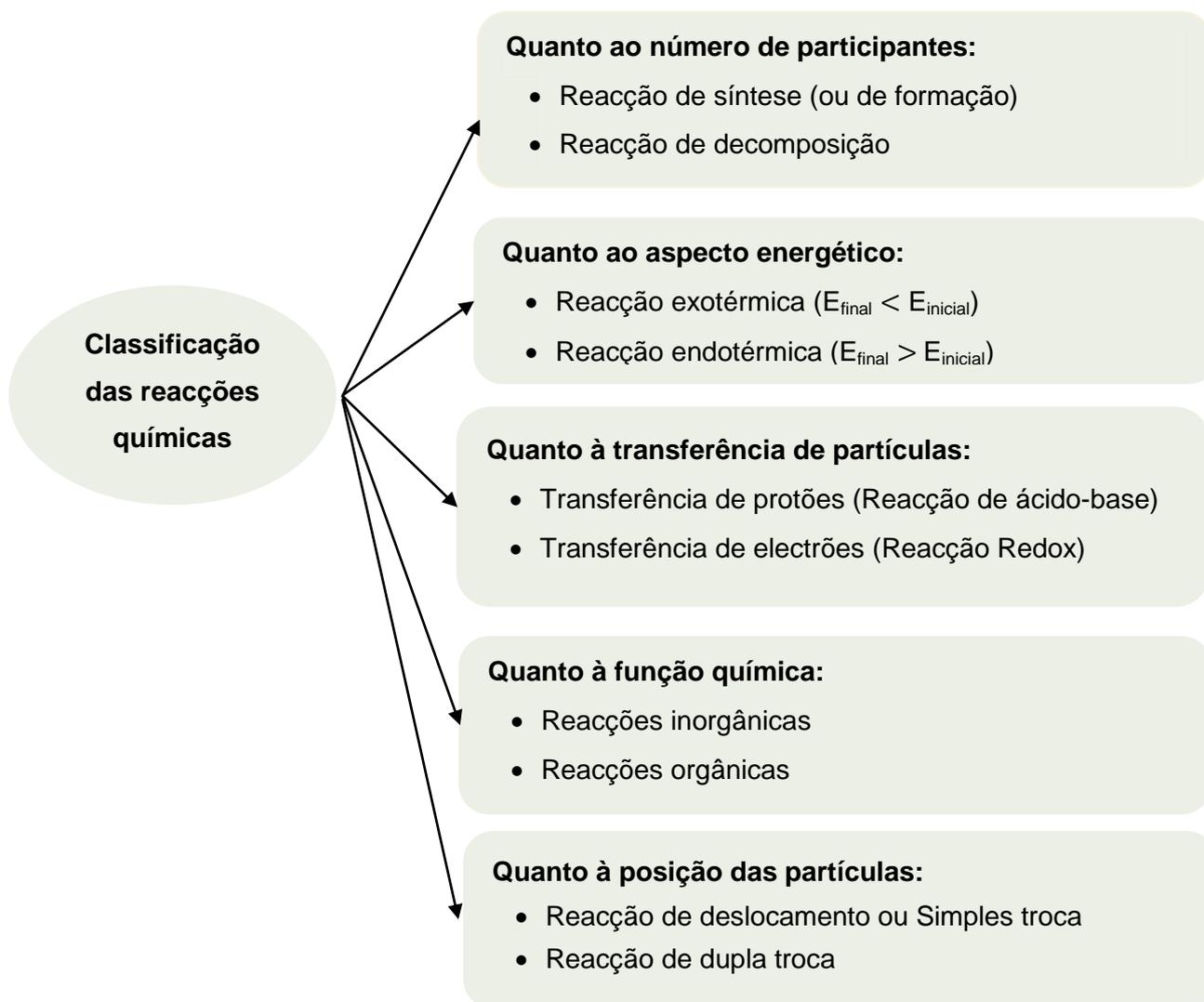
### 4.1. Diferença entre elemento químico e substância elementar

Elemento químico	Substância elementar
<p><b>Elementos químicos</b>, incluídos na Tabela Periódica, representam átomos com o mesmo número atómico.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Os elementos químicos não apresentam propriedades químicas nem físicas, porque não são substâncias.</li> <li>Exemplos: <math>^{16}_8\text{O}</math>, <math>^{12}_6\text{C}</math>, <math>^1_1\text{H}</math>...</li> </ul>	<p><b>Substâncias elementares</b> são formas da matéria constituídas por átomos do mesmo elemento.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Exemplos: Diamante (C), gás oxigénio (<math>\text{O}_2</math>), nitrogénio ou azoto (<math>\text{N}_2</math>), ferro (Fe)...</li> </ul>

#### 4.2. Diferença entre mistura e composto químico

Mistura	Composto químico
<p><b>Mistura</b> é um material constituído por duas ou mais substâncias, assim caracterizado:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Não há perda das propriedades individuais dos seus componentes;</li> <li>• Não se forma uma substância nova;</li> <li>• Tem composição variável;</li> <li>• Tem densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição e outras propriedades variáveis em função da sua composição.</li> </ul>	<p><b>Composto químico ou substância composta</b> – é todo o material que se caracteriza por apresentar:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Unidades estruturais (moléculas, conjuntos iónicos) quimicamente iguais entre si;</li> <li>• Composição fixa de que decorrem propriedades com valores fixos, como densidade, pontos de fusão e de ebulição,...;</li> <li>• Inalteração da temperatura desde o início até ao fim de todas as suas mudanças de estado físico (fusão, ebulição, solidificação...)</li> <li>• Possibilidade de representação por uma fórmula, porque tem composição fixa;</li> <li>• Não conservação das propriedades dos seus elementos constituintes.</li> </ul>

### 4.3. Classificação das reacções químicas



## 5. Cálculos estequiométricos

### 5.1. Massa molecular relativa ( $M_r$ )

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

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

## 5.2. Relação entre a quantidade de substância, a massa, o volume e número de partículas

### Sumário:

a) Massa molar de uma substância (M)

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

Onde:

M: massa molar

m: massa de substância

n: quantidade da substância (número de moles)

b) Número de partículas (átomos, moléculas, iões)

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

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)

c) Volume de substância gasosa

Em condições normais de pressão e temperatura (CNTP)

$$V = n \times V_m \text{ (l)} \leftrightarrow n = \frac{V}{V_m} \text{ (mol)}$$

V-volume da substância

n- número de moles

$V_m$ - Volume molar ( $V_m=22,4$  l/mol)

## 5.3. Lei de Lavoisier (Lei de Conservação da massa)

Numa reacção química, em sistema fechado, existe a mesma massa antes, durante e depois da reacção química, ou num enunciado mais conhecido: **“Na Natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma”**.

## 5.4. Lei de Proust (Lei de Proporção fixa).

Num dado composto químico, é fixa a proporção (em massa) dos elementos que o compõem, independentemente da origem do composto ou do processo de obtenção.



## II. Exercícios de consolidação

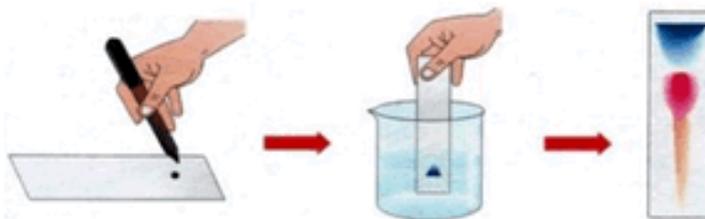
- Mergulhe um ovo cozido num copo com água e verifique que o ovo fica no fundo do copo. Em seguida, acrescente sal de cozinha até saturar a solução. Assim, poderá observar que o ovo irá flutuar. **Dê uma explicação para tal fenómeno.**
- Mencione as propriedades gerais da matéria.**
- Indique as frases correctas e reescreva correctamente as frases erradas.**
  - A extensão é uma propriedade da matéria que nos diz que dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar ao mesmo tempo.
  - A impenetrabilidade é uma propriedade segundo a qual a matéria ocupa lugar no espaço.
  - A compressibilidade é a propriedade que diz que a matéria pode reduzir o seu volume sob a acção de uma força.
- Relacione as propriedades listadas na coluna I com os factos da coluna II**

Coluna I	Coluna II
<b>A. Extensão</b>	1. Quando amasso um saco de papel, estou a diminuir o seu volume exterior, pois pode-se diminuir o volume de um corpo, aplicando uma força.
<b>B. Impenetrabilidade</b>	2. Sabe-se que um copo vazio tem ar, pois o ar ocupa lugar no espaço.
<b>C. Compressibilidade</b>	3. Quando se quer colocar mais canetas no estojo que está cheio, tem de se tirar de lá alguns objectos, pois dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar aos mesmo tempo.

- Quais são as propriedades específicas da matéria?**
- O granito é uma rocha na qual existem três fases sólidas: uma delas, geralmente esbranquiçada, é formada pela substância quartzo; outra, cinzenta ou amarelada, é formada pela substância feldspato; e uma terceira fase, geralmente preta, é constituída pela substância mica. O granito é uma substância, **uma mistura ou uma solução?** **Justifique.**
- Imagine um sistema formado por gelo, água líquida, um pedaço de granito, sal e açúcar. O sal e o açúcar estão dissolvidos na água. Indique:**
  - o número das fases que há nesse sistema;

- b) o número de componentes que formam o sistema;
- c) o número de componentes que há em cada fase.

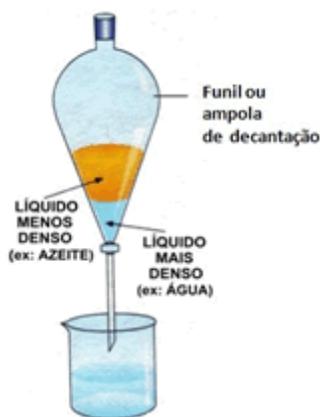
8. Um sistema monofásico é sempre uma mistura homogénea? Justifique a sua resposta.
9. Um sistema polifásico é sempre uma mistura heterogénea? Justifique a sua resposta.
10. Indique as misturas: ozono, latão, leite, gás hidrogénio, granito, bronze, ferro.
11. Proponha um procedimento para separar uma mistura de areia, ferro em pó e iodo sólido.
12. O sal de cozinha, a gasolina e a água formam uma mistura líquida de três componentes e duas fases. O sal de cozinha dissolve-se em água, sendo a mistura obtida imiscível em gasolina. Proponha um procedimento para separar o sal de cozinha, a água e a gasolina.
13. Como pode ser separada a água pura a partir da água do mar?
14. Observe a imagem a seguir e responda as perguntas:



- a) Qual é o método de separação usado?
  - b) Qual é a classificação para a mistura?
  - c) Quais são os produtos obtidos no fim do processo?
15. Observe a imagem a seguir e responda às perguntas:



- a) Qual é o método de separação usado?
  - b) Qual é a classificação para a mistura?
  - c) Quais são os produtos obtidos no fim do processo?
16. Observe a imagem a seguir e responda às perguntas:



- a) Qual é o método de separação usado?
- b) Qual é a classificação para a mistura?
- c) Quais são os produtos obtidos no fim do processo?

**17. Uma mistura formada por gasolina, água, serragem (ou serradura) e sal de cozinha pode ser separada nos diversos componentes seguindo-se as seguintes etapas:**

- A. Sublimação e destilação
- B. Catação e decantação
- C. Filtração, decantação e destilação
- D. Destilação e decantação

**18. Relacione a coluna I com a coluna II.**

Coluna I	Coluna II
( 1 ) – elemento químico	( ) água
( 2 ) – substância composta	( ) gás oxigénio
( 3 ) – substância simples	( ) vinagre
( 4 ) – mistura	( ) sódio
	( ) água do mar
	( ) liga de cobre

**19. Em qual das sequências abaixo estão representados um elemento, uma substância elementar e um composto, respectivamente:**

- A. N, HI e He
- B. H<sub>2</sub>, Ne e H<sub>2</sub>O
- C. H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> e O<sub>3</sub>
- D. N, F<sub>2</sub> e HI

**20. Com relação as substâncias O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, Pb, CO<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, CaO, S<sub>8</sub>, podemos afirmar que:**

- A. Somente O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> e O<sub>3</sub> são substâncias elementares;
- B. Somente CO<sub>2</sub>, CaO, S<sub>8</sub> são compostos;
- C. As substâncias O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Pb, O<sub>3</sub> e S<sub>8</sub> são elementares;
- D. Todas são substâncias compostas;

**21. A água destilada é um exemplo de:**

- A. Substância elementar pura                      B. Mistura heterogénea  
C. Mistura homogénea                              D. Substância composta pura

**22. A produção industrial do ácido nítrico pode traduzir-se, de uma forma simplificada, em três esquemas:**



**a) Convirta esses esquemas em equações químicas.**

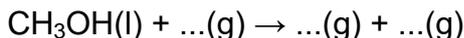
**b) A reacção entre o ácido nítrico e o amoníaco produz nitrato de amónio, um fertilizante muito utilizado. Escreva a equação química correspondente a esta reacção.**

**23. Complete os esquemas químicos seguintes:**

a) Combustão completa do propano:



b) Combustão completa do metanol:



c) Decomposição térmica do calcário:



**24. Escreva a equação química que traduz cada uma das reacções a seguir descritas.**

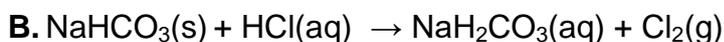
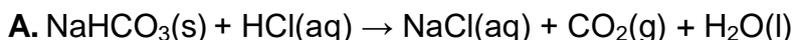
a) Preparação laboratorial do gás HCl a partir da reacção entre o ácido sulfúrico e o cloreto de sódio.

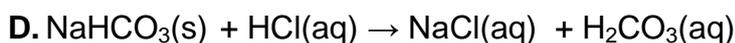
b) Decomposição térmica do nitrato de amónio (fertilizante) com produção de gases: azoto, oxigénio e água.

c) Eliminação do dióxido de enxofre (produzido na queima de combustíveis fósseis) por reacção com óxido de magnésio e oxigénio, com formação de sulfato de magnésio.

d) Reacção de síntese do fluoreto de lítio.

**25. O hidrogenocarbonato de sódio ou bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>) é utilizado em fármacos denominados antiácidos que ajudam a diminuir a acidez estomacal causada pelo excesso de ácido clorídrico (HCl). Qual das alternativas a seguir indica corretamente a reacção que ocorre entre esses dois compostos?**



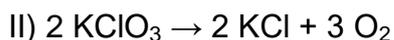


26. A reacção a seguir:  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ , quando balanceada, apresenta os seguintes coeficientes:

- A. 1, 1, 2                      B. 1, 3, 2                      C. 2, 1, 1                      D. 1, 1, 1

27. Na reacção a seguir:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  balanceada, os coeficientes serão:

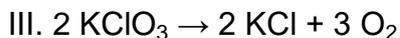
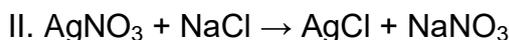
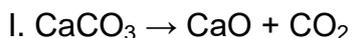
- A. 1, 1, 1, 1                      B. 1, 2, 1, 2                      C. 1, 2, 1, 1                      D. 1, 1, 2, 2



As equações I, II e III representam, respectivamente, reacções de:

- A. síntese, decomposição e simples troca.  
 B. decomposição, síntese e simples troca.  
 C. simples troca, decomposição e decomposição  
 D. síntese, simples troca e dupla troca..

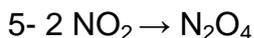
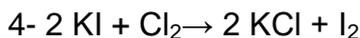
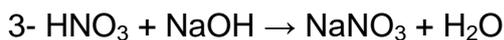
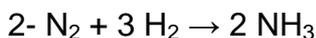
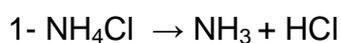
29. Considere as reacções inorgânicas a seguir:



é correto dizer que:

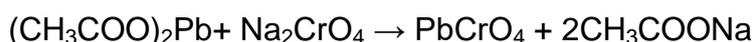
- A. a reacção I é de síntese  
 B. a reacção II é de simples troca (ou deslocamento).  
 C. a reacção III é de síntese.  
 D. a reacção III é de decomposição.

30. Classifique as reacções inorgânicas a seguir:



- A. decomposição, síntese, dupla troca, simples troca, decomposição.  
 B. decomposição, síntese, dupla troca, simples troca, síntese.  
 C. síntese, decomposição, dupla troca, simples troca, decomposição.  
 D. simples troca, síntese, dupla troca, simples troca, decomposição.

31. A reacção que representa a formação do cromato de chumbo II, que é um pigmento amarelo usado em tintas, é representada pela equação:



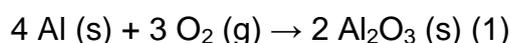
Que é uma reacção:

- A. redox                      B. de dupla troca                      C. de síntese                      D. de simples troca

32. De acordo com a Lei de Lavoisier, quando fazemos 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

33. Em alguns fogos de artifícios, alumínio metálico em pó é queimado, libertando luz e calor. Este fenómeno pode ser representado como:



- Qual o volume de O<sub>2</sub>, nas CNTP, necessário para reagir com 2,7 g do metal e qual a massa de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> obtida?

(Dados: Massa molar do Al = 27 g/mol, O = 16g/mol; Volume molar nas CNTP = 22,4 l/mol).

34. Quantas moles e quantas moléculas de hidrogénio se obtêm por electrólise de 108 g de água?

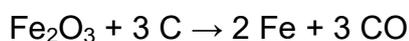
Electrólise da água:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$  (2) (Dado: massa molar da água = 18 g/mol)

35. Dada a equação da reacção:  $\text{CuO(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

- Qual é o volume de hidrogénio necessário para a redução completa de 20g de óxido de cobre (II)? (Massas atómicas: Cu= 63,5 u.m.a; O=16 u.m.a; Vm=22,4l )

- A. 2,24 l                      B. 4,48 l                      C. 5,6 l                      D. 11,2 l

36. A equação a seguir representa a obtenção de ferro pela reacção de hematite com carvão:



(Dados: Massa molar do Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = 160 g/mol; Massa molar do Fe = 56 g/mol)

- a) Calcule em quilogramas a massa de hematite necessária para produzir 1120 kg de Fe.  
b) Calcule, em condições ambientes, quantos litros de CO são obtidos por 1 mol de Fe produzido. (Dado: volume molar nas condições ambientes = 24 l/mol).

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

1. Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores - Moçambique

2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química do II ciclo → Módulo 1 → Lição 1 a 10  
(P. 5 - 80)

## UNIDADE TEMÁTICA 2

## ESTRUTURA ATÓMICA



### I. Resumo de conteúdos

#### 1. Estrutura atómica

##### 1.1. Radioactividade

**Radioactividade** ou **decaimento radioactivo** é a desintegração espontânea de um núcleo instável de um átomo, com emissão de **partículas  $\alpha$** , de **partículas  $\beta$** , de **radiações electromagnéticas de alta frequência  $\gamma$** , entre outras, até se tornar estável.

Assim, todos os elementos com número atómico:

- $Z > 83$  são radionuclídeos, significando que estes elementos têm núcleos instáveis e que são radioactivos;
- $Z \leq 83$  têm isótopos (núcleos estáveis), sendo que a maior parte tem pelo menos um radioisótopo (núcleo instável).

##### 1.2. Ensaio de Rutherford. Postulados de Bohr

Historicamente:

**John Dalton (1808) – Modelo da bola de bilhar** – o átomo como uma pequena esfera sólida.

- Os elementos são formados por átomos.
- Os átomos de um elemento têm massas idênticas.
- Átomos de diferentes elementos têm massas diferentes.
- Os átomos apenas se combinam em pequenas razões de números inteiros como 1:1,



**Joseph Thomson (1897) – Modelo do pudim de passas** – o átomo era uma esfera carregada positivamente com partículas negativas (electrões) distribuídas aleatoriamente.



**Ernest Rutherford (1911) – Modelo do sistema solar** – o átomo era, na sua maior parte, espaço vazio com um núcleo denso carregado positivamente com electrões espalhados aleatoriamente à sua volta.

### 1.3. Partículas fundamentais do átomo: protões, electrões e neutrões

O **modelo atómico actual** considera que o átomo é constituído por:

- ❖ **Núcleo atómico** – zona mais central do átomo, carregada positivamente, onde se encontram partículas que, pela sua localização, se designam por **nucleões**:
  - **Protões** (com carga eléctrica positiva);
  - **Neutrões** (sem carga eléctrica).
- ❖ **Nuvem electrónica – zona fora do núcleo**, com carga eléctrica negativa, ocupando um espaço muito maior do que o do núcleo, onde se movem os **electrões**, partículas com massa muito inferior à dos protões e à dos neutrões.

### 1.4. Número atómico (Z), número de massa (A).

a) Número atómico (Z)

Cada elemento tem o seu próprio **número atómico** (valor inteiro) que fornece a informação do **número de protões**.

- **Todos os átomos do mesmo elemento têm o mesmo número de protões**

**Número atómico (Z) = número de protões**

- **Átomos de elementos diferentes têm número atómico diferente.**
- **O átomo é uma partícula globalmente neutra** (carga total positiva igual à carga total negativa)

**número de protões = número de electrões**

b) Número de massa (A)

- **Cada átomo** de um elemento **tem o seu próprio número de massa** (valor inteiro) indica o **número total de nucleões** (protões e neutrões).

**número de massa (A) = número de protões + número de**

- **O mesmo elemento pode apresentar átomos diferentes** (no número de massa), pois estes podem ter números de neutrões diferentes (**isótopos**).



Assim, cada átomo de um elemento X pode apresentar-se por:

### 1.5. *Isótopos, Isóbaros e Isótonos.*

#### a) Isótopos

**Isótopos** são átomos de um mesmo elemento que têm:

- o mesmo número atómico **Z**, pois têm o mesmo número de protões e de electrões;
- diferente número de massa **A**, pois diferem no número de neutrões.

#### b) Isóbaros

**Isóbaros** são átomos de diferentes elementos químicos com:

- Diferentes números atómicos (**Z**);
- O mesmo número de massa (**A**).

#### c) Isótonos

**Isótonos** são átomos que apresentam o mesmo número de neutrões, mas diferem no:

- Número atómica (número de protões)
- Número de massa.

### 1.6. *Massa isotópica relativa e massa atómica relativa ( $A_r$ )*

**Massa atómica relativa** indica o número de vezes que a massa de um átomo é maior que a massa-padrão (termo de comparação)

A **massa – padrão** que actualmente se utiliza é a que corresponde a 1/12 da massa do átomo de carbono -12.

**A massa atómica relativa é adimensional.**

**Para se determinar a massa atómica relativa de um elemento que possui isótopos,** calcula-se uma média ponderada, que tem de ter em linha de conta:

- Os isótopos e a sua massa isotópica relativa, ou seja, a massa atómica relativa do isótopo;

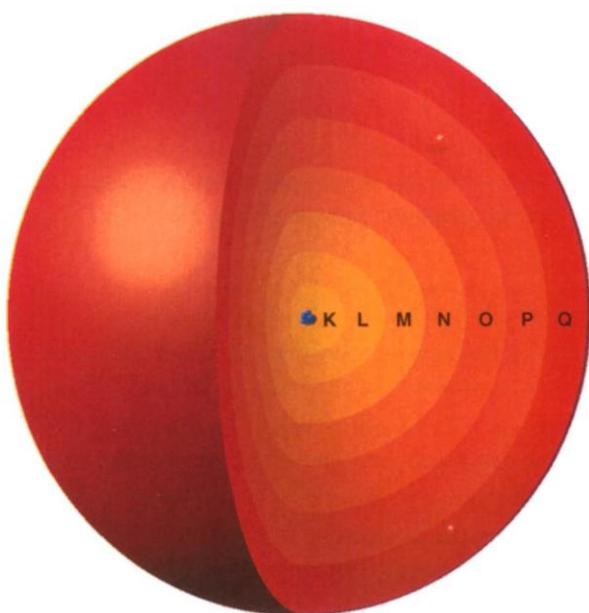
- A sua abundância relativa.

A **massa atómica relativa (Ar) de um elemento** é a média das massas atómicas dos seus isótopos (massa isotópica relativa), entretanto em linha de conta com as suas abundâncias relativas (média ponderada).

## 2. Mecânica quântica:

### 2.1. Características dos números quânticos: principal, secundário, magnético e spin;

a) Número quântico principal (n)



Níveis de energia		Valor de n
1º Nível	Nível K	1
2º Nível	Nível L	2
3º Nível	Nível M	3
4º Nível	Nível N	4
5º Nível	Nível O	5
6º Nível	Nível P	6
7º Nível	Nível Q	7

b) Número quântico secundário (Símbolo: *l*)

Está relacionado matematicamente com o subnível de energia do electrão e com a forma do orbital desse electrão.

**Subnível** é a divisão do nível. O número quântico secundário (*l*) pode assumir valores desde zero até (n– 1).

$$l = 0; 1; 2; \dots; n - 1$$

onde: **n** – é o número quântico principal

Nível	Valor de n	Subnível	Valor de l
K	1	s	0
L	2	s, p	0, 1
M	3	s, p, d	0, 1, 2
N	4	s, p, d, f	0, 1, 2, 3
O	5	s, p, d, f	0, 1, 2, 3
P	6	s, p, d	0, 1, 2
Q	7	s	0

c) Número quântico magnético (*m*)

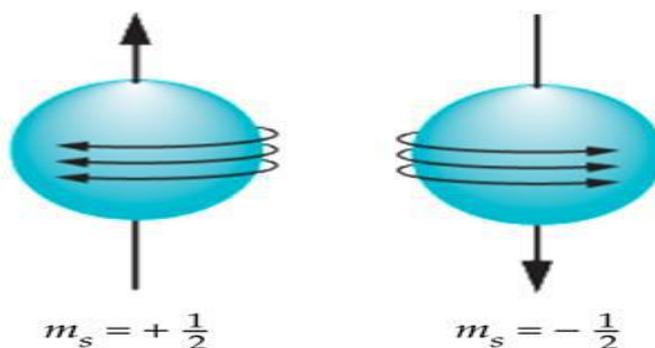
Subnível	Valor do l	Valor do m	Nº de orbitais
s	0	0	1
p	1	-1 0 +1	3
d	2	-2 -1 0 +1 +2	5
f	3	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7

Cada orbital é representado por um círculo ou por um quadrado:

<table border="1" style="margin: auto;"> <tr> <td style="padding: 2px 10px;">0</td> </tr> </table>	0	s — há 1 orbital						
0								
<table border="1" style="margin: auto;"> <tr> <td style="padding: 2px 10px;">-1</td> <td style="padding: 2px 10px;">0</td> <td style="padding: 2px 10px;">+1</td> </tr> </table>	-1	0	+1	p — há 3 orbitais				
-1	0	+1						
<table border="1" style="margin: auto;"> <tr> <td style="padding: 2px 10px;">-2</td> <td style="padding: 2px 10px;">-1</td> <td style="padding: 2px 10px;">0</td> <td style="padding: 2px 10px;">+1</td> <td style="padding: 2px 10px;">+2</td> </tr> </table>	-2	-1	0	+1	+2	d — há 5 orbitais		
-2	-1	0	+1	+2				
<table border="1" style="margin: auto;"> <tr> <td style="padding: 2px 10px;">-3</td> <td style="padding: 2px 10px;">-2</td> <td style="padding: 2px 10px;">-1</td> <td style="padding: 2px 10px;">0</td> <td style="padding: 2px 10px;">+1</td> <td style="padding: 2px 10px;">+2</td> <td style="padding: 2px 10px;">+3</td> </tr> </table>	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	f — há 7 orbitais
-3	-2	-1	0	+1	+2	+3		

d) Número quântico spin (*s*)

Este número quântico está relacionado com o movimento de rotação do electrão, sendo



assim ele terá dois valores de spin (horário e anti horário):

**Tabela de Resumo sobre Números quânticos**

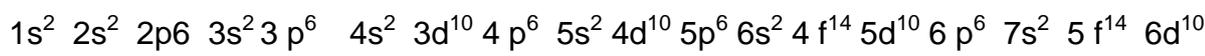
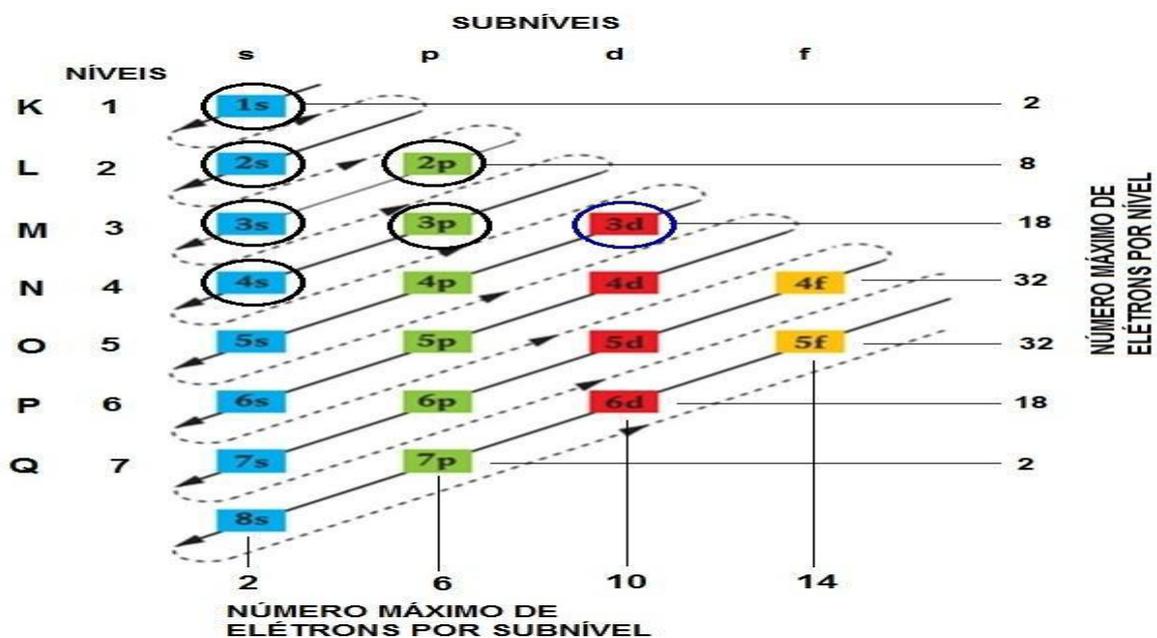
Nº quântico	Símbolo	Indica	Variação algébrica
Principal	n	O nível de energia do electrão	$n = 1, 2, 3, \dots \infty$
Secundário	l	O subnível de energia do electrão	$l = 0, 1, 2, 3, \dots \infty$
Magnético	m	O orbital do electrão	$m = -l \dots 0 \dots +l$
Spin	s	A rotação electrão	$s = +1/2$ ou $s = -1/2$

**2.2. Diagrama de Pauling e Regra de Hund**

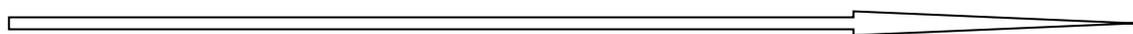
a) Diagrama de Pauling

**“Nenhuma orbital poderá receber o segundo electrão antes que todas as orbitais do mesmo subnível tenham recebido o primeiro electrão”.**

b) Regra de Hund



Ordem Crescente da energia dos subníveis



**2.3. Distribuição dos electrões pelos níveis e subníveis de energia**

## **Regras de distribuição electrónica.**

**1ª Regra:** *Construir o diagrama de Pauling.*

**2ª Regra:** *preencher partir do subnível ou orbital de menor energia.*

**3ª Regra:** *Em um orbital pode haver no máximo dois electrões; se houver dois electrões num dado orbital, eles terão spin opostos.*

**4ª Regra:** *Dados vários orbitais de mesma energia, o electrão vai para o orbital que estiver vazio.*

### **2.4. Configurações electrónicas**

Designa-se por **configuração electrónica** a representação esquemática da distribuição electrónica de um átomo de um determinado elemento e nela devem figurar:

1. A simbologia de cada orbital seguindo a ordem crescente de energia (1s, 2s, 2p,...).
2. O número de electrões de cada uma delas como expoente da letra que identifica o tipo de orbitais (s, p, d, f,...).



## **II. Exercícios de consolidação**

1. A questão deve ser respondida de acordo com o seguinte código:

**A teoria de Dalton admitia que:**

I. Átomos são partículas discretas de matéria que não podem ser divididas por qualquer processo químico conhecido;

II. Átomos do mesmo elemento químico são semelhantes entre si e têm mesma massa;

III. Átomos de elementos diferentes têm propriedades diferentes.

- A. Somente I é correta.
- B. Somente II é correta.
- C. Somente III é correta.
- D. I, II, III são corretas.

2. **Complete correctamente as lacunas do seguinte período:** “Um elemento químico é representado pelo seu \_\_\_\_\_, é identificado pelo número de \_\_\_\_\_ e pode apresentar diferente número de \_\_\_\_\_.”

3. Um elemento químico é caracterizado por seu:



- a) Qual será o número de protões, de neutrões e de electrões que constituem este isótopo?
- b) Represente um outro isótopo do rádon, em que os átomos apresentem 134 neutrões.

15. Na tabela estão discriminados os números de protões, de neutrões e de electrões para as partículas W, X, Y e Z.

Partículas	Número numa partícula		
	Protões	Neutrões	Electrões
W	1	1	1
X	1	2	1
Y	9	10	9
Z	9	10	10

- Quais destas partículas poderão ser isótopos?

16. O boro tem dois isótopos, o  $^{10}\text{B}$  e o  $^{11}\text{B}$ . Complete o quadro seguinte, tendo em atenção os dados fornecidos.

Átomo	Protões	Neutrões	Electrões
$^{10}\text{B}$			5
$^{11}\text{B}$			

17. Dadas as espécies químicas:



- a) Quais são isótopos?
- b) Quais são isóbaros?
- c) Determine o número de neutrões de cada espécie.

18. Indique a composição de átomos de boro  ${}_5\text{B}$  e de carbono  ${}_6\text{C}$ , em que cada um apresenta 6 neutrões.

19. Um átomo X é isóbaro de  ${}_{20}^{40}\text{Ca}$  e é isótopo de  ${}_{18}^{36}\text{Ar}$ . Calcule o número de neutrões de X.

20. O átomo A tem número de massa 41 e é isótopo de um átomo B de número atómico

19. Calcule o número de neutrões do átomo A.

21. Dados os átomos A, B, C, D e E:



- Identifique os átomos que são:

- a) Isótopos;                                  b) Isóbaros;                                  c) Isótonos.

**22. Sabendo que X é isótopo de  $^{40}_{20}\text{Ca}$  e isótono de  $^{41}_{19}\text{K}$ . Responda:**

- a) Qual o número atómico de X?  
 b) Qual o número de neutrões de X?  
 c) Qual o número de massa de X?

**23. Os átomos A e B são isóbaros. Um terceiro átomo C, é isótono de B.**



Os valores de X e Y são:

- A. 41 e 40                                  B. 41 e 42                                  C. 40 e 42                                  D. 42 e 40

**24. O elemento químico B possui 20 neutrões, é isótopo do elemento químico A, que possui 18 protões, e é isóbaro do elemento químico C, que tem 16 neutrões. Com base nessas informações, pode-se afirmar que os elementos químicos A, B e C apresentam, respectivamente, números atômicos iguais a:**

- A. 16, 16 e 20.                                  B. 16, 18 e 20.                                  C. 18, 18 e 22.                                  D. 18, 16 e 22.

**25. X é isóbaro de Y e isótono de Z; Y tem número atómico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z; O número de massa de Z é 138. O número atómico de X é:**

- A. 53    B. 54    C. 55    D. 57

**26. Um átomo X tem 56 protões e 81 neutrões. Um átomo Y é isótono de X, logo podemos afirmar que o número de neutrões do átomo Y é igual a:**

- A. 56    B. 57    C. 81    D. 82

**27. Considere três átomos genericamente representados por X, Y e Z.**

O ião  $\text{X}^{2-}$  tem 30 electrões e menos dois neutrões que Z. O átomo Z tem número de massa 62 e 28 protões. Sabe-se que X e Y são isóbaros e Y e Z são isótonos. **Represente convencionalmente X, Y e Z.**

**28. O cloro tem dois isótopos, o cloro-35 e o cloro-35, dos quais se sabe que a abundância relativa é de 75,77% e 24,23%, respectivamente. A massa isotópica relativa do  $^{35}\text{Cl}$  é de 34,97 e do  $^{37}\text{Cl}$  é 36,97. Determine a massa atómica relativa do elemento cloro.**

**29. Indique a denominação dada às orbitais descritas pelos seguintes números quânticos:**

- a)  $n = 1, l = 0$                                   b)  $n = 2, l = 1$   
 c)  $n = 4, l = 2$                                   d)  $n = 6, l = 0$

**30. Qual é o conjunto dos quatro números quânticos que caracteriza o electrão mais energético do  $^{35}\text{Br}$ ?**

**31. Dado o átomo  ${}_{17}\text{X}$ , o conjunto dos quatro números quânticos para o  $11^{\circ}$  electrão do subnível p é:**

- A. 3, 1, 0 e  $-1/2$ .    B. 3, 1, 1 e  $-1/2$ .  
C. 3, 1, 0 e  $+1/2$ .    D. 3, 2, 0 e  $-1/2$ .

**32. Um electrão na camada O está no subnível s. Quais são os valores de n e l?**

- A. 3 e 0.                      B. 4 e 1.                      C. 5 e 0.                      D. 5 e 1.

**33. Um electrão localiza-se na camada “2” e subnível “p” quando apresenta os seguintes valores de números quânticos:**

- A.  $n = 4$  e  $l = 0$               B.  $n = 2$  e  $l = 1$               C.  $n = 2$  e  $l = 2$               D.  $n = 3$  e  $l = 1$

**34. Coloque no esquema abaixo, que representa determinado subnível, um total de 7 electrões:**



**- Os quatro números quânticos do último electrão colocado, sabendo que esse subnível é da camada M, são:**

- A.  $n = 3$ ;  $l = 2$ ;  $m = -1$ ;  $s = +1/2$ .                      B.  $n = 3$ ;  $l = 2$ ;  $m = -1$ ;  $s = -1/2$ .  
C.  $n = 4$ ;  $l = 2$ ;  $m = -1$ ;  $s = +1/2$ .                      D.  $n = 4$ ;  $l = 2$ ;  $m = -1$ ;  $s = -1/2$ .

**35. Estabeleça a configuração electrónica para o átomo de elemento magnésio cujo  $Z = 12$ .**

**36. O número de electrões em cada subnível do átomo estrôncio ( ${}_{38}\text{Sr}$ ) em ordem crescente de energia é:**

- A.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$                       B.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 3d^{10} 5s^2 5s^2$   
C.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$                       D.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4p^6 4s^2 3d^{10} 5s^2$

**37. A distribuição eletrónica do bário ( $Z=56$ ) na ordem crescente de energia é:**

- A.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$   
B.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$   
C.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{12}$   
D.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{10}$

**38. Ao se realizar a distribuição eletrónica do titânio ( $Z= 22$ ), descobre-se que o seu subnível mais energético e os electrões distribuídos neste subnível são dados por:**

- A.  $3p^3$                       B.  $3p^5$                       C.  $4s^2$                       D.  $3d^2$

**39. Qual o número atómico do elemento que termina sua distribuição em  $4s^2 4p^5$  ?**

A. 25

B. 27

C. 17

D. 35

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

1. Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores - Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química do II ciclo → Módulo 2 → Lição 1 (P.4 -24)

## UNIDADE TEMÁTICA 3

## TABELA PERIÓDICA



### I. Resumo de conteúdos

#### 1. A Tabela Periódica e a Lei Periódica

A actual **Lei Periódica**:

As propriedades dos elementos químicos são funções periódicas do número atómico.

De acordo com esta lei, **os elementos químicos estão dispostos na Tabela Periódica por ordem crescente de número atómico.**

Cada coluna vertical da Tabela Periódica agrupa uma família de elementos e, geralmente, aqueles que fazem parte da mesma família apresentam propriedades químicas muito semelhantes.

Por meio da Tabela Periódica, toma-se conhecimento das propriedades químicas e físicas das substâncias elementares, o que facilita os trabalhos de pesquisa e análise químicas.

**A Tabela Periódica é o “dicionário da Química”**, donde é possível retirar importantes informações sobre os elementos e as substâncias elementares de que os elementos fazem parte, para as usar adequadamente, conforme os parâmetros da linguagem da ciência química.

#### 2. Características da Tabela Periódica moderna (actual)

**A organização da tabela é feita em colunas e linhas:**

- As **colunas verticais** são designadas por **grupos**, que são numerados de 1 a 18, da esquerda para a direita, ou de IA, IIA, ..., IB, IIB,...

- As **linhas horizontais** são designadas por **períodos** e são numeradas de 1 a 7, de cima para baixo.

### 2.1. O grupo

A tabela periódica contém **dezoito (18) colunas verticais** denominadas **grupos**.

Os elementos do mesmo grupo apresentam propriedades químicas semelhantes, pois têm a mesma quantidade de electrões na última camada (camada de valência), o que define as propriedades para cada grupo de elementos.

Os elementos dos **grupos I-A até VIII-A (grupo 1, 2, 13 a 18)** são chamados **grupos principais ou representativos**.

**O número de electrões da última camada define o grupo a que esse elemento pertence.**

Nº de electrões da última camada	1	2	3	4	5	6	7	8
Grupo principal	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	13	14	15	16	17	18

Os nomes próprios deste grupo I-A até VIIIA (grupo 1, 2, 13 a 18):

**IA (1):** Grupo dos metais alcalinos

**VA (15):** Grupo do azoto ou nitrogénio

**IIA (2):** Grupo dos metais alcalino-terrosos

**VIA (16):** Grupo dos calcogéneos

**IIIA (13):** Grupo do boro/alumínio

**VIIA (17):** Grupos dos halogéneos

**IVA (14):** Grupo do carbono

**VIIIA (18):** Grupo dos gases nobres

**Nota:** O **hidrogénio**, atendendo às suas propriedades, **não pertence a nenhum grupo**, aparecendo, por conveniência, colocado por cima do lítio ou isolado no meio da tabela.

### 2.2. Períodos

A tabela periódica contém **sete (7) linhas horizontais** denominadas **períodos**. Todos os elementos do mesmo período têm o mesmo número de camadas electrónicas. Os elementos no período 1 têm uma camada, enquanto os elementos no período 7 têm sete camadas para os seus electrões.

**O número de camadas electrónicas define o período.**

Nº de camadas	1	2	3	4	5	6	7
Período	1º	2º	3º	4º	5º	6º	7º

## 2.3. A configuração electrónica

A **localização dos elementos na Tabela Periódica** pode relacionar-se com a sua **configuração electrónica**.

**Os diferentes elementos podem agrupar-se em blocos designados por s, p, d e f** de acordo com a última orbital preenchida.

<b>Elementos representativos</b>	Bloco s	Os elementos dos grupos 1 ou IA ( $ns^1$ ) e 2 ou IIA ( $ns^2$ ) e o He do grupo 18 (VIIIA).
	Bloco p	Os elementos dos grupos 13 (IIIA) a 18 (VIIIA)
<b>Elementos de transição</b>	Bloco d	Os elementos dos grupos 3 a 12 (são as orbitais d que estão em preenchimento ou acabadas de preencher) e dizem-se elementos de transição.
	Bloco f	Os lantanídeos e os actinídeos são designados por elementos de transição internos.

*Blocos s, p, d e f e sua constituição*

Elementos representativos do mesmo grupo apresentam a mesma configuração electrónica para o último nível, diferindo apenas no valor de n.

## 3. Propriedades periódicas

### 3.1. Raio atómico e raio iónico

#### a) Raio atómico

O raio atómico decresce, genericamente, da esquerda para a direita ao longo de um período e aumenta ao longo do grupo de cima para baixo.

#### b) Raio iónico

❖ **lão positivo (ou catião):** Os catiões (iões positivos) são mais pequenos do que os respectivos átomos.

**O raio do ião positivo (catião) aumenta ao longo do grupo de cima para baixo.**

❖ **lão negativo (ou anião):** Os aniões (iões negativos) são maiores do que os respectivos átomos.

**O raio do ião negativo (anião) aumenta ao longo do grupo de cima para baixo**

#### c) Raio de átomos e de iões isoelectrónicos

Átomos e iões com o mesmo número de electrões dizem-se **ioselectrónicos**

Para os iões isoelectrónicos (com o mesmo número de electrões), **quanto maior for a carga nuclear, menor é o raio iónico.**

### 3.2. Energia de primeira ionização

**Energia de primeira ionização** é a energia mínima necessária para remover um electrão do átomo na fase gasosa e no estado fundamental.

As energias de primeira ionização:

- São sempre positivas;
- Aumentam genericamente ao longo do período da esquerda para a direita;
- Diminuem bastante quando se inicia um novo período;
- Diminuem também ao longo do grupo de cima para baixo.

**Nota:** Os metais apresentam valores baixos de energia de primeira ionização e os não-metais apresentam valores mais elevados.

### 3.3. Afinidade electrónica

Afinidade electrónica ( $E_{ae}$ ) é a energia necessária para retirar um electrão de um ião mononegativo ( $X^-(g) \rightarrow X(g) + e^-$ ). A definição equivalente mais comum é a energia libertada ( $E_{inicial} - E_{final}$ ) quando um electrão se liga a um átomo (ou molécula) na fase gasosa.

De um modo geral:

A afinidade electrónica tende a ser maior para os elementos do lado direito da Tabela Periódica.

**Os elementos metálicos** → apresentam baixas afinidades electrónicas, pelo que não têm tendência a captar electrões.

**Os elementos não metálicos** → são mais estáveis na forma de anião.

Assim, uma diferença fundamental entre metais e não metais é:

- Os metais apresentam baixos valores de energia de primeira ionização;
- Os não-metais apresentam elevados valores para a afinidade electrónica.

### 3.4. Electronegatividade

A **electronegatividade** é a capacidade de um átomo de atrair electrões para si mesmo quando se combina com outro átomo numa ligação química.

Na Tabela Periódica, a electronegatividade dos elementos aumenta ao longo:

- do Período, da esquerda para a direita;
- do grupo, de baixo para cima.

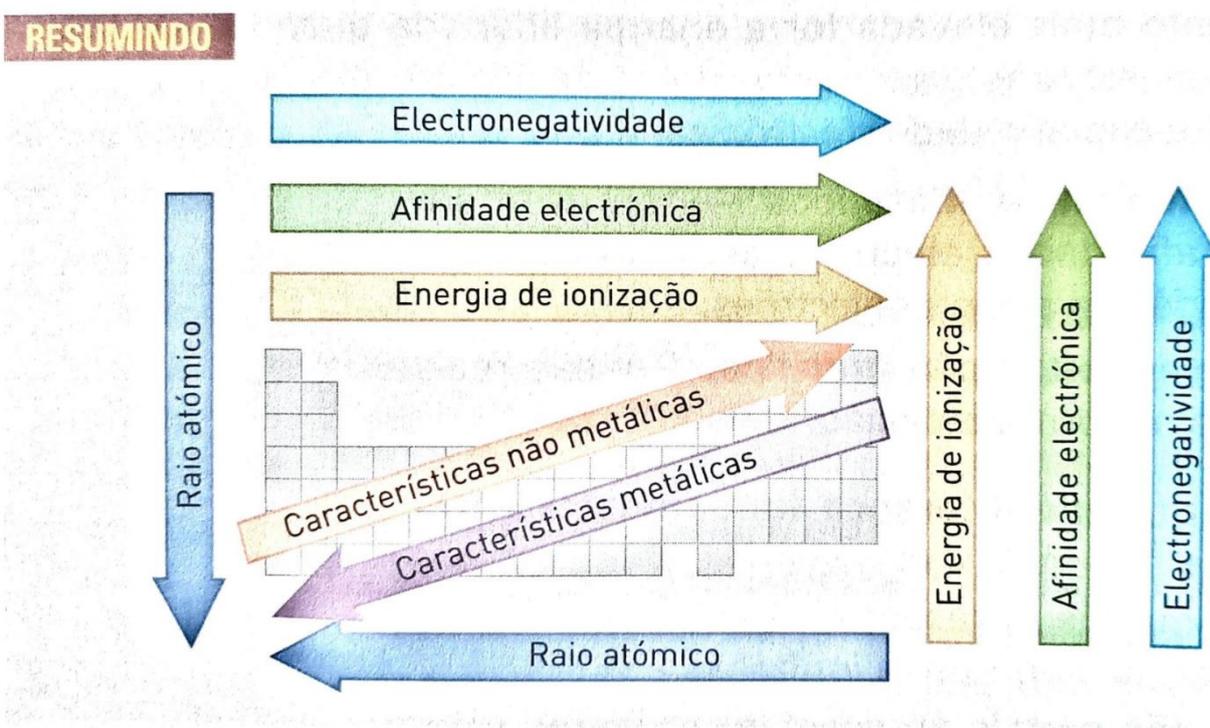
### 3.5. **Carácter metálico e ametálico**

❖ Carácter metálico:

- Ao longo do grupo, o carácter metálico aumenta da cima para baixo.
- Ao longo do período, o carácter metálico aumenta da direita para a esquerda.

❖ Carácter ametálico:

- Ao longo do grupo, o carácter ametálico aumenta de baixo para cima.
- Ao longo do período, o carácter ametálico aumenta da esquerda para direita.



## 4. Relação entre a estrutura atómica, propriedades químicas dos elementos e Tabela Periódica

- Os elementos que possuem 1, 2, 3 electrões na última camada são metais. Portanto, os elementos que pertencem aos grupos IA, IIA, IIIA (excepto o hidrogénio, o boro) são metais.
- Os elementos que possuem 5, 6, 7 electrões na última camada normalmente são ametais. Portanto, os elementos que pertencem aos grupos VA, VIA, VIIA (excepto o arsénio, o antimónio, o bismuto, o telúrio, o polónio) são ametais.
- O elemento que possuem 4 electrões na última camada pode ser metal, ametal ou seja semi-metal.

- Os elementos que possuem 8 electrões na última camada e o hélio que tem 2 electrões na última camada (1ª camada) são gases nobres.



## II. Alguns tipos de Exercícios

### 2.1. Relação entre a configuração electrónica e a localização de um elemento na tabela periódica.

Exemplo 1: A configuração electrónica de um elemento é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .

**Determine a localização deste elemento na Tabela Periódica.**

*Resolução:*

A configuração electrónica de um elemento é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Então o átomo desse elemento possui 4 camadas de electrões e 1 electrão na última camada (N).

Sabemos que o número de camadas electrónicas define o período e o número de electrões da última camada, define o grupo a que esse elemento pertence.

Portanto, na tabela periódica esse elemento pertence ao 4º período e grupo IA.

Exemplo 2: Um elemento pertence ao grupo IIA e ao 4º período na Tabela Periódica.

**Determine:**

- o número de protões e electrões no átomo desse elemento.
- o número de camadas no átomo desse elemento.
- o número de electrões na última camada no átomo desse elemento.
- o nome desse elemento.
- 

*Resolução:*

Baseando na Tabela Periódica, o número atómico desse elemento é 20. Então, o número de electrões na electrosfera é igual ao número de protões no núcleo e é igual a 20.

Esse elemento pertence ao grupo IIA e ao 4º período, então o átomo desse elemento possui 4 camadas e 2 electrões na última camada.

O nome desse elemento é cálcio (Ca).

## 2.2. Carácter metálico e ametálico

**Exemplo 1:** Os elementos A, B, C, D, E, X possuem, respectivamente, o número atómico e a configuração electrónica seguintes:

- A (Z=2) :  $1s^2$
- B (Z=7) :  $1s^2 2s^2 2p^3$
- C (Z=12) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- D (Z=16) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- E (Z=18) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- X (Z=19) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

**Determine tipo de elemento (metal, ametal, ou gás nobre) de cada elemento.**

*Resolução:*

- A (Z=2) :  $1s^2 \rightarrow$  tem 2 electrões na última camada (na 1ª camada), então A é um gás nobre (caso especial do grupo do gases nobres).
- B (Z=7) :  $1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$  tem 5 electrões na última camada (na 2ª camada), então B é um ametal.
- C (Z=12) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$  tem 2 electrões na última camada (na 3ª camada), então C é um metal.
- D (Z=16) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$  tem 6 electrões na última camada (na 3ª camada), então D é um ametal.
- E (Z=18) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \rightarrow$  tem 8 electrões na última camada (na 3ª camada), então E é um gás nobre.
- X (Z=19) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$  tem 1 electrões na última camada (na 4ª camada), então X é um metal.

## 2.3. Comparar propriedades de elementos baseando as suas localizações na tabela periódica

**Exemplo 1:** Compare o carácter ametálico dos elementos seguintes:

- a) Si (Z=14), P (Z=15) e S (Z=16).
- b) N (Z=7), P (Z=15) e As (Z=33).

*Resolução:*

- a) Si (Z=14), P (Z=15) e S (Z=16)

Na tabela periódica, Si, P e S pertencem ao mesmo 2º período. Ao longo do período, o carácter ametálico aumenta da esquerda para direita. Então, a ordem crescente de carácter ametálico desses elementos é:  $Si < P < S$ .

- b) N (Z=7), P (Z=15) e As (Z=33)

Na tabela periódica, N, P e As pertencem ao mesmo grupo VA. Ao longo do grupo, o carácter ametálico aumenta de baixo para cima. Então, a ordem crescente de carácter ametálico desses elementos é:  $As < P < N$ .

**Exemplo 2: Compare o carácter metálico dos elementos seguintes:**

a) Na (Z=11), Mg (Z=12) e Al (Z=13).

b) Na (Z=11), K (Z=19) e Cs (Z=55).

**Resolução:**

a) Na (Z=11), Mg (Z=12) e Al (Z=13).

Na tabela periódica, Na, Mg e Al pertencem ao mesmo 3º período. Ao longo do período, o carácter metálico aumenta da direita para esquerda para. Então, a ordem crescente de carácter metálico desses elementos é:  $Al < Mg < Na$ .

b) Na (Z=11), K (Z=19) e Cs (Z=55).

Na tabela periódica, Na, K e Cs pertencem ao mesmo grupo IA. Ao longo do grupo, o carácter metálico aumenta da cima para baixo. Então, a ordem crescente de carácter ametálico desses elementos é:  $Na < K < Cs$ .



### III. Exercícios de consolidação

1. Faça a associação correta com respeito às famílias ou grupos da Tabela Periódica:

1. Metais alcalinos	A. Grupo 18
2. Metais alcalino-terrosos	B. Grupo 17
3. Halogéneos	C. Grupo 16
4. Família do Carbono	D. Grupo 15
5. Família do Nitrogénio	E. Grupo 14
6. Família do Enxofre	F. Grupo 1
7. Gases Nobres	G. Grupo 2

- 2. Determine o grupo e o nome da família da Tabela Periódica a que pertence um elemento, cujo número atómico é 18.**
- 3. Dados os elementos de números atómicos 3, 9, 11, 12, 20, 37, 38, 47, 55, 56 e 75. Quais deles são metais alcalinos?**
- 4. Os elementos  ${}_x\text{A}$ ,  ${}_{x+1}\text{B}$  e  ${}_{x+2}\text{C}$  pertencem a um mesmo período da Tabela Periódica. Se B é um halogéneo, indique o grupo da Tabela Periódica a que pertence A e C.**
- 5. Um elemento X apresenta a configuração  $5s^2 5p^3$  na camada de valência. Indique o grupo e a família desse elemento na tabela periódica.**
- 6. Indique o grupo e o período do elemento químico de número atómico 37.**
- 7. Determine o número atómico do elemento que se encontra no período 3, família IIIA.**
- 8. Os elementos do terceiro período da Tabela Periódica apresentam...**
- |   |                                   |
|---|-----------------------------------|
| <b>A.</b> 3 electrões na camada de valência | <b>B.</b> 3 camadas eletrónicas   |
| <b>C.</b> massas iguais                     | <b>D.</b> números atómicos iguais |
- 9. Assinale a única alternativa em que todos os elementos possuem propriedades semelhantes.**
- |                       |                       |
|-----------------------|-----------------------|
| <b>A.</b> He, Ar, Rn. | <b>B.</b> Li, Ni, Bi. |
| <b>C.</b> Ba, Ra, Rn. | <b>D.</b> Au, Hg, C.  |
- 10. Na classificação periódica, os elementos Ca (cálcio, Z = 20), Br (bromo, Z = 35) e Ne (néon, Z=10) são conhecidos, respectivamente, como sendo das famílias dos:**
- A.** Halogéneos, metais alcalinos e gases nobres.  
**B.** Metais alcalinos, metais alcalino-terrosos e gases nobres.  
**C.** Metais alcalinos, halogéneos e metais alcalino-terrosos.  
**D.** Metais alcalino-terrosos, halogéneos e gases nobres.
- 11. Observe as equações a seguir:**
- $$\text{A} + \text{energia} \rightarrow \text{A}^+ + 1 \text{ electrão}$$
- $$\text{B} + 1 \text{ electrão} \rightarrow \text{B}^- + \text{energia}$$

**As propriedades periódicas relacionadas respectivamente com essas equações são:**

- A.** afinidade eletrónica e energia de ionização.  
**B.** energia de ionização e afinidade eletrónica.  
**C.** energia de ionização e eletronegatividade.  
**D.** eletropositividade e eletronegatividade.
- 12. Com relação às propriedades periódicas, é correcto afirmar que, em uma mesma família, os átomos dos menores períodos possuem:**

- A. menor raio atómico. B. menor eletroafinidade.  
 C. menor eletronegatividade. D. menor energia de ionização.
- 13. Os elementos que apresentam maiores energias de ionização são da família dos...**
- A. metais alcalino-terrosos. B. gases nobres.  
 C. halogéneas. D. metais alcalinos.
- 14. Em qual das transformações a seguir, no sentido indicado, a energia envolvida mede a chamada “energia de ionização”?**
- A.  $\text{Cl(g)} + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cl}^- \text{ (g)}$  B.  $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$   
 C.  $\text{Na (g)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (g)} + 1 \text{ e}^-$  D.  $\text{H}^+(\text{aq}) + 1 \text{ e}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{ H}_2 \text{ (g)}$
- 15. Assinale a alternativa que indica correctamente a ordem crescente dos raios atómicos:**
- A.  $\text{Cs} < \text{Rb} < \text{K} < \text{Na} < \text{Li}$ . B.  $\text{Cs} < \text{Li} < \text{Rb} < \text{Na} < \text{K}$ .  
 C.  $\text{K} < \text{Rb} < \text{Na} < \text{Cs} < \text{Li}$  D.  $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$ .
- 16. Qual das opções abaixo apresenta a comparação errada relativa aos raios de átomos e de iões?**
- A. raio do  $\text{Na}^+ <$  raio do  $\text{Na}$  B. raio do  $\text{Na}^+ <$  raio do  $\text{F}^-$   
 C. raio do  $\text{Mg}^{2+} <$  raio do  $\text{O}^{2-}$  D. raio do  $\text{F}^- <$  raio do  $\text{Mg}^{2+}$
- 17. Dois ou mais iões ou então, um átomo e um ião que apresentam o mesmo número de electrão denominam-se iões isoeletrónicos. Comparando-se os iões isoeletrónicos  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , e  $\text{Al}^{3+}$ , conclui-se que:**
- A. o ião  $\text{Mg}^{2+}$  apresenta o menor raio iónico.  
 B. o ião  $\text{Na}^+$  apresenta o menor raio iónico.  
 C. o ião  $\text{F}^-$  apresenta o maior raio iónico.  
 D. o ião  $\text{Al}^{3+}$  apresenta o maior raio iónico.
- 18. Para os iões isoeléctricos (com o mesmo número de electrões), quanto maior é a carga nuclear, menor é o raio iónico. Então, a ordem crescente dos raios iónicos:  $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^-$ .**
- Qual das opções abaixo apresenta a comparação errada relativa aos raios de átomos e de iões?**
- A. raio do  $\text{Na}^+ <$  raio do  $\text{Na}$  B. raio do  $\text{Na}^+ <$  raio do  $\text{F}^-$   
 C. raio do  $\text{Mg}^{2+} <$  raio do  $\text{O}^{2-}$  D. raio do  $\text{F}^- <$  raio do  $\text{Mg}^{2+}$
- 19. Com relação às propriedades periódicas, é correcto afirmar que, num mesmo período, os não metais, quando comparados aos metais:**

- A. São menos eletronegativos e têm menores raios atômicos;
- B. São menos eletronegativos e têm iguais raios atômicos;
- C. São mais eletronegativos e têm menores raios atômicos;
- D. Têm maiores raios atômicos e são mais eletronegativos;

20. Qual das partículas abaixo possui maior raio? Números atômicos: Cl (17); K (19); Ca (20); S (16), Ar (18)

- A.  $\text{Cl}^-$       B.  $\text{K}^+$       C.  $\text{Ca}^{2+}$       D.  $\text{S}^{2-}$       E. Ar

21. Consultando a tabela periódica, assinale a opção em que os átomos a seguir estejam apresentados em ordem CRESCENTE de eletronegatividade: B, C, N, O, Al.

- A.  $\text{N} < \text{C} < \text{B} < \text{O} < \text{Al}$       B.  $\text{O} < \text{N} < \text{C} < \text{B} < \text{Al}$   
C.  $\text{Al} < \text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O}$       D.  $\text{B} < \text{Al} < \text{C} < \text{O} < \text{N}$

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

1. Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores - Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química do II ciclo → Módulo 2 → Lição 2 a 9 (P. 27- 68)

## UNIDADE TEMÁTICA 4

## LIGAÇÃO QUÍMICA



### I. Resumo de conteúdos

#### 1. Ligação química

##### Definição de ligação

As ligações químicas são uniões estabelecidas entre átomos para formarem as moléculas que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto.

##### Regra de Octeto

Um átomo só é estável se adquirir uma estrutura electrónica semelhante a dos gases nobres, isto é, ter 8 electrões na última camada, excepto para o  $\text{H}_2$ , que adquire com dois electrões, configuração electrónica do gás nobre de He.

## **Estrutura de Lewis ou fórmulas electrónicas**

As estruturas de Lewis representam estruturalmente uma ligação química. Usando-se os electrões do último nível energético (electrões de valência), sendo estes representados através de pontos ou cruces junto ao símbolo do átomo.

Para desenhar uma estrutura de Lewis deve-se obedecer a regra de octeto.

Uma estrutura de Lewis indica:

- Quais os elementos
- Quantos átomos de cada elemento
- Electrões da última camada
- Pares de electrões formados
- Ângulos das ligações

Cada par de electrões que constitui uma ligação química é representado por traço:

### **Tipos de ligações químicas**

Existem 3 tipos principais de ligações químicas a saber: **Ligação covalente, iónica e metálica.**

<b>Ligação covalente</b>	<b>Ligação iónica</b>	<b>Ligação metálica</b>
Compartilhamento de electrões	Transferência de electrões	Entre átomos de metais

## **2. Ligação covalente**

### **2.1. Definição**

A ligação covalente ocorre através da partilha de pares de electrões entre os átomos, de tal modo que os átomos adquiram a configuração de gás nobre (Regra de Octeto), sem que ocorra nem ganho nem perda de electrões.

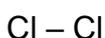
Ao partilhar electrões, os átomos formam um composto molecular.

Exemplos:

- Fórmula molecular do gás cloro:



Fórmula de Lewis

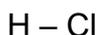


Fórmula estrutural



Fórmula molecular

- Fórmula molecular do cloreto de hidrogénio



Fórmula de Lewis

Fórmula estrutural

Fórmula molecular

- Fórmula molecular da água



Fórmula de Lewis

Fórmula estrutural

Fórmula molecular

As ligações covalentes podem ser simples, duplas ou triplas.

- Simples – quando a partilha é de um par de electrões: Cl<sub>2</sub> (Cl – Cl), HCl (H – Cl)...
- Duplas – quando a partilha é de dois pares de electrões: O<sub>2</sub> (O=O)...
- Triplas – quando a partilha é de três pares de electrões: N<sub>2</sub> (N≡N)...

A ligação covalente ocorre entre:

- Hidrogénio – hidrogénio
- Hidrogénio – ametal
- Ametal – ametal

## 2.2. Propriedades dos compostos moleculares

- São sólidos, líquidos ou gasosos nas condições ambientais.
- Apresentam baixos pontos de fusão e de ebulição (comparados aos iónicos).
- São maus condutores de electricidades, mas alguns podem conduzir quando em meio aquoso (ionização).
- A maioria dos compostos é solúvel em solventes orgânicos.

## 2.3. Classificação de ligação covalente

- **Ligação covalente apolar:** quando se ligam ametais do mesmo elemento químico (ou quando pares de electrões partilhados ficam entre dois átomos). Exemplos: H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>,...
- **Ligação covalente polar:** quando se ligam ametais de elementos diferentes (ou quando ficam mais perto de um átomo e longe de outro). Exemplos: HCl, H<sub>2</sub>O...

- **Ligação covalente dativa:** um dos átomos com a última camada completa doa os dois electrões que asseguram a ligação (átomo dador). Os electrões do par passam a pertencer a ambos os átomos participantes. A ligação covalente dativa é representada por uma seta que se inicia no átomo dador e termina no átomo receptor.

#### 2.4. Rede molecular e rede atómica

Os tipos de força que ligam as partículas num sólido ou num líquido influem nas propriedades das substâncias.

##### a) Redes Moleculares

São agregações de moléculas unidas pelas forças inter moleculares relativamente fracas. As redes moleculares têm ponto de fusão (P.f) e ponto de ebulição (P.e) baixos, são isoladores de corrente eléctrica e são sólidos a temperatura ambiente.

Exemplos: Óleos, Parafinas, Açúcar, Iodo, Água, etc.

##### b) Redes Atómicas

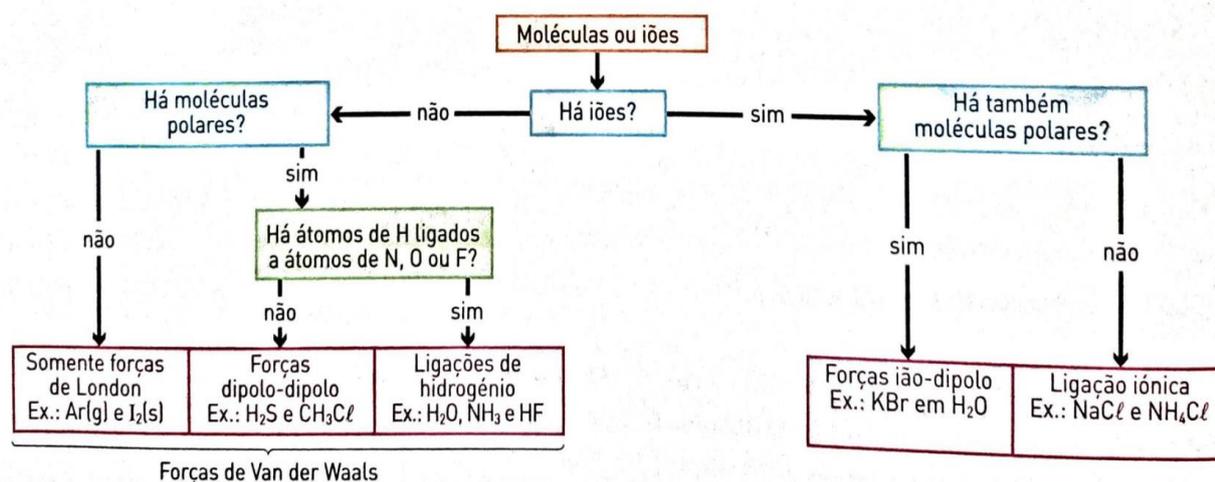
São agregações de átomos ligados entre si por ligações covalentes, (com forças relativamente fortes) sem contudo formar moléculas.

As redes atómicas têm P.f. e P.e. muito elevados, não são voláteis, não conduzem a corrente eléctrica excepto a (grafite), e são muito duras.

Ex.: Diamante, grafite, quartzo ( $\text{SiO}_2$ ), carvão mineral.

#### 2.5. Forças intermoleculares/interiónicas

As forças intermoleculares/interiónicas são de natureza electrostática, dependendo a sua intensidade do grau de polarização das moléculas e do tamanho/da carga dos iões e são responsáveis pelas propriedades físicas dos líquidos e dos sólidos.



### ❖ Forças intermoleculares e pontos de fusão (PF) e de ebulição (PE)

Dois factores que influem nos PF e PE:

- O tipo de força intermolecular: quanto mais intensas as atracções intermoleculares, maiores os seus PF e PE.
- O tamanho da molécula. quanto maior o tamanho de uma molécula, maior será a sua superfície, o que propicia um maior número de interacções com outras moléculas vizinhas, conduzindo a valores de PF e PE mais elevados.

Para comparar os pontos de fusão e de ebulição de diferentes substâncias, devem considerar-se esses dois factores da seguinte maneira:

- Quanto maior a intensidade de interacção, maiores os valores dos PF e PE.

Ordem crescente de intensidade de interacção:

dipolo instantâneo – dipolo induzido < dipolo– dipolo induzido < dipolo – dipolo < pontes de hidrogénio < ião –dipolo.

- Em moléculas com o mesmo tipo de interacção: quanto maior o tamanho da molécula, maiores os seus valores de pontos de fusão e de ebulição.

## 3. Ligação metálica

### 3.1. Conceito de ligação metálica

A ligação metálica ocorre quando os electrões de valência dos átomos de um metal passam a movimentar-se livremente entre os átomos, criando assim uma força de atracção entre os átomos do metal.

### 3.2. Propriedades das substâncias com ligação metálica

- São sólidos, com excepção do mercúrio que é um metal líquido;
- Apresentam um brilho metálico;

- Têm uma densidade relativamente elevada;
- Têm pontos de fusão e de ebulição relativamente elevados;
- São bons condutores do calor e da electricidade (devido a movimentos de electrões livres);
- São resistentes à força de atracção;
- São dúcteis (podem ser transformados em fios);
- São maleáveis (podem se transformar em lâminas);
- Formam ligas metálicas.

#### 4. Polaridade das substâncias

O que **determina o tipo de ligação entre dois átomos é a diferença de electronegatividade ( $\Delta\chi$ )** entre eles.

$\Delta\chi$  = diferença da electronegatividade

$0 \leq \Delta\chi \leq 0,4$  : a ligação é covalente apolar

$0,4 < \Delta\chi < 1,7$  : a ligação é covalente polar

$\Delta\chi \geq 1,7$  : a ligação é iónica



## II. Alguns tipos de Exercícios

### 2.1. Escreva a fórmula de Lewis e a fórmula estrutural das substâncias com ligação covalente

**Exemplo 1:** Escreva a fórmula de Lewis e a fórmula estrutural das substâncias seguintes:  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $HClO$ ,  $HCN$ .

Resolução:

Fórmula molecular	Configuração electrónica	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
$N_2$	${}_7N: 1s^2 2s^2 2p^3$	$:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}}::\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}}:$	$N \equiv N$
$O_2$	${}_8O: 1s^2 2s^2 2p^4$	$:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}::\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}:$	$O = O$
$F_2$	${}_9F: 1s^2 2s^2 2p^5$	$:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{F}}::\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$	$F - F$

CH <sub>4</sub>	${}^1\text{H}: 1s^1$ ${}^6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
NH <sub>3</sub>	${}^1\text{H}: 1s^1$ ${}^7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \text{N} \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
PH <sub>3</sub>	${}^1\text{H}: 1s^1$ ${}^{15}\text{P}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \text{P} \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{P} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
HClO	${}^1\text{H}: 1s^1$ ${}^{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ${}^8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$	$\text{H} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \ddot{\text{Cl}}$	$\text{H} - \text{O} - \text{Cl}$
HCN	${}^1\text{H}: 1s^1$ ${}^6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$ ${}^7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$	$\text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{N}$	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$

## 2.2. Determinação do carácter da ligação química

### Resumo:

- ❖ Baseando a diferença da electronegatividade dos elementos da ligação química

**$\Delta\chi$  = diferença da electronegatividade**

$0 \leq \Delta\chi \leq 0,4$  : a ligação é covalente apolar

$0,4 < \Delta\chi < 1,7$  : a ligação é covalente polar

$\Delta\chi \geq 1,7$  : a ligação é iónica

- ❖ Baseando o carácter dos elementos da ligação química

Caso não se saiba a electronegatividade dos elementos da ligação, o carácter da ligação química prevê-se aproximadamente através do carácter dos elementos.

Tipo de ligação	Natureza das forças de ligação	Tipos de átomos
Ligação iónica	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Formam-se iões de cargas contrárias</li> <li>• Ocorre a atracção electrónica entre iões de cargas contrárias.</li> </ul>	metal + ametal
Ligação covalente apolar	<ul style="list-style-type: none"> <li>• O par de electrões compatilhados fica entre dois átomos ligados.</li> </ul>	mesmo ametal
Ligação covalente polar	<ul style="list-style-type: none"> <li>• O par de electrões compatilhados fica mais perto de um átomo e longe de outro.</li> </ul>	ametais diferentes

Ligação metálica	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Interação dos electrões livres da camada de valência com os cátions.</li> </ul>	metal + metal
------------------	--	---------------

**Exemplo 1:** Determine o tipo de ligação entre os átomos na molécula das substâncias seguintes baseando a diferença de eletronegatividade dos átomos:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ .

Dados:  $\chi_{\text{Al}}=1,61$ ,  $\chi_{\text{Ba}}=0,89$ ,  $\chi_{\text{H}}=2,20$ ,  $\chi_{\text{K}}=0,82$ ,  $\chi_{\text{Ca}}=1,00$ ,  $\chi_{\text{Mg}}=1,31$ ,  $\chi_{\text{Na}}=0,93$ ,  $\chi_{\text{C}}=2,55$ ,  $\chi_{\text{O}}=3,44$ ,  $\chi_{\text{Cl}}=3,16$ ,  $\chi_{\text{S}}=2,58$ ,  $\chi_{\text{Br}}=2,96$ ,  $\chi_{\text{N}}=3,04$ .

**Resolução:**

Ordem	Molécula	Diferença de electronegatividade	Tipo de ligação
1.	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\Delta\chi = 3,44 - 1,61 = 1,83 > 1,7$	Ligação iónica
2.	$\text{BaCl}_2$	$\Delta\chi = 3,16 - 0,89 = 2,27 > 1,7$	Ligação iónica
3.	$\text{H}_2\text{O}$	$0,4 < \Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24 < 1,7$	Ligação covalente polar
4.	$\text{H}_2\text{S}$	$\Delta\chi = 2,58 - 2,20 = 0,38 < 0,4$	Ligação covalente apolar
5.	$\text{KBr}$	$\Delta\chi = 2,96 - 0,82 = 2,14 > 1,7$	Ligação iónica
6.	$\text{CaO}$	$\Delta\chi = 3,44 - 1,00 = 2,44 > 1,7$	Ligação iónica
7.	$\text{MgO}$	$\Delta\chi = 3,44 - 1,31 = 2,13 > 1,7$	Ligação iónica
8.	$\text{Br}_2$	$\Delta\chi = 0$	Ligação covalente apolar
9.	$\text{NaBr}$	$\Delta\chi = 3,44 - 0,93 = 2,51 > 1,7$	Ligação iónica
10.	$\text{CH}_4$	$\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$	Ligação covalente apolar
11.	$\text{HCl}$	$0,4 < \Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96 < 1,7$	Ligação covalente apolar
12.	$\text{NH}_3$	$0,4 < \Delta\chi = 3,04 - 2,20 = 0,84 < 1,7$	Ligação covalente apolar

**Exemplo 2:** Determine o tipo de ligação nas substâncias seguintes baseando o carácter dos átomos da ligação:  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Fe}$ .

**Resolução:**

- Nas moléculas de  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$ , a ligação entre os átomos é a ligação covalente apolar porque os átomos de cada substância são do mesmo ametal.
- Nas moléculas de  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $HCl$ , a ligação entre os átomos é a ligação covalente polar porque os átomos de cada substância são de ametais diferentes.
- A ligação entre os átomos nas moléculas de  $NaCl$ ,  $BaCl_2$  é a ligação iónica porque esta ligação é formada por átomo metálico e átomo ametálico.
- Ca, Fe: Ligação metálica



### III. Exercícios de consolidação

1. Escreva a fórmula eletrónica da água ( $H_2O$ ) e da água oxigenada ( $H_2O_2$ ).
2. Escreva fórmulas eletrónicas das moléculas formadas pelos seguintes elementos:
  - a) Fósforo e hidrogênio;
  - b) Enxofre e hidrogênio;
  - c) Flúor e carbono.
3. Abaixo temos as fórmulas de Lewis para átomos de cinco elementos químicos.



Podemos afirmar que a única estrutura que não se forma é:

- A. HCl      B.  $Cl_2$       C.  $H_2O$       D.  $NH_3$       E.  $HC_4$

4. Determine se as ligações a seguir são polares ou apolares e especifique também se são iónicas ou covalentes:

- a)  $H_2$       b) HCl      c)  $Cl_2$   
 d)  $CO_2$       e)  $NH_3$

5. Diga quais são as ligações existentes entre os elementos abaixo (iónica ou covalente) e classifique cada ligação como polar ou apolar:

- a)  $Cl_2$       b) HBr      c)  $H_2$       d) NaCl  
 e)  $P_4$       f) CO      g) KF      h) HCl

6. Um elemento X possui número atômico igual a 1 e outro elemento Y possui número 17. Qual será a fórmula molecular formada pela ligação covalente entre esses dois elementos?

7. Qual é a fórmula do composto formado por átomos de fósforo ( $Z = 15$ ) e flúor ( $Z = 9$ ), considerando o número de electrões da camada de valência de cada átomo?

8. Considere o elemento cloro formando compostos com, respectivamente, hidrogénio, carbono, sódio e cálcio. (Consulte a Tabela Periódica.). Com quais desses elementos o cloro forma compostos covalentes?

9. Qual das alternativas a seguir apresenta substâncias formadas somente por meio de ligações covalentes?

- A.  $K_2SO_4$ , CO,  $CO_2$ ,  $Na_2O$                       B. Si,  $C_{\text{grafita}}$ ,  $P_4$ ,  $N_2$ , Zn  
 C. NaCl,  $AsCl_3$ ,  $CCl_4$ ,  $TiCl_4$                       D.  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $PCl_5$

10. O cloreto de sódio ( $NaCl$ ), o pentano ( $C_5H_{12}$ ) e álcool comum ( $CH_3CH_2OH$ ) têm suas estruturas constituídas, respectivamente, por ligações:

- A. iónicas, covalentes e covalentes.                      B. covalentes, covalentes e covalentes.  
 C. iónicas, covalentes e iónicas.                      D. covalentes, iónicas e iónicas.

11. Faça a correspondência correta entre as frases da coluna I e o tipo de ligação da coluna II.

Coluna I	Coluna II
(A) Entre átomos de Na	1. Ligação covalente simples
(B) Entre átomos de Cl	2. Ligação covalente dupla
(C) Entre átomos de O	3. Ligação metálica
(D) Entre átomos de N	4. Ligação iónica
(E) Entre átomos de Na e Cl	5. Ligação covalente tripla

12. O metano, o amóniaco, a água e o fluoreto de hidrogénio são substâncias moleculares cujas estruturas de Lewis se representam na tabela seguinte.

Metano, $CH_4$	Amóniaco, $NH_3$	Água, $H_2O$	Fluoreto de hidrogénio, HF
$\begin{array}{c} H \\   \\ H-C-H \\   \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H-\ddot{N}-H \\   \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\ddot{O}\cdot \\ / \quad \backslash \\ H \quad H \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \vdots \\ :\ddot{F}-H \end{array}$

**Indique o tipo de ligação que se estabelece entre os átomos que constituem estas moléculas.**

**13.** Na escala de eletronegatividade, tem-se:

Li	H	Br	N	O
1,0	2,1	2,8	3,0	3,5

**Esses dados permitem afirmar que, entre as moléculas a seguir, a mais polar é:**

- A.** O<sub>2</sub>                      **B.** LiBr                      **C.** NO                      **D.** HBr                      **E.** Br<sub>2</sub>

**14.** Compostos HF, NH<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição quando comparados a H<sub>2</sub>S e HCl, por exemplo, devido:

- A.** às forças de van der Waals;                      **B.** às forças de London;  
**C.** às ligações de hidrogénio;                      **D.** às ligações iónicas.

**15.** Relacione as colunas abaixo e indique quais são as principais forças intermoleculares (coluna I) que ocorrem entre as moléculas das substâncias moleculares listadas na coluna II.

Coluna I	Coluna II
I- Ligação de hidrogénio;	a) Amóniaco (NH <sub>3</sub> ).
II- Interação dipolo-dipolo;	b) Água (H <sub>2</sub> O).
III- Interação dipolo induzido-dipolo induzido.	c) Acetaldeído (CH <sub>2</sub> O).
	d) Bromo (Br <sub>2</sub> ).
	e) Cianeto de hidrogénio (HCN).

**16.** Dadas as substâncias abaixo:

- I. Ácido clorídrico (HI)                      II. Gás carbónico (CO<sub>2</sub>)  
 III. Amóniaco (NH<sub>3</sub>)                      IV. Gás flúor (F<sub>2</sub>)  
 V. Ácido sulfídrico (H<sub>2</sub>S)

**Assinale a opção que contém a ordem crescente correcta para as suas temperaturas de ebulição.**

- A.** I < IV < III < II < V                      **B.** IV < II < V < I < III  
**C.** IV < II < I < V < III                      **D.** III < I < II < V < IV

**17.** Observe a seguinte tabela com o ponto de ebulição (em graus Celsius) de alguns ácidos inorgânicos:

Substâncias ácidas	PE (°C)
Ácido clorídrico (HCl)	-85
Ácido fluorídrico (HF)	20
Ácido iodídrico (HI)	-35
Ácido bromídrico (HBr)	-67

O comportamento do HF, bastante diferente dos demais compostos, justifica-se porque entre suas moléculas ocorrem:

- A. ligações covalentes apolares.                      B. ligações covalentes polares.  
 C. ligações de hidrogénio.                              D. interações dipolo-induzido.

18. Escreva as fórmulas estruturais de cada uma das moléculas abaixo. Depois classifique-as como polares ou apolares e indique o sentido do dipolo eléctrico das classificadas como polares.

- A. N<sub>2</sub>                      B. HCN                      C.                      D. H<sub>2</sub>O                      E. O<sub>2</sub>

19. O aumento da diferença de eletronegatividade entre os elementos ocasiona a seguinte ordem no carácter das ligações:

- A. Covalente polar, covalente apolar, iónica;  
 B. Iónica, covalente polar, covalente apolar;  
 C. Covalente apolar, iónica, covalente polar;  
 D. Covalente apolar, covalente polar, iónica.

20. Sejam os seguintes compostos: fluoreto de potássio (KF), dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>), iodo (I<sub>2</sub>) e iodeto de hidrogénio (HI). As ligações químicas existentes nestes compostos são, respectivamente:

- A. Iónica, covalente polar, iónica, covalente polar.  
 B. Iónica, covalente polar, covalente apolar, covalente polar.  
 C. Covalente apolar, iónica, covalente polar, covalente polar.  
 D. Iónica, covalente apolar, covalente polar, iónica.

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

1. Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores – Moçambique

**UNIDADE TEMÁTICA 5****CLASSES PRINCIPAIS DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS****I. Resumo de conteúdos****1. Função ÓXIDO**

**Óxidos**, são compostos binários em que um dos elementos é o oxigénio, sendo ele, o elemento mais electronegativo.

Ex.: CO<sub>2</sub>, FeO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, etc.

Excepção: O difluoreto de oxigénio (OF<sub>2</sub>) e o monofluoreto de oxigénio (OF) não são óxidos.

**Classificação dos óxidos**

- **Óxidos básicos:** São óxidos que reagem com água, produzindo uma base ou reagem com um ácido, produzindo sal e água. Ex: K<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>O, CaO, MgO...
- **Óxidos ácidos:** São óxidos que reagem com a água, produzindo um ácido, ou reagem com uma base, produzindo sal e água. Ex: CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>3</sub>...
- **Óxidos neutros:** São óxidos que não reagem com água, base ou ácido. Ex: CO, NO, N<sub>2</sub>O...
- **Óxidos anfóteros:** São óxidos que se podem comportar como óxidos ácidos e como óxidos básicos. Ex: ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>...
- **Óxidos mistos-** têm comportamento químico de dois óxidos do mesmo elemento. Ex. Fe<sub>2</sub>O<sub>4</sub> : FeO e Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> : 2MnO e MnO<sub>2</sub>; Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> : 2PbO e PbO<sub>2</sub>
- **Peróxidos:** São aqueles óxidos que possuem em sua estrutura o grupo (O<sub>2</sub>)<sup>2-</sup> (Nox do oxigénio no óxido é -1). Ex: Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>...
- **Superóxidos:** São aqueles óxidos que possuem em sua estrutura o grupo (O<sub>2</sub>)<sup>-</sup> (Nox do oxigénio no óxido é - $\frac{1}{2}$ ). Ex: NaO<sub>2</sub>, KO<sub>2</sub> ..

**NB:** A diferença está no Nox que o oxigénio apresenta nessas três substâncias (óxidos normais, peróxidos e superóxidos). Em um **óxido**, o Nox é sempre -2, e, nos **peróxidos**, o Nox é sempre -1. Já nos **superóxidos**, o NOX do oxigénio é igual a -1/2.

**Nomenclatura dos óxidos**

**A. Para elementos de Nox constante:**

Óxido + preposição "de" + nome do elemento ligado ao oxigénio

**B. Para elementos de Nox variável:**

- 1) Óxido + nome do elemento ligado ao oxigénio + *~oso* (para elemento de menor Nox)  
*~ico* (para elemento de maior Nox)

Ex.: FeO / Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - óxido **ferroso** / óxido **férrico**

PbO / PbO<sub>2</sub> - óxido **plumboso** / óxido **plúmbico**

Cu<sub>2</sub>O / CuO - óxido **cuproso** / óxido **cúprico**

- 2) Óxido + preposição "de" + nome do elemento ligado ao oxigénio + (algarismo romano indicativo do número do Nox do mesmo)

Ex.: FeO / Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - óxido de ferro **(II)** / óxido de ferro **(III)**

PbO / PbO<sub>2</sub> - óxido de chumbo **(II)** / óxido de chumbo **(IV)**

**C. Indicando-se o número de átomos de oxigénio no óxido, através dos prefixos *mono~*, *di~*/*bi~*, *tri~*, *tetra~*, *penta~*, *hexa~*, *hepta~*,**

Ex.: FeO / Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - *monóxido* de ferro / *trioxido* de ferro

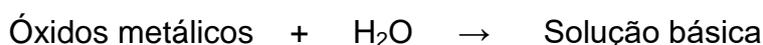
CO / CO<sub>2</sub> - *monóxido* de carbono / *dióxido* de carbono

SO<sub>2</sub> / SO<sub>3</sub> - *dióxido* de enxofre / *trioxido* de enxofre

**D. Aplicável a qualquer Óxido: mono, di, tri óxido de mono, di, tri nome do elemento ligado ao oxigénio** Ex.: Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - **hept** de **dicloro**; N<sub>5</sub>O<sub>2</sub> - **pent**óxido de **dinitrogénio**.**Propriedades químicas dos óxidos****a) Propriedades químicas dos óxidos básicos**

❖ Reacções dos óxidos básicos com água

Alguns óxidos (Na<sub>2</sub>O, K<sub>2</sub>O, CaO, BaO...) reagem com água, formando as soluções básicas respectivamente: NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>...



As equações químicas são:

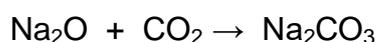


❖ Reacções dos óxidos **básicos** com ácidos

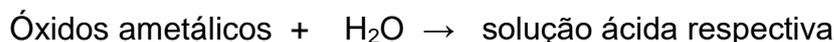
Exemplo:

❖ Reacções dos óxidos **básicos** com óxidos ácidosAlguns óxidos ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ ...) reagem com óxidos ametálicos, formando sais.

Exemplo:

**b) Propriedades químicas dos óxidos ácidos**

## ❖ Reacções dos óxidos ácidos com água



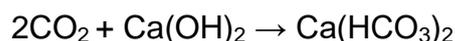
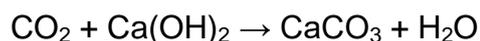
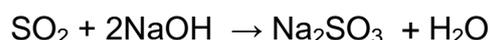
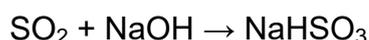
Exemplo:



## ❖ Reacções dos óxidos ácidos com bases

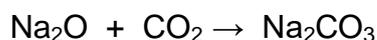


Exemplo:



## ❖ Reacções dos óxidos ácidos com óxidos básicos

Exemplo:

**2. Função ÁCIDO****2.1 Conceitos de ácido**a) Conceito de Arrhenius

**ÁCIDO**, é qualquer composto que, em meio aquoso, produz o ião  $\text{H}^+$  hidratado como único tipo de catião. Ex:  $\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

**Fórmula geral**

Onde: n-número de átomos de hidrogénio

A-radical ácido com valência n

\* Estas definições exigem o meio aquoso como condição necessária para a existência de um ácido.

b) Conceito de Brønsted-Lowry

**ÁCIDO**, é qualquer substância capaz de ceder prótons  $H^+$ , não importando o meio em que a reacção ocorre. Ex.:  $HCl + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

## 2.2. Classificação dos ácidos

### 2.2.1. Quanto ao número de átomos de hidrogénio ionizáveis:

a) Ácidos monopróticos - ao se ionizarem, libertam apenas um ião hidrogénio.

Ex.:  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $HI$ ,  $HCN$ ,  $HBr$ ,  $CH_3COOH$ ,  $H_3PO_2$

b) Ácidos polipróticos (di~, tri~, etc) - originam mais do que um ião hidrogénio; possuem mais do que um hidrogénio ionizável na molécula .

Ex.: - Dipróticos:  $H_2S$ ,  $H_2C_2O_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_3$

- Tripróticos:  $H_3PO_4$ ,  $H_3BO_3$

- Tetrapróticos:  $H_4[Fe(CN)_6]$

### 2.2.2. Quanto à presença de átomos de oxigénio na molécula:

a) Hidrácidos - não possuem oxigénio na molécula:  $HCl$ ,  $HI$ ,...

b) Oxácidos - possuem oxigénio na molécula:  $H_3PO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $H_3BO_3$ ,...

### 2.2.3. Quanto à presença de átomos de carbono na molécula:

a) Ácidos inorgânicos - não possuem átomos de carbono na molécula.

Ex.:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$ . Excepção: ácido cianídrico ( $HCN$ ),  $H_2CO_3$

b) Ácidos orgânicos - possuem átomos de carbono na molécula, em geral ligados a átomos de hidrogénio (não ionizáveis) e a outros átomos.

Ex.:  $CH_3COOH$ ,  $HCOOH$ .

Somente o átomo de hidrogénio ligado ao átomo de oxigénio, em solução origina o ião hidrogénio.

### 2.2. 4. Quanto ao grau de ionização:

a) Ácidos fracos - têm grau de ionização inferior a 5%,  $\alpha < 0,05$ ;

b) Ácidos semifortes - têm grau de ionização no intervalo entre 5% e 50%;

c) Ácidos fortes - têm grau de ionização superior a 50%,  $\alpha > 0,5$ .

### 2.3. Nomenclatura dos ácidos

❖ Nomenclatura dos hidrácidos

Regra: **Ácido + nome do elemento + terminação "ídrico"**

Exemplos:

HCl → Ácido clorídrico

HBr → Ácido bromídrico

HI → Ácido iodídrico

HCN → Ácido cianídrico

H<sub>2</sub>S → Ácido sulfídrico

❖ Nomenclatura dos oxácidos

• Oxácido padrão

Regra: **Ácido + nome do elemento + terminação "ico"**

Exemplo:

Tabela dos Principais Ácidos - Padrão		
Elementos	Exemplo	Nome
Cl, Br, I	HClO <sub>3</sub>	Ácido clórico
S, Se, Te	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ácido sulfúrico
P, As, Sb	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ácido fosfórico
Si, Ge	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	Ácido silícico
B	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Ácido bórico
C	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ácido carbónico
N	HNO <sub>3</sub>	Ácido nítrico

• Regra geral para elementos que formam 2 ou mais oxácidos

Padrão			
Per...ico	← +O ...ico	→ -O ...oso	Hipo...oso
HClO <sub>4</sub> Ác. perclórico	HClO <sub>3</sub> Ác. clórico	HClO <sub>2</sub> Ác. Cloroso	HClO Ác. Hipocloroso
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Ác. Sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> Ác. Sulfuroso	
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Ác. Fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> Ác. Fosfuroso	H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub> Ác. Hipofosforoso

### 2.4. Propriedades químicas

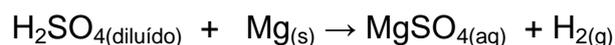
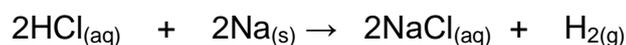
a) Acção sobre indicadores - os ácidos modificam a cor de determinadas substâncias chamadas **indicadores**. Tais substâncias adquirem coloração diferente conforme se encontram numa solução ácida ou básica. Ex.:

Indicador	Meio ácido	Meio básico
Tornassol (tornezol)	vermelho	azul
Fenolftaleína	incolor	vermelho
Metil orange	vermelho	amarelo
Azul de bromotimol	amarelo	azul

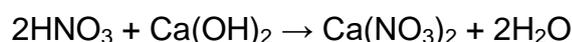
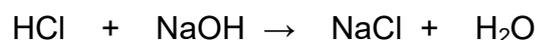
b) Ionização - os ácidos, quando dissolvidos em água, sofrem ionização produzindo catião  $\text{H}_3\text{O}^+$  e o anião correspondente, Ex.:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

c) Reacções dos ácidos

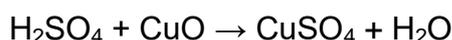
- Reacção com metais reactivos:  $\text{Ácido} + \text{metal reactivo} \rightarrow \text{sal} + \text{H}_2\uparrow$



- Reacção com bases – neutralização:  $\text{Ácido} + \text{base} \rightarrow \text{sal} + \text{H}_2\text{O}$



- Reacção com óxidos básicos:  $\text{Ácido} + \text{óxido básico} \rightarrow \text{sal} + \text{H}_2\text{O}$



- Reacção com sais de ácidos mais fracos:

Equação geral:  $\text{Ácido} + \text{sal de ácido mais fraco} \rightarrow \text{sal} + \text{ácido mais fraco}$



### 3. Função BASE. Hidróxidos

#### 3.1. Conceito

a) Conceito de Arrhenius

**Base**, é a substância que, em solução aquosa origina como aniões exclusivamente os iões hidroxila,  $\text{OH}^-$ . Ex.:  $\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

\* Estas definições exigem o meio aquoso como condição necessária para a existência de uma base.

Fórmula geral:



Onde:

M: é átomo de um metal qualquer ou grupo  $NH_4$

n: é a valência do metal

OH: é o grupo hidroxilo

### b) Conceito de Brønsted-Lowry

**Base** é uma espécie que recebe protões ( $H^+$ ). Ex:  $H_2O + NH_3 \leftrightarrow [NH_4]^+ + OH^-$

## 3.2. Classificação das bases

### 3.2.1) Quanto ao número de grupos oxidrilas / hidroxilas ( $OH^-$ ):

- a) Monobases :  $KOH$ ,  $NaOH$ ,  $LiOH$ , etc;
- b) Dibases :  $Ba(OH)_2$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ , etc;
- c) Tribases :  $Bi(OH)_3$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Al(OH)_3$ , etc;
- d) Tetrabases :  $Pb(OH)_4$ ,  $Sn(OH)_4$ .

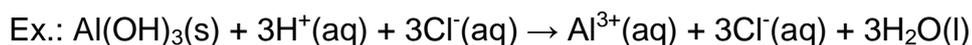
### 3.2.2) Quanto ao grau de dissociação iónica:

Quando o grau de dissociação ( $\alpha$ ) é elevado ( $>50\%$ ), a base é forte e, quando é menor ( $<50\%$ ), a base é fraca. Ex.: bases fortes:  $KOH$ ,  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ : ( $80\% < \alpha < 91\%$ )

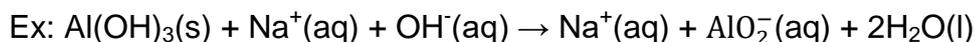
### 3.2.3) Quanto à solubilidade em água:

- a) Solúveis - bases dos metais alcalino, alcalinos terrosos e hidróxido de amónio são solúveis em água.
- b) Insolúveis - bases dos restantes metais

**3.2.4) Bases anfóteros** - são bases que diante de um ácido se comportam como bases e diante de uma base forte se comportam como ácidos.



Ao juntar hidróxido de alumínio com hidróxido de sódio, forma-se aluminato de sódio, o que denuncia propriedades ácidas:  $Al(OH)_3 = H_3AlO_3$  (hidróxido de alumínio se comporta como ácido)



## 3.3. Nomenclatura das bases

a) Quando o metal tiver apenas uma única valência.

Regra: **Hidróxido + nome do metal**

Exemplos:

NaOH: Hidróxido de sódio

KOH: Hidróxido de potássio

NH<sub>4</sub>OH: Hidróxido de amónio

Mg(OH)<sub>2</sub>: Hidróxido de magnésio

Ca(OH)<sub>2</sub>: Hidróxido de cálcio

Ba(OH)<sub>2</sub>: Hidróxido de bário

b) Quando o metal tiver mais do que uma valência.

Regra: **Hidróxido + nome do elemento + Valência do metal**

Exemplos:

Fe(OH)<sub>2</sub>: Hidróxido de ferro (II)

Fe(OH)<sub>3</sub>: Hidróxido de ferro (III)

### 3.4. Propriedades químicas

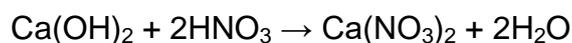
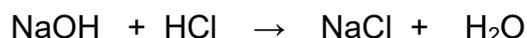
a) Acção sobre indicadores – as bases modificam a cor de determinadas substâncias chamadas **indicadores**. Tais substâncias adquirem coloração diferente conforme se encontram numa solução ácida ou básica. Ex.:

Indicador	Meio ácido	Meio básico
Tornassol (tornezol)	vermelho	azul
Fenolftaleína	incolor	vermelho
Metil orange	vermelho	amarelo
Azul de bromotimol	amarelo	azul

b) Ionização – as bases, quando dissolvidos em água, sofrem ionização, produzindo anião OH<sup>-</sup> e o catião correspondente, Ex.: NaOH(aq) → Na<sup>+</sup>(aq) + OH<sup>-</sup>(aq)

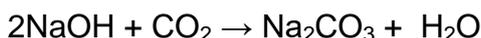
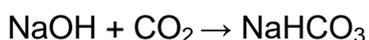
c) Reacções dos ácidos

❖ Reacção com ácidos – neutralização: Base + ácido → sal + H<sub>2</sub>O

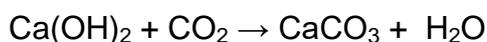


❖ Soluções de bases reagem com óxidos ácidos: Base<sub>(aq)</sub> + óxido ácido → sal + H<sub>2</sub>O

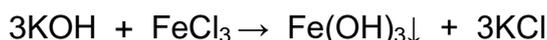
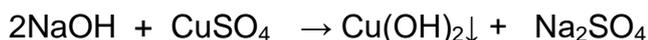
- Solução de NaOH reage com o dióxido de carbono:



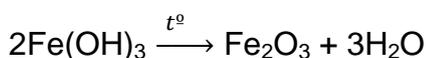
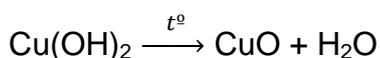
- Solução de  $\text{Ca(OH)}_2$  reage com o dióxido de carbono:



- ❖ Soluções de bases reagem com sais de metais (o hidróxidos destes metais são insolúveis em água)



- ❖ Reacções de composição térmica das bases (termólise)



## 4. Função SAIS

### 4.1. Definição:

**Sais** – são substâncias iónicas formadas por catiões que, em regra, representam o radical básico, e aniões que representam o radical ácido.

Ex:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaCO}_3$ , etc.

**4.2. Classificação dos sais**- Os sais classificam-se de acordo com:

#### 4.2.1) Presença de Oxigénio

a) *Sais não Oxigenados* – são aqueles que não possuem oxigénio na molécula.

**Ex.:**  $\text{NaCl}$ ;  $\text{CaS}$ ;  $\text{KCN}$ ;  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , etc.

b) *Sais Oxigenados* – são aqueles que possuem oxigénio na molécula.

**Ex.:**  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{CaCO}_3$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ , etc.

#### 4.2.2) Quanto aos catiões e aniões

a) *Sais normais ou neutros* – são aqueles que se formam numa neutralização total. Não possuem os iões  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$ . Ex.:  $\text{NaCl}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{CaCO}_3$ , etc.

b) *Sais ácidos* – são aquelas que se formam numa neutralização parcial do ácido. Possuem os iões  $\text{H}^+$  ionizáveis na molécula. Ex.:  $\text{NaHSO}_4$ ;  $\text{KHCO}_3$ ; etc.

c) *Sais básicos* – são aqueles que se formam a partir de uma neutralização parcial da base. Possuem o grupo hidroxila na molécula. Ex:  $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ ;  $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ , etc.

d) *Sais duplos ou mistos* – são aqueles que resultam de uma neutralização total de um ácido por duas bases diferentes (duplo quanto ao catião) e de uma base por dois ácidos diferente.

Ex:  $\text{NaKSO}_4$ ,  $\text{CaClBr}$ , etc.

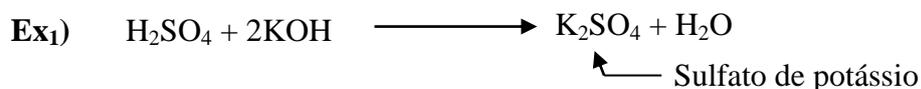
### 4.3. Nomenclatura dos Sais

De uma maneira geral o nome do sal é formado a partir de duas substâncias (o ácido e a base) que deram origem ao sal.

O nome da base não é alterado; o nome do ácido é alterado na sua terminação.

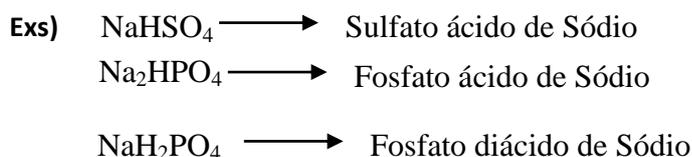
Dessa maneira teremos:

Ácido com terminação	ICO	Forma sais com terminação	ATO
	OSO		ITO
	ÍCRICO		ETO

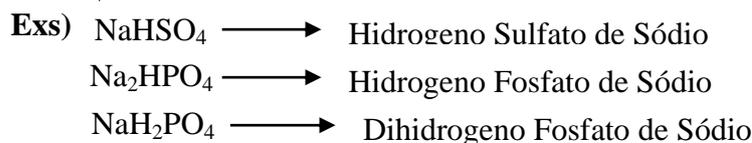


#### 4.3.1. Sais ácidos

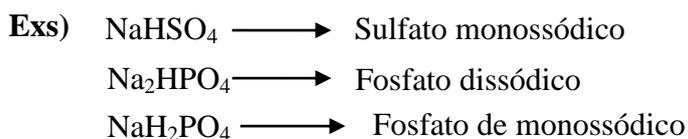
i) Usam-se as palavras, *ácido*, *diácido*, etc., que indicam o número de Hidrogénios ionizáveis que o sal contém.



ii) Usam-se as palavras *hidrogénio*, *dihidrogénio*, etc., para indicar o número de hidrogénios que o sal contém.

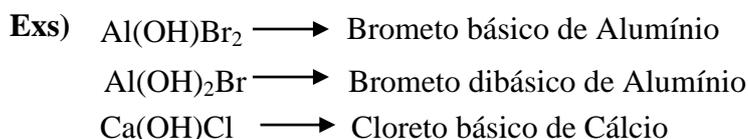


iii) Usam-se os seguintes sufixos *mono*, *di*, *tri*, etc., para indicar o número de catiões presentes.

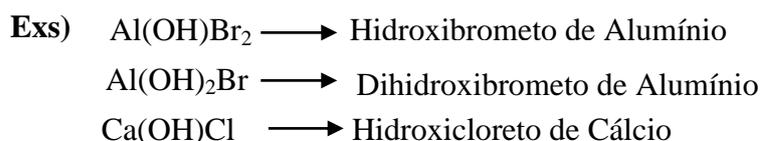


#### 4.3.2. Sais básicos

i) Usam-se as palavras *básico*, *dibásico*, *tribásico*, etc., para indicar o número de hidroxilas que o sal contém.



ii) Usam-se palavras *hidroxi*, *dihidroxi*, etc., que indicam o número de hidroxilas.



#### 4.3.3. Sais duplos ou mistos

Para os sais duplos ou mistos a nomenclatura é feita igual à dos sais normais, tendo-se o cuidado de nomear os dois aniões ou os dois catiões presentes.



#### 4.3.4. Sais Hidratados

Para os sais hidratados a nomenclatura é feita como para os sais normais, acrescentando-se no final das palavras *monohidratado*, *dihidratado*, etc., indicando o número de moléculas de água incorporadas no sal.

Ex:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  - Sulfato de sódio

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – sulfato de sódio decahidratada

$\text{CuSO}_4$  - sulfato de cobre

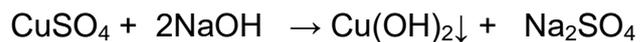
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – sulfato de cobre pentahidratada

#### 4.4. Propriedades químicas dos sais

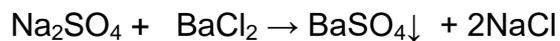
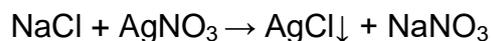
- ❖ Reacção dos sais com ácidos



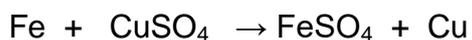
- ❖ Reacção dos sais com bases



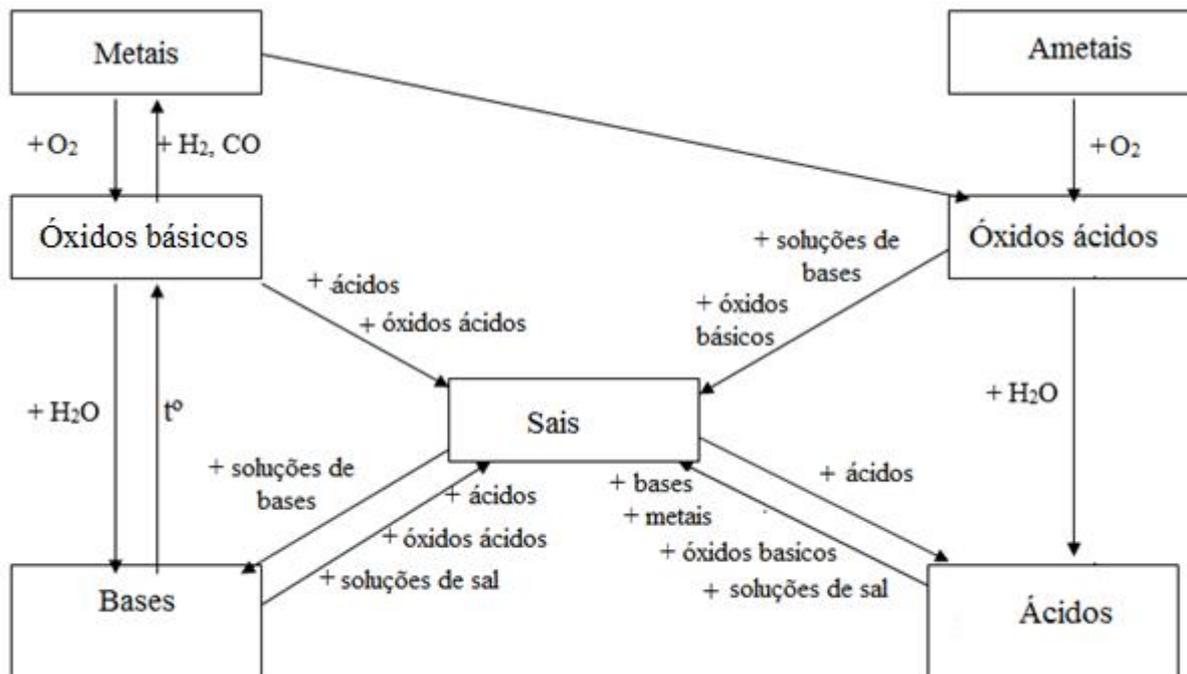
- ❖ Reacção dos sais com sais em solução aquosa



- ❖ Reacção de sal com o metal que é mais reactivo do que o metal na molécula do sal



### 5. Relação entre óxidos, bases, ácidos e sais



## II. Exercícios de consolidação

1. Associa as fórmulas dos óxidos com seus respectivos nomes:

- |              |                               |
|--------------|-------------------------------|
| a. $Cl_2O_7$ | I. Óxido de cobre I           |
| b. $Cu_2O$   | II. Monóxido de dinitrogénio  |
| c. $PbO_2$   | III. Peróxido de sódio        |
| d. $CuO$     | IV. Pentóxido de dinitrogénio |
| e. $Na_2O_2$ | V. Heptóxido de Dicloro       |
| f. $N_2O$    | VI. Dióxido de nitrogénio     |
| g. $NO_2$    | VII. Dióxido de chumbo        |
| h. $N_2O_5$  | VIII. Óxido de cobre II       |

2. Os imãs naturais são aqueles encontrados livremente na natureza, são compostos por um minério, que recebe a classificação de Óxido.



Imã natural

- Qual óxido é capaz de atrair o ferro e outros metais?

3. Um metal (M) do grupo 2A forma um óxido. A fórmula química deste óxido é do tipo:

A.  $M_2O$                       B.  $MO$                       C.  $MO_2$                       D.  $M_2O_2$

4. O processo de combustão, completa ou incompleta, pode produzir, dentre outros compostos, o dióxido de carbono (gás carbónico) e o monóxido de carbono. As fórmulas químicas destes dois compostos são, respectivamente:

A.  $CO$  e  $CO_2$               B.  $CO_2$  e  $CO$               C.  $CO_2$  e  $CO_3$               D.  $CO_2$  e  $CO_4$

5. Assinale a alternativa que apresenta um gás considerado tóxico, porque forma um complexo com a hemoglobina do sangue, inutilizando-a para o transporte de oxigênio, causando, entre outros sintomas, asfixia, aumento de ritmos respiratórios, inconsciência e finalmente a morte.

A.  $N_2$                       B.  $CO_2$                       C.  $NH_3$                       D.  $CO$

6. Na noite de 21 de agosto de 1986, uma nuvem tóxica de gases saiu do fundo de um lago vulcânico, o lago de Nios, na África. Técnicos concluíram que a nuvem de gases continha sulfeto de hidrogénio, monóxido de carbono, dióxido de carbono e dióxido de enxofre. O item que contém corretamente as fórmulas dos gases citados acima é:

A.  $H_2SO_4$ ,  $CO$ ,  $CO_2$  e  $SO_3$                       B.  $CaO$ ,  $H_2SO_3$ ,  $CO_2$  e  $H_2SO_4$

C.  $H_2S$ ,  $CO$ ,  $CO_2$  e  $SO_2$                       D.  $H_2S$ ,  $CO$ ,  $CO_2$  e  $SO_3$

7. Qual é a fórmula do óxido de prata?

A.  $PtO_2$                       B.  $Ag_2O$                       C.  $AgO$                       D.  $Ag_2O_3$

8. Qual das fórmulas é a do óxido cúprico?

A.  $K_2O$                       B.  $Cu_2O$                       C.  $CuO$                       D.  $CO_2$

9. Indique a fórmula e o nome dos compostos formados pela combinação dos catiões  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$  com o anião  $O^{2-}$ :

A.  $NaO$  (Óxido de sódio),  $Ca_2O$  (Óxido de cálcio),  $Fe_2O$  (Óxido de ferro II),  $Fe_3O_2$  (Óxido de ferro III).

- B.** NaO (Óxido de sódio), Ca<sub>2</sub>O (Óxido de cálcio), FeO (Óxido de ferro II), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (Óxido de ferro III).
- C.** Na<sub>2</sub>O (Óxido de sódio), CaO (Óxido de cálcio), Fe<sub>2</sub>O (Óxido de ferro II), Fe<sub>3</sub>O<sub>2</sub> (Óxido de ferro III).
- D.** Na<sub>2</sub>O (Óxido de sódio), CaO (Óxido de cálcio), FeO (Óxido de ferro II), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (Óxido de ferro III).

**10.** Dados os seguintes óxidos:

- I. CO<sub>2</sub>                  II. CaO                  III. Na<sub>2</sub>O                  IV. SO<sub>2</sub>                  V. BaO

**Assinale a opção que representa corretamente os óxidos ácidos e os óxidos básicos:**

	Óxido ácidos	Óxidos básicos
<b>A)</b>	I	II, III, IV e V
<b>B)</b>	I e IV	II, III e V
<b>C)</b>	I, II e V	III e IV
<b>D)</b>	II, III e V	I e IV

**11.** O elemento que é capaz de formar um óxido neutro é o:

- A.** S                  **B.** N                  **C.** F                  **D.** Cl

**12.** Qual das alternativas apresenta um peróxido?

- A.** CaO                  **B.** ZnO  
**C.** Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>                  **D.** H<sub>2</sub>O

**13.** Dados os óxidos a seguir, qual deles é considerado um óxido misto?

- A.** P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>                  **B.** NO                  **C.** Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>                  **D.** Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

**14.** Dentre os óxidos abaixo, qual deles reage com base, formando sal e água, ou seja, que pode ser classificado como óxido ácido?

- A.** MgO                  **B.** K<sub>2</sub>O                  **C.** SO<sub>2</sub>                  **D.** H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

**15.** Dentre os óxidos abaixo, qual deles reage com ácido, formando sal e água, ou seja, que pode ser classificado como óxido básico?

- A.** N<sub>2</sub>O                  **B.** CaO                  **C.** CO<sub>2</sub>                  **D.** N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

**16.** Dentre os óxidos abaixo, qual deles pode reagir com ácidos como com bases, originando, em ambos os casos, um sal e água, ou seja, que pode ser classificado como óxido anfótero?

- A.** CaO                  **B.** K<sub>2</sub>O  
**C.** CO<sub>2</sub>                  **D.** Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

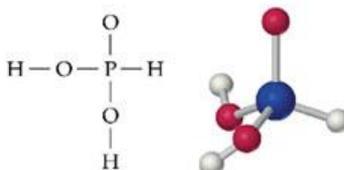


**23.** Com relação aos oxácidos, sabe-se que ácidos com sufixo “oso” apresentam um oxigénio a menos que os terminados em “ico”. **Com base em isso, assinale a alternativa que completa correctamente os espaços em branco na tabela abaixo respectivamente:**

Nome	Fórmula
Ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>
Ácido nitroso	-----
-----	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Ácido fosforoso	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>
Ácido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
-----	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>

- A. H<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>, ácido fosforídrico, ácido sulfuroso  
 B. HNO<sub>2</sub>, ácido fosforídrico, ácido sulfuroso  
 C. H<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>, ácido fosfórico, ácido sulfídrico  
 D. HNO<sub>2</sub>, ácido fosfórico, ácido sulfuroso

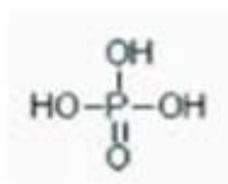
**24.** A fórmula estrutural:



representa o ácido:

- A. fosfórico  
 B. hipofosforoso  
 C. metafosfórico  
 D. fosforoso

**25.** Observe a seguinte estrutura química:



O nome do composto representado acima é:

- A. peróxido de fósforo  
 B. hidrácido fosforoso  
 C. hidróxido de fósforo  
 D. ácido fosfórico

**26.** Os ácidos, segundo a teoria de dissociação de Arrhenius, são compostos moleculares que, ao ser dissolvidos em água, geram iões  $H^+_{(aq)}$ . **Como é chamado o processo de formação de iões que ocorre quando um ácido é dissolvido em água?**

- A. Dissociação (ou ionização).                      B. Eletrólise.  
C. Hidratação.    D. Eletrolítica.

**27.** Qual das alternativas a seguir indica somente ácidos inorgânicos:

- A. HCl,  $H_2SO_4$ ,  $CH_3CH_2COOH$ .                      B.  $H_2S$ ,  $CH_3CH_2OH$ ,  $HMnO_4$ .  
C.  $CH_3OH$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_3BO_3$ .                      D. HF, HCN,  $H_2CO_3$ .

**28.** Entre os oxiácidos  $H_2SO_3$ ,  $H_3BO_3$ ,  $HClO_3$  e  $HMnO_4$ , a ordem crescente de força ácida para esses compostos é:

- A.  $H_2SO_3$ ,  $HClO_3$ ,  $H_3BO_3$ ,  $HMnO_4$                       B.  $HClO_3$ ,  $HMnO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_3BO_3$   
C.  $H_3BO_3$ ,  $HClO_3$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HMnO_4$                       D.  $H_3BO_3$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HClO_3$ ,  $HMnO_4$

**29.** O ácido que é classificado como oxiácido, diácido e é formado por átomos de três elementos químicos diferentes é:

- A.  $H_2S$                       B.  $H_4P_2O_7$                       C.  $HNO_3$                       D.  $H_2SO_3$

**30.** O HCl, quanto ao número de hidrogênios ácidos, elementos químicos, presença de carbono e presença de oxigénio, classifica-se, respectivamente, como:

- A. monoácido, ternário, inorgânico, oxiácido  
B. monoácido, binário, inorgânico, hidrácido  
C. biácido, binário, inorgânico, oxiácido  
D. biácido, ternário, orgânico, hidrácido

**31.** Qual entre os ácidos a seguir pode ser considerado um oxiácido?

- A. HCN                      B. HF  
C. HCN                      D.  $H_2SO_4$

**32.** Dentre as alternativas abaixo, qual é que apresenta somente diácidos?

- A.  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_3PO_2$ .                      B. HCN,  $H_2S$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_3PO_3$ .  
C.  $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_3$ .                      D. HCl,  $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_3$ .

**33.** Quando se coloca ácido clorídrico sobre uma concha do mar, ela é totalmente dissolvida e há desprendimento de um gás. Esse gás é o mesmo que exalado na respiração animal. Portanto, o sal insolúvel que constitui a carapaça da concha do mar é:

- A.  $CaCO_3$                       B.  $CaSO_4$   
C.  $CaF_2$                       D.  $Ca(NO_3)_2$

**34.** Marque a alternativa que não corresponde a uma propriedade dos ácidos:

- A. Formam soluções aquosas condutoras de eletricidade.
- B. Reagem com muitos metais, produzindo gás hidrogénio.
- C. Reagem com carbonatos e bicarbonatos, liberando gás carbónico.
- D. Tornam a solução de fenolftaleína vermelha.
- E. Tornam o papel de tornassol vermelho.

**35.** Escreva as fórmulas das bases apresentadas abaixo e, em seguida, indique a solubilidade e a força de cada uma:

- |                            |                                   |
|----------------------------|-----------------------------------|
| a) Hidróxido de lítio;     | f) Hidróxido de ferro II;         |
| b) Hidróxido de potássio;  | g) Hidróxido cuproso ou cobre I;  |
| c) Hidróxido de cálcio;    | h) Hidróxido cúprico ou cobre II; |
| d) Hidróxido de bário;     | i) Hidróxido de amónio.           |
| e) Hidróxido de ferro III; |                                   |

**36.** Dê os nomes das bases abaixo e classifique-as segundo os seguintes critérios: número de hidroxilos, força e solubilidade.

- |                        |                        |
|------------------------|------------------------|
| a) KOH                 | e) Ca(OH) <sub>2</sub> |
| b) Zn(OH) <sub>2</sub> | f) LiOH                |
| c) Mg(OH) <sub>2</sub> | g) Pb(OH) <sub>4</sub> |
| d) Ni(OH) <sub>3</sub> |                        |

**37.** Entre as bases a seguir, indique quais são praticamente insolúveis em água:

- |                         |                         |           |
|-------------------------|-------------------------|-----------|
| I. KOH                  | II. Mg(OH) <sub>2</sub> | III. NaOH |
| IV. Al(OH) <sub>3</sub> | V. Fe(OH) <sub>2</sub>  | VI. LiOH  |

- |           |            |                 |               |
|-----------|------------|-----------------|---------------|
| A. V e VI | B. IV e VI | C. II, III e IV | D. II, IV e V |
|-----------|------------|-----------------|---------------|

**38.** Assinale a substância química que é o principal constituinte da soda cáustica:

- |         |          |                                    |                       |
|---------|----------|------------------------------------|-----------------------|
| A. KOH; | B. NaOH; | C. Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | D. NaHCO <sub>3</sub> |
|---------|----------|------------------------------------|-----------------------|

**39.** Podemos afirmar que, entre as bases apresentadas a seguir, aquela que apresenta a maior solubilidade em água é a:

- |         |         |                        |                        |
|---------|---------|------------------------|------------------------|
| A. NaOH | B. AgOH | C. Cu(OH) <sub>2</sub> | D. Ti(OH) <sub>2</sub> |
|---------|---------|------------------------|------------------------|

**40.** Quais são as fórmulas das bases formadas pelos respectivos cátions Au<sup>3+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, Na<sup>+</sup> e Mn<sup>4+</sup>?

- A. Au<sub>3</sub>OH, Fe<sub>2</sub>OH, Pb<sub>2</sub>OH, NaOH, Mn<sub>4</sub>OH.
- B. Au<sub>2</sub>(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, NaOH, Mn(OH)<sub>4</sub>.
- C. Au(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, Na(OH)<sub>2</sub>, Mn(OH)<sub>4</sub>.

D.  $\text{Au}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ .

**41. A formação de hidróxido de alumínio, resultante da reacção de um sal desse metal com uma base, pode ser representada por:**



**42. Assinale a alternativa que só apresenta sais:**

A.  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO})_2$ ,  $\text{NaCl}$

B.  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{FePO}_4$

C.  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO})_2$

D.  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$

**43. Os nomes corretos das substâncias de fórmulas  $\text{NaHCO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  são, respectivamente:**

A. carbonato de sódio e nitrato de amónio.

B. bicarbonato de sódio e nitrato de amónio.

C. carbonato ácido de sódio e nitrito de amónio.

D. carbeto de sódio e nitrito de amónio.

**44.** Entre os nutrientes inorgânicos indispensáveis aos vegetais, estão o Nitrogênio (*para o crescimento das folhas*), o Fósforo (*para o desenvolvimento das raízes*) e o Potássio (*para a floração*). Por isso, na fabricação de fertilizantes para o solo, são empregados, entre outros, os compostos  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , e  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que são, respectivamente, denominados de:

A. nitrito de potássio, fosfito de cálcio e clorato de amónio.

B. nitrato de potássio, fosfito de cálcio e cloreto de amónio.

C. nitrito de potássio, fosfato de cálcio e cloreto de amónio.

D. nitrato de potássio, fosfato de cálcio e cloreto de amónio .

**45.** Considere os iões a seguir:

**Catiões:**  $\text{Li}^+$  (lítio),  $\text{NH}_4^+$  (amónio),  $\text{Mg}^{2+}$  (magnésio) e  $\text{Fe}^{3+}$  (ferro III);

**Aniões:**  $\text{NO}_3^-$  (nitrato),  $\text{SO}_4^{2-}$  (sulfato) e  $\text{PO}_4^{3-}$  (fosfato).

**Assinale a alternativa que indica correctamente os nomes e as fórmulas de sais formados com esses iões:**

A.  $\text{LiSO}_4$  (sulfato de lítio),  $\text{Mg}(\text{SO}_4)_2$  (sulfato de magnésio),  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  (nitrato de ferro III).

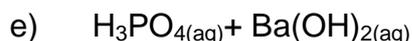
B.  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  (sulfato de lítio),  $\text{Mg}(\text{SO}_4)_2$  (sulfato de magnésio),  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  (nitrato de ferro III).

C.  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  (sulfato de lítio),  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (nitrato de amónio),  $\text{FePO}_4$  (fosfato de ferro III).

D.  $\text{LiSO}_4$  (sulfato de lítio),  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (nitrato de amónio),  $\text{Fe}_3\text{PO}_4$  (fosfato de ferro).

**46.** Os iões  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{ClO}^-$  e  $\text{Cl}^-$  compõem o sal de fórmula:



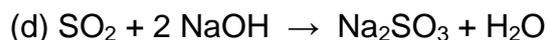
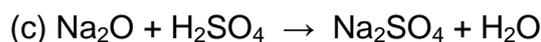
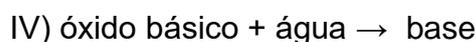
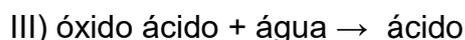
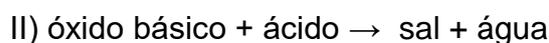


**53.** A água oxigenada, um peróxido de fórmula  $\text{H}_2\text{O}_2$ , é vendida em farmácias na forma de líquido viscoso (concentração 3%) de acção antisséptica. Quando se aplica esta substância em ferimentos podemos notar um borbulhamento do líquido.

**Baseado-se na informação acima, responda às questões:**

- por que a água oxigenada “ferve” ao entrar em contacto com a nossa pele?
- Apresente a equação química para esta reacção.

**54. Relacione os itens abaixo, de acordo com as reacções e seus respectivos membros (reagentes e produtos):**



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

- Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores - Moçambique
- Site: [ead.mined.gov.mz](http://ead.mined.gov.mz)  $\rightarrow$  Módulos de Química do II ciclo  $\rightarrow$  Módulo 3  $\rightarrow$  Lição 1 a 10 (P. 5-79).

**UNIDADE TEMÁTICA 6****SOLUÇÕES****I. Resumo de conteúdos**

As soluções químicas são misturas homogéneas entre um ou mais **solutos** (disperso, em menor quantidade) e um **solvente** (dispersante, em maior quantidade)

- **Soluto:** representa a substância dissolvida
- **Solvente:** é a substância que dissolve o soluto.



Um exemplo de solução é a mistura de água com açúcar, sendo a água o solvente e o açúcar, o soluto.

Quanto à natureza do soluto temos:

- **Soluções iónicas** – formadas por solutos que possuem cargas eléctricas (iões). Conduzem corrente eléctrica.
- **Soluções moleculares** – formadas por solutos moleculares. Não conduzem corrente eléctrica.

**1.1. Solubilidade**

A dissolução é a desagregação das partículas do soluto, por interacção com as partículas do solvente, distribuindo-se nos seus espaços vazios.

A solubilidade de uma substância, s (solute), que se pode dissolver numa outra (o solvente) define-se como a máxima quantidade de soluto (expressa em grama) que se pode dissolver numa determinada massa de solvente, a uma certa temperatura e pressão. Exprime-se, em geral, em gramas de soluto por 100g de solvente, indicando as condições de pressão e temperatura.

Exemplo: solubilidade de cloreto de sódio

s(NaCl) = 36 g de cloreto de sódio/100 g de água (20°C)

Quer dizer que 100 g de água a 20°C dissolvem no máximo 36 g de cloreto.

## Cálculos envolvendo concentração e densidade de soluções

### 1.2. Concentração percentual (%)

A concentração percentual de uma solução pode ser dada em massa ou em volume. A concentração percentual em massa é definida como a massa de um soluto existente em 100 g de uma solução.

$$C\% = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa da solução}} \times 100 = \frac{m_1}{m} \times 100$$

Onde:

C%- concentração percentual (%)

$m_1$ - massa de soluto

m- massa da solução

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

### 1.3. Concentração molar (molaridade)

É a unidade de concentração mais comum. A concentração molar de uma solução é o número de moles do soluto num litro de solução, expressa em mol/l ou M

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

Onde:  $C_m$  - concentração molar da solução (**mol/l ou M**);

n - número de moles do soluto (**mol**);

V - volume total da solução (**l**).

**1.4. Diluição de soluções** – Diluir uma solução significa acrescentar mais solvente, por exemplo mais água.

❖ *Cálculos auxiliares para diluição de soluções*

Fórmula geral:

Sendo  $n_i = n_f$ , temos que  $C_i \times V_i = C_f \times V_f$ , então:  $V_i = (C_f \times V_f) / C_i$

Obs:

- $C_i$ , concentração inicial;
- $C_f$ , concentração final;

- $V_i$ , volume inicial;
- $V_f$ , volume final;

### 1.5. Densidade da solução

A densidade é calculada através da relação entre massa e volume da solução:

$$\text{Densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \rightarrow d = \frac{m}{V}$$

A unidade da densidade é  $\text{kg/m}^3$ ,  $\text{g/cm}^3$ ,  $\text{g/ml}$ ,  $\text{g/l}$

### 1.6. Relação entre a concentração molar (molaridade) e a concentração percentual de uma solução

$$C_m = \frac{10 \times d \times C\%}{M} \text{ e } C\% = \frac{C_m \times M}{10 \times d}$$

Onde:

- $C_m$  - concentração molar da solução ( $\text{mol/l}$ );
- $C\%$  - concentração percentual (%);
- $d$  – densidade da solução ( $\text{g/ml}$ );
- $M$  – massa molar do soluto ( $\text{g/mol}$ ).



## II. Alguns tipos de Exercícios

### 2.1. Exercícios de solubilidade

**Exemplo 1:** Sabendo que a solubilidade de um sal a  $100^\circ\text{C}$  é  $39 \text{ g}/100 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ , calcule a massa de água necessária para dissolver  $780 \text{ g}$  deste sal a  $100^\circ \text{C}$ .

Resolução:

A solubilidade de um sal a  $100^\circ\text{C}$  é  $39 \text{ g}/100 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ , significando que:

A  $100^\circ\text{C}$ ,  $100 \text{ g}$  de água dissolve completamente  $39 \text{ g}$  deste sal

→ a  $100^\circ\text{C}$ ,  $x \text{ g}$  de água dissolve completamente  $780 \text{ g}$  deste sal

$$\rightarrow x = \frac{(780 \times 100)}{39} = 2000 \text{ g} = 2 \text{ kg}$$

A massa de água necessária para dissolver 780 g de sal a 100°C é igual a 2000g ou 2 kg.

**Exemplo 2:** Sabendo que a solubilidade do brometo de potássio, KBr, a 60°C é 85,5 g/100 g de H<sub>2</sub>O, **calcule 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 H<sub>2</sub>O, 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

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

A massa de água necessária para dissolver 780 g de KBr 60°C é igual a 912,28 g.

**Exemplo 3:** A solubilidade de um sal é de 60g por 100g de água a 80°C. **Qual é a massa desse sal, nessa temperatura, para saturar 80g de H<sub>2</sub>O?**

*Resolução:*

A solubilidade de um sal é de 60g por 100g de água a 80° C. Significa que:

- Para saturar 100g de H<sub>2</sub>O a 80° C, a massa necessária de sal é igual a 60g.

Então, para saturar 80g de H<sub>2</sub>O a 80° C, a massa necessária desse sal é igual a z(g)

$$\rightarrow z = \frac{80 \times 60}{100} = 48 \text{ g}$$

A massa desse sal a 80° C para saturar 80g de H<sub>2</sub>O é igual a 48g.

## 2.2. Exercícios de concentração percentual

**Exemplo 1:** Calcule a concentração percentual de uma solução feita a partir da dissolução de 368 g de glicerina, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O<sub>3</sub>, em 1600 g de água.

*Resolução:*

**Dados:**

$$\begin{array}{l} m(\text{solute}) = m(\text{glicerina}) = \\ 368 \text{ g} \\ m(\text{solvente}) = m(\text{água}) \\ = 1600\text{g} \end{array}$$

A massa da solução é o resultado do somatório das massas do soluto e do solvente:

$$m(\text{solução}) = m(\text{solute}) + m(\text{solvente}) = 368 + 1600$$

$$= 1968 \text{ g}$$

A concentração percentual será:

<p>C% = ?</p>	$C\% = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 100 = \frac{368}{1968} \times 100 = 18,70\%$ <p><b>Resposta:</b> A concentração percentual da solução é 18,70%.</p>
---------------	--

**Exemplo 2:** A água do mar tem em média, 2,5 % de NaCl. Qual massa de água do mar contém 300 g desse sal?

*Resolução:*

**Dados:**

C% = 2,5%

m(solute) = m(NaCl) = 300g

<p>:</p>	$C\% = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 100 = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{água do mar})} \times 100$ $\rightarrow m(\text{água do mar}) = \frac{m(\text{NaCl}) \times 100}{C\%}$ $= \frac{300 \times 100}{2,5} = 12000\text{g} = 12,0 \text{ kg}$
----------	--

m(solução)=m(água do mar)=?

**Resposta:**  
A massa de água do mar contém 300g de NaCl é 12,0 kg.

**Exemplo 3:** Qual é a massa de água necessária para a preparação de uma solução de cloreto de potássio (KCl) 10% quando se usa 15 g de KCl?

*Resolução:*

**Dados:**

C% = 10%

m(solute) = m(KCl) = 15 g

$$C\% = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 100 = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{solução})} \times 100$$

Então, a massa da solução é calculada por fórmula seguinte

$$m(\text{solução}) = \frac{m(\text{KCl}) \times 100}{C\%} = \frac{15 \times 100}{10} = 150 \text{ g}$$

Mas a massa da solução é resultado do somatório das massas do soluto (KCl) e do solvente (água):

$$m(\text{solução}) = m(\text{KCl}) + m(\text{água})$$

$$\rightarrow m(\text{água}) = m(\text{solução}) - m(\text{KCl}) = 150 - 15 = 135 \text{ g}$$

**Resposta:** A massa de água necessária é 135 g.

m(solvente) = m(água) = ?

**Exemplo 4:** Que massa de NaNO<sub>3</sub> deve ser dissolvida em 900g de água para se obter uma solução de NaNO<sub>3</sub> 10%?

*Resolução:*

**Dados:**

$$C\% = 10\%$$

$$m(\text{solvente}) = m(\text{água}) = 900$$

$$m(\text{solute}) = m(\text{NaNO}_3) = ?$$

$$\text{Temos: } C\% = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 100 = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m(\text{solução})} \times 100$$

Então, a massa da solução será:

$$m(\text{solução}) = \frac{m(\text{solute}) \times 100}{C\%} = \frac{m(\text{solute}) \times 100}{10}$$

$$\rightarrow m(\text{solução}) = m(\text{solute}) \times 10 \quad (*)$$

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

$$m(\text{solução}) = m(\text{solute}) + m(\text{água}) = m(\text{solute}) + 900 \quad (**)$$

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

$$m(\text{solute}) \times 10 = m(\text{solute}) + 900$$

$$\leftrightarrow 9 \times m(\text{solute}) = 900$$

$$\leftrightarrow m(\text{solute}) = \frac{900}{9} = 100 \text{ g}$$

**Resposta:** A massa de  $\text{NaNO}_3$  necessária é 100g.

**Exemplo 5:** Calcule as massas de ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) e água destilada, respectivamente, que devem ser misturadas para preparar 1000 g de solução 5% de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

**Resolução:****Dados:**

$$m(\text{solução}) = 1000 \text{ g}$$

$$C\% = 5\%$$

$$m(\text{solute}) = m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = ?$$

$$m(\text{solvente}) = m(\text{água}) = ?$$

$$: C\% = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 100 = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{m(\text{solução})} \times 100$$

$$\rightarrow m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{m(\text{solução}) \times C\%}{100} = \frac{1000 \times 5}{100} = 50 \text{ g}$$

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

$$m(\text{solução}) = m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) + m(\text{água})$$

$$\rightarrow m(\text{água}) = m(\text{solução}) - m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1000 - 50 = 950 \text{ g}$$

**Resposta:** As massas respectivamente de ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) e água destilada são: 50 g e 950 g.

**Exemplo 6:** Uma solução a 5% em massa de hipoclorito de sódio ( $\text{NaOCl}$ ), em água, é chamada comercialmente de água sanitária. Considerando-se a densidade da solução

igual a 1,0g/ml, **calcule a massa (em gramas) de NaOCl necessária para preparar 1 litro de água sanitária.**

**Resolução:**

**Dados:**

$$C\% = 5\%$$

$$d(\text{solução}) = 1,0 \text{ g/ml}$$

$$V(\text{solução}) = 1 \text{ l} = 1000 \text{ ml}$$

$$m(\text{solute}) = m(\text{NaOCl}) = ?$$

Da relação  $d = \frac{m(\text{solução})}{V(\text{solução})}$ , podemos calcular a massa de

água sanitária correspondente a 1 litro de água sanitária.

$$\rightarrow m(\text{solução}) = d \times V = 1 \text{ (g/ml)} \times 1000 \text{ (ml)} = 1000\text{g}$$

Finalmente, vamos calcular a massa de NaOCl necessária.

Temos a fórmula:

$$C\% = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 100 = \frac{m(\text{NaOCl})}{m(\text{solução})} \times 100$$

$$\rightarrow m(\text{NaOCl}) = \frac{m(\text{solução}) \times C\%}{100} = \frac{1000 \times 5}{100} = 50,0 \text{ g}$$

**Resposta:** A massa de NaOCl necessária para preparar 1 litro de água sanitária é 50,0 g.

### 2.3. Exercícios de concentração molar

**Exemplo 1:** No rótulo de uma garrafa de água mineral, lê-se:

Conteúdo – 500 ml

Sais minerais	Composição
Bicarbonato de magnésio	6,75 mg
Bicarbonato de potássio	5,10 mg
Bicarbonato de bário	0,02 mg
Cloreto de sódio	3,80 mg
Fluoreto de sódio	0,40 mg
Nitrato de sódio	8,50 mg

**Calcule a concentração de nitrato de sódio em mol/l nessa água mineral.**

(Dados: Na = 23; O = 16; N = 14)

**Resolução:**

**Dados:**

$$V(\text{solução}) = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l}$$

$$m(\text{NaNO}_3) = 8,5 \text{ mg} = 8,5 \times 10^{-3} \text{ g}$$

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

$$\rightarrow n(\text{NaNO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{8,5 \times 10^{-3}}{85} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ (mol)}$$

$$\rightarrow C_m(\text{NaNO}_3) = \frac{n}{V} = \frac{1,0 \times 10^{-4}}{0,5} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ (mol/l)}$$

$$C_m(\text{NaNO}_3) = ?$$

**Resposta:** A concentração de nitrato de sódio em mol/l nessa água mineral é igual a  $2,0 \times 10^{-4}$

**Exemplo 2:** Solução salina normal é uma solução aquosa de cloreto de sódio, usada em medicina porque a sua composição coincide com aquela dos fluídos do organismo. Sabendo-se que foi preparada pela dissolução de 2,34g do sal em 200 ml de solução. **Calcule a molaridade da solução (mol/l). (Dados: Na = 23; Cl = 35,5)**

**Resolução:**

**Dados:**

$$V(\text{solução}) = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l}$$

$$m(\text{NaCl}) = 2,34 \text{ g}$$

$$C_m = ?$$

$$M(\text{NaCl}) = 1 \times 23 + 1 \times 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\rightarrow n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{2,34}{58,5} = 0,04 \text{ (mol)}$$

$$\rightarrow C_m = \frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{solução})} = \frac{0,04}{0,2} = 0,2 \text{ (mol/l)}$$

**Resposta:** A molaridade da solução é igual a 0,2 (mol/l).

**Exemplo 3:** Calcule a massa de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) que deve ser dissolvida em água até completar o volume de solução de 200ml, de modo a obter-se uma solução 0,1mol/l.

(Dado: massa molar (g/mol) O = 16, K = 39, Mn = 55)

**Resolução:**

**Dados:**

$$V(\text{solução}) = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l}$$

$$C_m = 0,1 \text{ mol/l}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = ?$$

$$C_m = \frac{n(\text{KMnO}_4)}{V(\text{solução})}$$

$$\rightarrow n(\text{KMnO}_4) = C_m \times V(\text{solução}) = 0,1 \times 0,2 = 0,02 \text{ (mol)}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 1 \times 39 + 1 \times 55 + 4 \times 16 = 158 \text{ (g/mol)}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = n(\text{KMnO}_4) \times M(\text{KMnO}_4) = 0,02 \times 158 = 3,16 \text{ g}$$

**Resposta:** A massa de permanganato de potássio necessária é igual a 3,16 g.

**Exemplo 4:** Qual é o volume final de uma solução 0,5 mol/l de sulfato de alumínio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , que contém 17,1 g deste sal? (Dados: massa molar (g/mol) Al=27; S=32; O=16)

**Resolução:****Dados:**

$$C_m = 0,5 \text{ mol/l}$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 17,1 \text{ g}$$

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \times 27 + (32 + 16 \times 4) \times 3 = 342 \text{ (g/mol)}$$

$$\rightarrow n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{17,1}{342} = 0,05 \text{ (mol)}$$

$$C_m = \frac{n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{V(\text{solução})}$$

$$\rightarrow V(\text{solução}) = \frac{n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{C_m} = \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \text{ l} = 100 \text{ ml}$$

**Resposta:** O volume final de uma solução 0,5 mol/l de sulfato de alumínio que contém 17,1 g deste sal é 100 ml.

**Exemplo 5:** Uma solução de sulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  possui concentração em quantidade de matéria igual 0,4 mol/l. Nessa solução, a concentração, em quantidade de matéria, da espécie  $\text{Na}^+$  é:

A. 0,2 mol/l

B. 0,3 mol/l

C. 0,6 mol/l

D. 0,8 mol/l

**Resolução:**

O sulfato de sódio ioniza-se completamente em solução aquosa e a equação de ionização é:



Como a estequiometria é de 1:2, significa que, por cada mole de sulfato de sódio dissociado, se origina 2 mole de iões  $\text{Na}^+$ , então:

$$C(\text{Na}^+) = 2 \times C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \times 0,4 = 0,8 \text{ mol/l}$$

**Resposta: D**

**Exemplo 6:** O limite máximo de concentração de ião  $\text{Hg}^{2+}$  admitido para seres humanos é de 6 miligramas por litro de sangue. O limite máximo, expresso em moles de  $\text{Hg}^{2+}$  por litro de sangue, é igual a : (Massa molar de  $\text{Hg}=200\text{g/mol}$ )

A.  $3 \times 10^{-5}$ B.  $6 \times 10^{-3}$ C.  $3 \times 10^{-2}$ 

D. 6

**Resolução:**

O limite máximo de concentração de ião  $\text{Hg}^{2+}$  admitido para seres humanos é de 6 miligramas por litro de sangue. Significa que em um litro de sangue, a massa máxima de de ião  $\text{Hg}^{2+}$  é:  $m(\text{Hg}^{2+}) = 6 \text{ mg} = 6 \times 10^{-3} \text{ g}$

Consideramos:  $M(\text{Hg}^{2+}) = M(\text{Hg}) = 200 \text{ g/mol}$

Então, o limite máximo, expresso em moles de  $\text{Hg}^{2+}$  por litro de sangue, é igual a:

$$n(\text{Hg}^{2+}) = \frac{m(\text{Hg}^{2+})}{M(\text{Hg}^{2+})} = \frac{6 \times 10^{-3}}{200} = 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

**Resposta: A**



### III. Exercícios de consolidação

**1. A principal característica de uma solução é:**

- A. ser sempre uma mistura homogênea.
- B. possuir sempre um líquido com outra substância dissolvida.
- C. ser um sistema com mais de uma fase.
- D. ser homogênea ou heterogênea, dependendo das condições de pressão e temperatura.

**2. Adicionando-se soluto a um solvente chega-se a um ponto em que o solvente não mais consegue dissolver o soluto. Neste ponto a solução torna-se:**

- A. Diluída.
- B. Concentrada.
- C. Supersaturada.
- D. Saturada

**3. A uma solução de cloreto de sódio foi adicionado um cristal desse sal e verificou-se que não se dissolveu, provocando, ainda, a formação de um precipitado. Pode-se inferir que a solução original era:**

- A. estável.
- B. saturada.
- C. concentrada.
- D. supersaturada.

**4. Certa substância X pode ser dissolvida em até 53g a cada 100 ml de água (H<sub>2</sub>O). As soluções formadas por essa substância, descritas a seguir, podem ser classificadas, respectivamente, como:**

- 1. 26,5g de X em 50 ml de H<sub>2</sub>O
- 2. 28g de X em 100 ml de H<sub>2</sub>O
- 3. 57,3g de X em 150 ml de H<sub>2</sub>O
- 4. 55g de X em 100 ml de H<sub>2</sub>O

- A. Insaturada, Insaturada, Supersaturada e Saturada.
- B. Saturada, Saturada, Supersaturada e Insaturada.
- C. Supersaturada, Insaturada, Saturada e Saturada.
- D. Saturada, Insaturada, Insaturada e Supersaturada.

5. A solubilidade da soda cáustica (NaOH) em água, em função da temperatura, é dada na tabela abaixo.

Temperatura (°C)	20	30	40	50
Solubilidade (gramas/100 g de H <sub>2</sub> O)	109	119	129	145

Considerando soluções de NaOH em 100 g de água, é correto afirmar que:

- A. a 20 °C, uma solução com 120 g de NaOH é concentrada.
  - B. a 20 °C, uma solução com 80 g de NaOH é diluída.
  - C. a 30 °C, uma solução com 11,9 g de NaOH é concentrada.
  - D. a 40 °C, uma solução com 129 g de NaOH é saturada.
6. Em uma solução saturada temos:
- A. Pouco soluto em relação ao solvente.
  - B. Quantidade de soluto e solvente equivalente.
  - C. Proporção: solvente/soluto igual a unidade.
  - D. A quantidade máxima de soluto dissolvida, sendo estável na presença do soluto não dissolvido.
7. Ao acrescentar 652,5 g de nitrato de sódio (NaNO<sub>3</sub>) a 750 g de água a 20°C, obtém-se uma solução saturada desse sal. **Encontre a solubilidade do nitrato de sódio em 100 g de água nessa temperatura:**
- A. 65,25 g.
  - B. 87 g.
  - C. 100 g.
  - D. 1,0 g.
8. Numa diluição de uma solução, podemos afirmar que:
- A. A massa do solvente permanece constante.
  - B. A massa do soluto permanece constante.
  - C. O volume da solução permanece constante.
  - D. A molaridade da solução permanece constante.
9. **Uma solução aquosa com concentração de 20g/litro apresenta:**
- A. 20 g de soluto dissolvidos em 1 litro de água.
  - B. 40 g de soluto dissolvidos em 0,5 litro de solução.
  - C. 10 g de soluto dissolvidos em 0,5 litro de solução.
  - D. 40 g de soluto dissolvidos em 4,0 litros de solução.

10. Num refrigerante tipo “cola”, a análise química determinou uma concentração de ácido fosfórico igual a 0,245 g/l. **A concentração de ácido fosfórico em mol/l, nesse refrigerante, é igual a: (Dado: massa molar do ácido fosfórico = 98 g/mol.)**

- A. 0,0025 mol/l.      B. 0,0050 mol/l.      C. 0,025 mol/l.      D. 0,050 mol/l.

11. A concentração de ácido acético ( $C_2H_4O_2$ ) no vinagre é da ordem de 0,83 M. **Quantos gramas, aproximadamente, desse ácido há em 1 litro de vinagre?** Dados: C = 12; H = 1; O = 16

- A. 10 g      B. 20 g      C. 40 g      D. 50 g

12. **Quantos gramas de  $Na_3PO_4$  (M = 164) são necessárias para preparar 5,0 litros de uma solução 3M?**

- A. 2460      B. 273      C. 98,4      D. 65,6

13. Foram totalmente dissolvidos em 100 ml de ácido clorídrico 6,5 gramas de zinco. Supondo não haver variação de volume da solução, **qual é a molaridade da solução final em cloreto de zinco?** Dado: Zn = 65

- A. 0,1 M      B. 0,2 M      C. 1 M      D. 2 M

14. Se dissolvermos 40 g de hidróxido de sódio em 162 g de água, a quente, aproximadamente, a concentração percentual da solução obtida será: (Dados: Na = 23; O = 16; H = 1)

- A. 25 %      B. 30%      C. 20%      D. 15%

15. **Faz-se reagir 5 ml de ácido sulfúrico 0,1 M com NaOH. O ácido estará completamente neutralizado se forem empregados:**

- A. 5 ml de NaOH 0,05 M      B. 5 ml de NaOH 0,005 M  
C. 10 ml de NaOH 0,1 M      D. 10 ml de NaOH 0,2 M

16. Dada a reacção:  $2KMnO_4 + 5H_2C_2O_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 10CO_2$

**Quantos ml de  $H_2C_2O_4$  0,5 M reagem completamente com 50 ml de  $KMnO_4$  0,2M?**

- A. 25 ml      B. 50 ml      C. 500 ml      D. 5 ml

17. Adicionou-se um excesso de carbonato de sódio a 50 ml de uma solução de cloreto de bário, tendo-se formado um precipitado de carbonato de bário de massa igual a 1,233 g. **A molaridade da solução de cloreto de bário era: (Dados: Ba = 137, C = 12 e O = 16)**

- A. 0,125 M      B. 0,0625 M      C. 0,0247 M      D. 0,00625 M

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

1. Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores - Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz→Módulos de Química do II ciclo → Módulo 3→Lição 11 a 16 (P. 80-114)

## UNIDADE TEMÁTICA 7

## TERMOQUÍMICA



### I. Resumo de conteúdos

## 1. Conceitos fundamentais da Termoquímica

### 1.1. Energia interna (U)

Todos os corpos possuem energia. No entanto, não é possível medi-la; medem-se, sim, as variações de energia de um sistema,  $\Delta U$ , num determinado processo.

$$\Delta U = U (\text{final}) - U (\text{inicial})$$

As reacções químicas são acompanhadas de uma alteração de energia interna dos sistemas reagentes:

- Se a energia interna do sistema diminui ( $\Delta U < 0$ ), a reacção é acompanhada de uma libertação de energia (reacção exotérmica);
- Caso a energia interna do sistema aumente ( $\Delta U > 0$ ), o processo é acompanhado de uma absorção de energia (reacção endotérmica).

A expressão  $\Delta U = Q + W$  é conhecida como Primeira Lei da Termodinâmica, que é a forma algébrica da Lei da Conservação da Energia. Diz o seguinte:

«Se a energia de um sistema aumentar, num certo calor, então uma quantidade equivalente de calor (Q) ou trabalho (W) [ $W = P\Delta V$ ] está a ser fornecida ao sistema, ou se a energia de um sistema diminuir, num certo calor, então uma quantidade corresponde está a ser gasta sob a forma de calor ou trabalho».

Se a reacção decorrer com um volume constante  $\Delta V = 0$ , o W é igual a zero e a  $\Delta U = Q$ .

### 1.2. Temperatura

A temperatura é uma propriedade dos corpos associada à energia cinética média das moléculas.

A temperatura dos corpos mede-se com termómetros e serve de indicador do sentido das transferências de energia como calor.

Quando dois corpos possuem temperaturas diferentes, surge uma transferência desta energia térmica, ou seja, o corpo que está mais quente **cede energia** espontaneamente para o que está com menor temperatura até que seja atingido o equilíbrio térmico (sem necessidade de realização de trabalho). Essa energia em trânsito é chamada de **calor**.

É importante observar a diferença entre **temperatura** e **calor**. **O calor é a energia térmica em movimento e temperatura é uma consequência da agitação das partículas.**

Um exemplo clássico desse facto é observado quando se coloca sobre as bocas do fogão, com chamas de mesma intensidade, recipientes iguais, sendo um com pouca água e outro com enorme quantidade de água. Durante o mesmo intervalo de tempo, a mesma quantidade de calor é fornecida, porém o recipiente com pouca água sofre uma elevação da temperatura bem maior que a variação da temperatura percebida no recipiente com muita água. A quantidade de calor envolvida foi a mesma, mas a temperatura atingida foi diferente: **calor ≠ temperatura**.

Ou seja, duas piscinas de mesma profundidade e de tamanhos diferentes podem ter o mesmo nível de água. Porém, obrigatoriamente, terão volumes diferentes de água. Tocando-se com as mãos na água das duas piscinas poderemos perceber que ambas apresentam a mesma temperatura, o que não significa dizer que ambas receberam durante o dia a mesma quantidade de calor, pois a piscina de maior massa pode ter absorvido maior quantidade de calor. Podemos concluir que dois objectos com a mesma temperatura podem possuir quantidades diferentes de calor.

## 1.3. Entalpia

### 1.3.1. Conceito de Entalpia

Numa transformação a pressão constante, a variação de energia interna coincide com a variação de entalpia do sistema,  $\Delta H$ , que quantifica o fluxo de calor para dentro ou fora do sistema.

Entalpia é a quantidade de energia contida em uma determinada substância que sofre reacção. Ela calcula o calor de um sistema, é a forma mais usada de expressar o conteúdo calorífico de um componente em uma reacção química.

A variação da entalpia, ainda hoje, denominada calor de reacção, está na diferença entre a entalpia dos produtos e a dos reagentes. Sendo assim, o calor de uma reacção corresponde ao calor liberado ou absorvido em uma reacção e é simbolizado por  $\Delta H$ . Pode ser medida em *joules* ou calorias, sendo: 1 caloria (cal) = 4,184 *joules* (J); 1 kcal = 1000 cal; kJ = 1000 J.

Não há como determinar a quantidade de energia em uma substância, mas podemos conhecer e medir a sua variação. Para isso utiliza-se a fórmula:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} = H_P - H_R$$

( $H_P$  : entalpias absolutas dos produtos;  $H_R$ : Entalpias absolutas dos reagentes)

### 1.3.2. Factores que influenciam o valor do $\Delta H$

Existem vários factores que podem alterar a variação da entalpia de um processo, tais como o estado físico, o número de mol e a variedade alotrópica do composto, a temperatura, a pressão. Por exemplo:

a) A quantidade de reagentes e produtos

O valor do  $\Delta H$  de uma reacção varia em função da quantidade de cada um dos reagentes, por exemplo: Decomposição de carbonato de cálcio



Quando duplicamos a quantidade de carbonato de cálcio a decompor, duplica também a energia que é necessário fornecer.

b) Os estados físicos dos reagentes e produtos

A influência do estado físico no valor de  $\Delta H$  pode ser analisada a partir das seguintes equações:



A formação de substâncias no estado sólido a partir de substâncias gasosas possui variação de entalpia maiores do que no estado líquido e estas, maiores do que no estado gasoso.

c) O estado alotrópico de reagentes e produtos

A cada estado alotrópico de uma substância corresponde um valor de variação de entalpia distinto. Por exemplo: Combustão do carbono

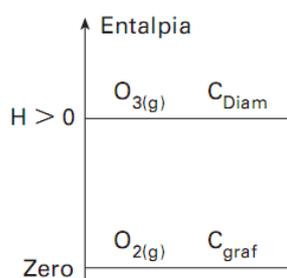


### 1.3.3. Alguns tipos de entalpias de reacção

#### a) Entalpia-padrão

A entalpia-padrão é a variação de entalpia da formação de 1 mol de um produto por meio de seus elementos constituintes (substâncias simples), todos em seus estados-padrão (Estado Padrão = Estado físico e alotrópico mais estáveis em condição ambiente (25°C, 1atm)).

Por exemplo, o grafite e o diamante são formas alotrópicas do carbono. Como o grafite é o mais comum, adoptou-se que a sua entalpia-padrão é igual a zero. O gás oxigénio e o ozon são formas alotrópicas do elemento de oxigénio mas o gás oxigénio é mais estável, adoptou-se que a sua entalpia-padrão é igual a zero.



No entanto, quando o valor da variação da entalpia é medido para 1 mol de substância em condições padrão, ele é denominado entalpia-padrão.

Se todos os reagentes e produtos estiverem no estado padrão, a variação da entalpia será indicada pelo seguinte símbolo  $\Delta H^\circ$ , lembrando que a variação da entalpia é dada por:  $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$ .

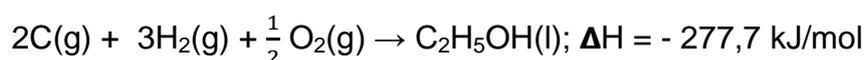
A entalpia-padrão é importante porque ela serve como padrão de referência. Por exemplo, adoptou-se que para todas as substâncias simples nas condições-padrão o valor da entalpia é igual a zero.

Por exemplo, o gás hidrogénio ( $\text{H}_2$ ), a 25 °C, sob 1 atm, no estado gasoso  $H^\circ = 0$ . Se ele estiver em qualquer outra condição, a sua entalpia será  $H^\circ \neq 0$ .

#### b) Entalpia de formação

A entalpia de formação é a energia libertada ou absorvida quando uma mole de um composto se forma a partir de substâncias simples no estado padrão (as quais têm entalpia-padrão igual a zero).

Exemplo:



A entalpia de formação do etanol ( $C_2H_5OH(l)$ ) é igual a  $-277,7$  kJ.

c) Entalpia de combustão

A entalpia de combustão refere-se à energia libertada na combustão de uma mole de um composto, desde que todos os elementos da reacção estejam no estado padrão.

Exemplo 1:



A entalpia de combustão do metano ( $CH_4$ ) é igual a  $-889,5$  kJ.

Exemplo 2:

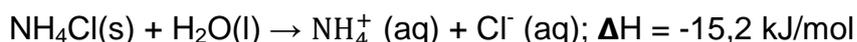


A queima de uma mole de álcool etílico liberta  $-1370,6$  kJ/mol de energia

d) Calor de dissolução ou entalpia de dissolução

O calor de dissolução é a energia que se liberta ou é absorvida na dissolução de uma mole de uma substância numa quantidade de solvente de tal modo que a adição de solvente não provoque efeito térmico apreciável.

Exemplo: Dissolução de cloreto de amónia em água



A dissolução de uma mole de cloreto de amónia liberta  $-15,2$  kJ de energia.

## 2. Tipo de reacção quanto ao efeito energético

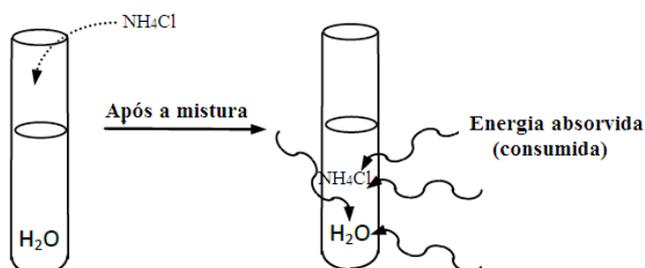
### 2.1. Reacções endotérmicas

a) Conceito

Reacções endotérmicas são reacções que se realizam com absorção de energia.



Exemplo: Dissolução de cloreto de amónio ( $NH_4Cl$ ) em água



O tubo de ensaio fica gelado.  
Ocorre diminuição de temperatura.  
É um fenómeno endotérmico.

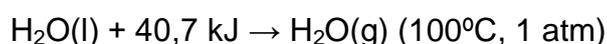
b) Equação termoquímica de uma reacção endotérmica

Uma equação termoquímica é forma mais completa de representar uma reacção química. Uma equação termoquímica indica:

- Os reagentes e os produtos da reacção;
- O estado físico dos reagentes e produtos;
- O valor da variação de entalpia,  $\Delta H$ , ainda chamado, por vezes, calor da reacção;
- A temperatura e a pressão a que se realiza o processo
- ❖ Equação de uma reacção endotérmica



Exemplo 1: Quando uma mole de água líquida é transformada numa mole de vapor de água, há absorção de 40,7 kJ; a equação termoquímica é:



### c) Diagramas de energia de reacção endotérmica

O diagrama de energia mostra um eixo vertical, contendo valores de entalpia e um eixo horizontal que indica o sentido do processo.

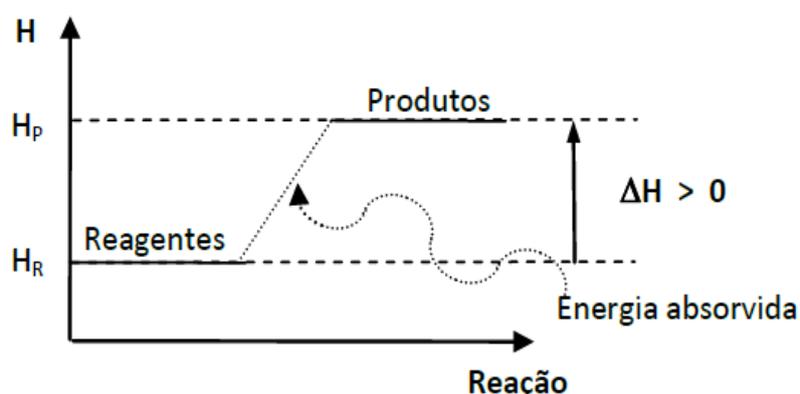


Figura 1: Diagrama da transformação endotérmica

O diagrama da transformação endotérmica apresentado à direita demonstra que:

- Existiu ganho de calor, dado que houve um aumento de entalpia;
- O processo apresenta  $\Delta H$  positiva;
- O calor absorvido (calor de reacção) é fornecido pelo valor de  $\Delta H$ .

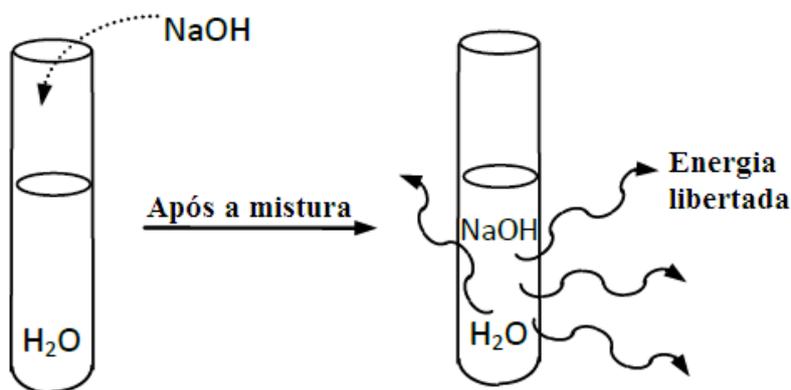
## 2.2. Reacções exotérmicas

### a) Conceito:

Reacções exotérmicas são reacções que se realizam com libertação de energia para as vizinhanças.



Exemplo: Dissolução de hidróxido de sódio (NaOH) em água



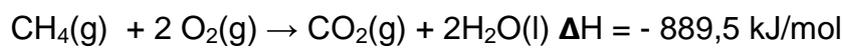
**O tubo de ensaio se aquece.  
Ocorre aumento de temperatura.  
É um fenómeno exotérmico.**

b) *Equação termoquímica de uma reacção exotérmica*



Exemplo:

Na combustão de uma mole metano, há libertação de 889,5 kJ de energia. A equação que traduz a reacção escreve-se:



c) *Diagramas de energia de reacção exotérmica*

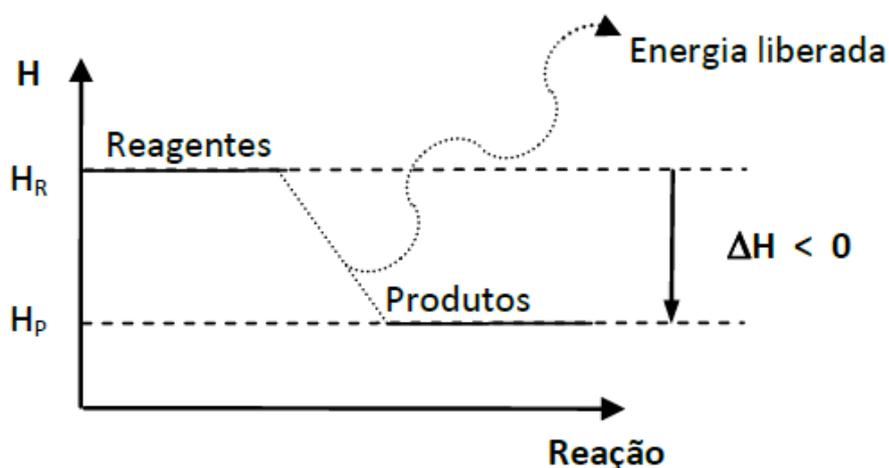


Figura 2: Diagrama da transformação exotérmica

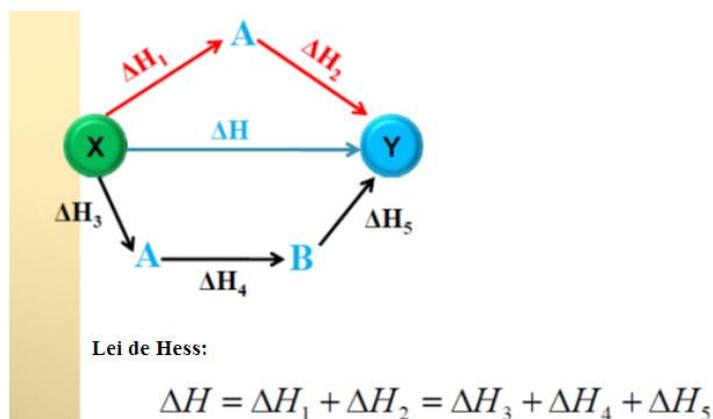
O diagrama da transformação exotérmica apresentado à direita demonstra que:

- Existiu perda de calor, dado que houve uma diminuição de entalpia;
- O processo apresenta  $\Delta H$  negativa;
- O calor perdido (calor de reacção) é dado pelo valor  $\Delta H$ .

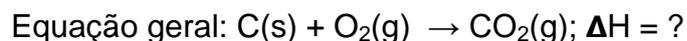
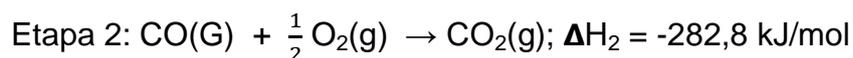
### 3. Lei de Hess

#### 3.1. Lei de Hess:

A *Lei de Hess* (proposta pelo químico suíço Germain Henry Hess, em 1840) afirma que a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de uma reacção química só depende do seu estado inicial e final, independente do caminho em que a reacção ocorre. Isso se deve ao facto de que a entalpia é uma função de estado (isso será discutido melhor no material sobre Termodinâmica). Em outras palavras, independentemente de uma reacção ocorrer em uma ou em várias etapas, quaisquer que sejam essas etapas, a variação de entalpia será sempre a mesma, nas mesmas condições de temperatura e pressão.



**Exemplo:** Combustão do carbono



Aplicando a lei de Hess, temos:  $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = (-110,45) + (-282,8) = -392,65 \text{ kJ/mol}$

Uma analogia seria a seguinte: Se um homem vai sair de um acampamento e chegar ao topo de uma montanha, independentemente de qual for o caminho que ele percorra, a variação de altitude para esse homem será a mesma:



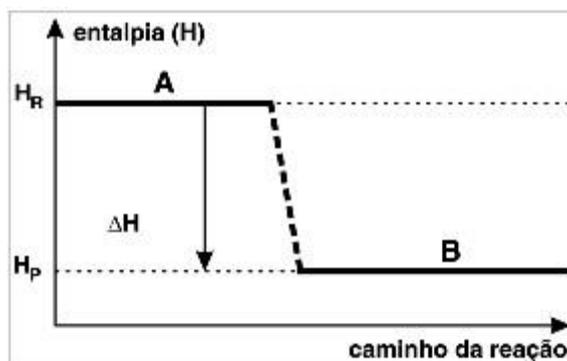
Subindo a montanha pelo caminho azul ou pelo caminho amarelo, a variação de altitude será mesma.



## II. Alguns tipos de Exercícios

### 1. Exercícios de tipo de reacção quanto ao efeito energético

**Exemplo 1:** Existem reacções químicas que ocorrem com liberação ou absorção de energia, sob a forma de calor, denominadas, respectivamente, como exotérmicas e endotérmicas. Observe o gráfico a seguir, assinale e explique a **alternativa correcta**:

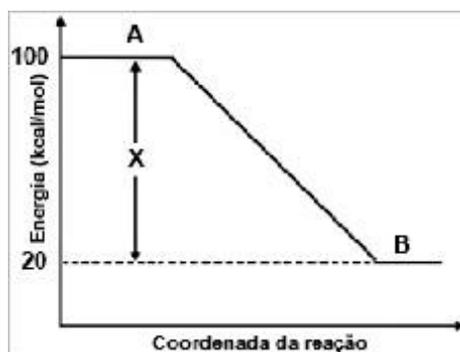


- A. O gráfico representa uma reacção endotérmica.
- B. O gráfico representa uma reacção exotérmica.
- C. A entalpia dos reagentes é igual à dos produtos.
- D. A entalpia dos produtos é maior que a dos reagentes.

**Resolução:** **B é alternativa correcta**

O gráfico é de uma reacção exotérmica porque a entalpia dos reagentes ( $H_R$ ) apresenta maior valor que a entalpia dos produtos ( $H_P$ ).

**Exemplo 2:** Durante a Guerra do Golfo, os soldados aqueciam seus alimentos utilizando-se recipientes de plástico que continham magnésio metálico. Para que houvesse o aquecimento, pequenas quantidades de água eram adicionadas ao magnésio, produzindo hidróxido de magnésio e hidrogénio. O diagrama de entalpia dessa reacção é mostrado na figura abaixo. Com relação a esse diagrama, assinale o que **não é correcto** e explique.



- A. A reacção do magnésio com a água é exotérmica.
- B. A entalpia da reacção é de  $\Delta H = 80$  kcal/mol.
- C. O valor de X representa a variação de entalpia da reacção.
- D. **A** representa os reagentes da reacção,  $Mg_{(s)}$  e  $H_2O_{(l)}$ , e **B**, os produtos  $Mg(OH)_{2(s)}$  e  $H_{2(g)}$ .

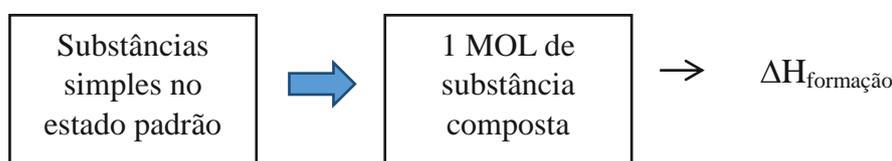
**Resolução: B** porque:

- A. Verdadeiro porque reagente (A) com maior valor de energia (entalpia) que o produto (B);
- B. Falso porque:  $\Delta H = H_P - H_R = 20 - 100 = - 80 \text{ kcal}$ ;
- C. Verdadeiro porque a variação da entalpia vai dos reagentes até os produtos.
- D. Verdadeiro porque o enunciado diz que o magnésio entra em contato com a água, logo eles são os reagentes.

## 2. Exercícios de entalpia de formação

**Resumo:**

- Estado Padrão = Estado físico e alotrópico mais estáveis em condição ambiente (25°C, 1atm).



$\Delta H_{\text{formação}}$  = Calor de formação, Entalpia de formação

Convenção: Substâncias simples no estado padrão possuem entalpia zero.

A entalpia de 1 mol de uma substância composta é numericamente igual ao seu Calor de formação.

**Exemplo 1:** No estado padrão (estado mais estável a 25°C, 1 atm), teremos:

Elemento químico	Substância simples
Hidrogénio	?
Oxigénio	?
Carbono	?
Sódio	?
Alumínio	?
Mercúrio	?

**Resolução:** Substância simples correspondentes são:  $\text{H}_2(\text{g})$ ;  $\text{O}_2(\text{g})$ ;  $\text{C}_{\text{graf}}$ ;  $\text{Na}(\text{s})$ ;  $\text{Al}(\text{s})$ ;  $\text{Hg}(\text{l})$ .

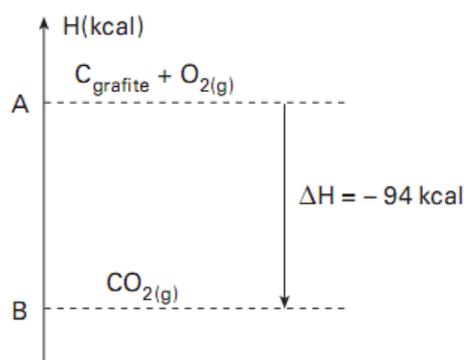
**Exemplo 2:** Completa:

- Substâncias simples são constituídas por\_\_\_\_\_.
- Por convenção, substâncias simples no estado padrão apresentam entalpia\_\_\_\_\_.
- Calor de formação ou entalpia de formação de \_\_\_\_\_ de substância composta a partir de\_\_\_\_\_.

**Resolução:**

- Substâncias simples são constituídas por um único elemento.
- Por convenção, substâncias simples no estado padrão apresentam entalpia zero.
- Calor de formação ou entalpia de formação de 1 mol de substância composta a partir de substância simples no estado padrão.

**Exemplo 3:** No diagrama de energia:



Completa:

- A entalpia do ponto A, por convenção, vale\_\_\_\_\_.
- A entalpia do ponto B vale\_\_\_\_\_.
- A entalpia de um mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  vale\_\_\_\_\_.
- A entalpia padrão do  $\text{CO}_2(\text{g})$ , isto é, a entalpia do  $\text{CO}_2(\text{g})$  a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm, é numericamente igual ao seu Calor de Formação ( $25^\circ\text{C}$ , 1 atm).

certo

errado

**Resolução:**

- A entalpia do ponto A, por convenção, vale zero.
- A entalpia do ponto B vale -94 kcal.

- c) A entalpia de um mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  vale - 94 kcal.  
 d) A entalpia padrão do  $\text{CO}_2(\text{g})$ , isto é, a entalpia do  $\text{CO}_2(\text{g})$  a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm, é numericamente igual ao seu Calor de Formação ( $25^\circ\text{C}$ , 1 atm).

certo

errado

**Exemplo 4:** Escreva as equações correspondentes à entalpia de formação de:

a)  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

b)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$

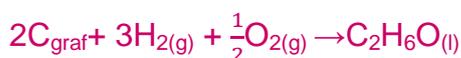
c)  $\text{HNO}_3(\text{l})$

*Resolução:*

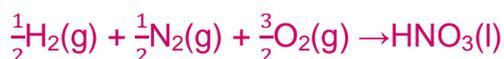
a)  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$



b)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$



c)  $\text{HNO}_3(\text{l})$



### 3. Exercícios de entalpia de combustão

Entalpia de combustão ou calor de combustão é a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da combustão completa de 1 mol de combustível, estando todos os reagentes e produtos no estado padrão.

**Exemplo 1:** Escreva as equações químicas correspondentes à entalpia de combustão de:

a)  $\text{H}_2(\text{g})$

b)  $\text{C}_{\text{graf}}$

c)  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

d)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2(\text{l})$

*Resolução:*

a)  $\text{H}_2(\text{g})$



b)  $\text{C}_{\text{graf}}$



c)  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$



d)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2(\text{l})$



**Exemplo 2:** Dado:Calor de combustão de  $\text{H}_2(\text{g}) = -68 \text{ kcal/mol}$ Calor de combustão de  $\text{CH}_4(\text{g}) = -213 \text{ kcal/mol}$ 

Qual dos dois combustíveis libertaria maior quantidade de calor por grama?

(Dados: C = 12, H = 1).

*Resolução:*

$$\rightarrow x = \frac{1 \times 68}{2} = 34 \text{ kcal}$$



$$\rightarrow y = \frac{1 \times 213}{16} = 13,3 \text{ kcal}$$

Então, o combustível libertaria maior quantidade de calor por grama é o hidrogénio.

#### 4. Cálculo de entalpia de uma reacção através de entalpias de formação

Aplicando a Lei de Hess, o valor de  $\Delta H$  de um processo químico pode ser calculado facilmente se conhecermos as entalpias de formação dos reagentes e produtos.

Esta é a equação geral:  $aA + bB \rightarrow cC + dD \quad \Delta H = ?$

Admitindo que a variação da entalpia de formação de cada substância pode ser indicada por  $\Delta H_f X$ , onde X indica a substância concreta, ficamos com:

$(\Delta H_f A)$  – calor de formação de A

$(\Delta H_f B)$  – calor de formação de B

$(\Delta H_f C)$  – calor de formação de C

$(\Delta H_f D)$  – calor de formação de D

A variação de entalpia (ou o calor de reacção) de um processo é igual à diferença entre o somatório das entalpias de formação dos produtos e o somatório das entalpias de formação dos reagentes.

$$\begin{aligned} \Delta H &= \sum \Delta H_f (\text{formação dos produtos}) - \sum \Delta H_f (\text{formação dos reagentes}) \\ &= (c \Delta H_f C + d \Delta H_f D) - (a \Delta H_f A + b \Delta H_f B) \end{aligned}$$

**Exemplo 1:** Cálculo da variação de entalpia,  $\Delta H$ , no processo de combustão do álcool etílico:



Dados:

Entalpia de formação do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -141,4 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de formação do  $O_2(g) = 0$

Entalpia de formação do  $CO_2(g) = - 393,3 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de formação do  $H_2O(g) = - 241,8 \text{ kJ/mol}$

*Solução:*

$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum \Delta H \text{ (formação dos produtos)} - \sum \Delta H \text{ (formação dos reagentes)} \\ &= [2 \times \Delta H_f CO_2(g) + 3 \times \Delta H_f H_2O(g)] - [1 \times \Delta H_f C_2H_5OH(l) + 3 \times \Delta H_f O_2(g)] \\ &= [2 \times (- 393,3) + 3 \times (- 241,8)] - [1 \times (-141,4) + 3 \times 0] = -1370,6 \text{ kJ/mol de álcool etílico} \\ &\rightarrow \Delta H < 0 \rightarrow \text{ reacção exotérmica.}\end{aligned}$$

**Exemplo 2:** Considere as entalpias de formação:  $CH_4(g) : \Delta H_f = - 17,9 \text{ kcal/mol}$ ;  $CO_2(g) : \Delta H_f = - 94,1 \text{ kcal/mol}$ ;  $H_2O(l) : \Delta H_f = - 68,3 \text{ kcal/mol}$ . Calcule a variação de entalpia na seguinte reacção:

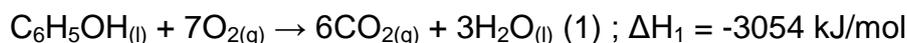


*Solução:*

$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum \Delta H \text{ (formação dos produtos)} - \sum \Delta H \text{ (formação dos reagentes)} \\ &= [1 \times \Delta H_f CO_2(g) + 2 \times \Delta H_f H_2O(l)] - [1 \times \Delta H_f CH_4(g) + 2 \times \Delta H_f O_2(g)] \\ &= [1 \times (- 94,1) + 2 \times (-68,3)] - [1 \times (-17,9) + 2 \times 0] = -212,8 \text{ kcal/mol /mol de metano} \\ &\rightarrow \Delta H < 0 \rightarrow \text{ reacção exotérmica.}\end{aligned}$$

**Nota:** Como o  $O_2(g)$  é uma substância simples, sua entalpia de formação é igual a 0.

**Exemplo 3:** O fenol ( $C_6H_5OH$ ) é um composto utilizado industrialmente na produção de plásticos e corantes. Sabe-se que sua combustão total é representada pela equação:



e que as entalpias de formação do  $CO_2(g)$  e  $H_2O(l)$  valem, respectivamente:  $-395 \text{ kJ/mol}$  e  $- 286 \text{ kJ/mol}$  a  $25^\circ C$  e  $1 \text{ atm}$ . **Calcule a entalpia de formação do fenol, a  $25^\circ C$  e a  $1 \text{ atm}$ , em  $\text{kJ/mol}$ .**

*Solução:*

Temos:

$$\begin{aligned}\Delta H_1 &= \sum \Delta H \text{ (formação dos produtos)} - \sum \Delta H \text{ (formação dos reagentes)} \\ &= [6 \times \Delta H_f CO_2(g) + 3 \times \Delta H_f H_2O(l)] - [1 \times \Delta H_f C_6H_5OH(l) + 7 \times \Delta H_f O_2(g)] \\ &= [6 \times (-395) + 3 \times (-286)] - [1 \times \Delta H_f C_6H_5OH(l) + 7 \times 0] \\ &= -3228 - \Delta H_f C_6H_5OH(l)\end{aligned}$$

$$\rightarrow (-3228) - \Delta H_f \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}_{(l)} = -3054$$

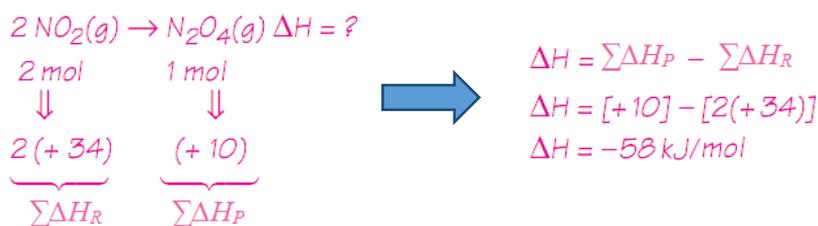
$$\leftrightarrow \Delta H_f \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}_{(l)} = 3054 - 3228 = -174 \text{ kJ/mol}$$

**Exemplo 4:** Denomina-se dimerização ao processo no qual duas moléculas iguais reúnem-se para formar uma única estrutura. Por exemplo:  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ . **Determine o valor de  $\Delta H$  da dimerização acima, sendo dadas:**

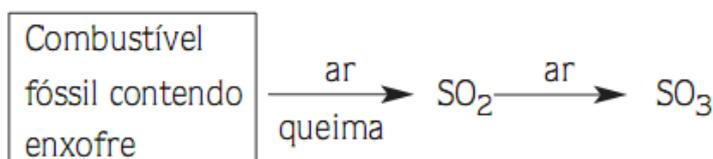
Entalpia de  $\text{NO}_2(\text{g}) = +34 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) = +10 \text{ kJ/mol}$

*Solução:*

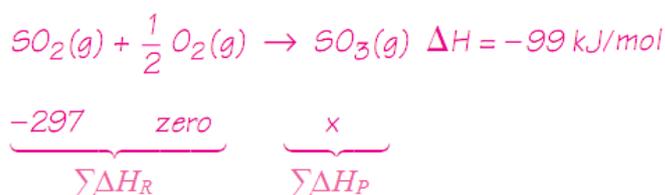


**Exemplo 5:** O gás  $\text{SO}_3$ , importante poluente atmosférico, é formado de acordo com o esquema geral:



Sabendo que o processo de oxidação de  $\text{SO}_2$  a  $\text{SO}_3$  apresenta  $\Delta H = -99 \text{ kJ/mol}$  de  $\text{SO}_2$ , determine a entalpia de um mol de  $\text{SO}_3$  gasoso. Dado: Entalpia de  $\text{SO}_2 = -297 \text{ kJ/mol}$

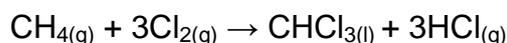
*Solução:*



$$\begin{array}{l}
 \Delta H = \Sigma\Delta H_P - \Sigma\Delta H_R \\
 -99 = x - [-297 + \text{zero}] \\
 x = -396 \\
 \text{Resposta: } -396 \text{ kJ/mol}
 \end{array}$$

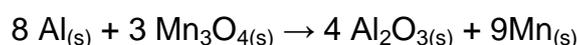
Exercícios de aplicação

1) Veja a entalpia-padrão de formação, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  e a  $25^\circ\text{C}$ , de algumas substâncias:  $\text{CH}_4(\text{g})$ : -74,8;  $\text{CHCl}_3(\text{l})$ : - 134,5;  $\text{HCl}(\text{g})$ : - 92,3. Se realizarmos a reacção de cloração do metano, qual será o valor da variação da entalpia do processo?



Resposta:  $-336,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; reacção exotérmica.

2) O alumínio é utilizado como redutor de óxidos, no processo denominado de aluminotermia, conforme mostra a equação química:



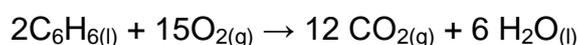
Observe a tabela:

Substância	Entalpia de formação ( $\Delta H$ à 298K)
$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$	-1667,8
$\text{Mn}_3\text{O}_4(\text{s})$	-1385,3

Segundo a equação acima, para a obtenção do  $\text{Mn}(\text{s})$ , **calcule a variação de entalpia, na temperatura de 298 K, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .**

Resposta:  $-2515,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; reacção exotérmica.

3) **Calcule o valor da entalpia de combustão de um mol do benzeno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) sabendo que ele apresenta entalpia de formação no estado líquido igual a  $+49 \text{ kJ/mol}$ , que o  $\text{CO}_2$  gasoso apresenta  $-394 \text{ kJ/mol}$  e que o valor da água líquida é de  $-286 \text{ kJ/mol}$ .**



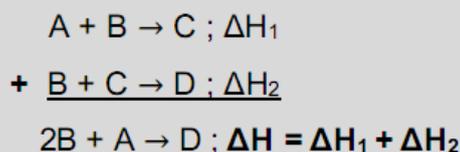
Resposta:  $-3271 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; reacção exotérmica.

### 5. Cálculo de entalpia de uma reacção pelo método geral da Lei de Hess (soma de equações)

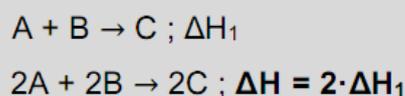
**Lei de Hess:** o valor do  $\Delta H$  de um processo depende apenas das entalpias inicial e final, não dependendo do número de etapas, nem do facto de serem endo ou exotérmicas.

**Consequência importantíssima:** as equações termoquímicas podem ser tratadas como equações matemáticas:

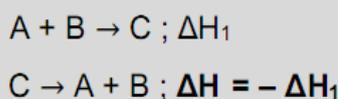
- Se uma reacção é dividida em várias etapas, o  $\Delta H$  da reacção é a soma dos  $\Delta H$  de cada uma das etapas:



- Ao multiplicar uma equação termoquímica por um número, o  $\Delta H$  também é multiplicado pelo mesmo número:



- Ao multiplicar uma equação termoquímica por um número, o  $\Delta H$  também é multiplicado pelo mesmo número:



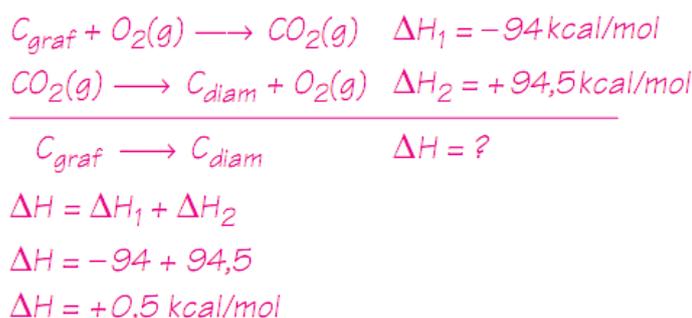
### Como resolver um problema:

- (1) Somar convenientemente as equações com  $\Delta H$  conhecidos. (Obs: Se necessário, uma etapa poderá ser invertida e/ou dividida ou multiplicada por 2, 3, 4 etc).
- (2) O resultado da soma das equações, deverá ser a equação com  $\Delta H$  desconhecido.
- (3) Aplicar a Lei de Hess.

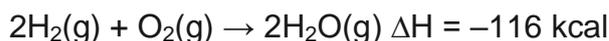
**Exemplo 1:** Dados:  $C_{\text{graf}} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = -94 \text{ kcal/mol}$   
 $C_{\text{diam}} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = -94,5 \text{ kcal/mol}$

Calcule o  $\Delta H$  da transformação de  $C_{\text{graf}}$  em  $C_{\text{diam}}$ .

Solução:



**Exemplo 2:** Dados:  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -136 \text{ kcal}$



**Calcule o  $\Delta H$  de vaporização da água em kcal/mol.**

Solução:



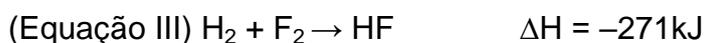
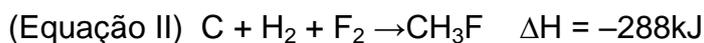
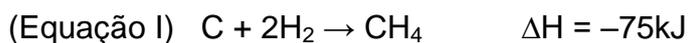
Somamos duas equações acima, obtemos a equação global abaixo:



$\rightarrow \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = (+136) + (-116) = +20 \text{ kcal/2moles}$ . Logo:  $\Delta H = +10 \text{ kcal/mol}$

**Exemplo 3:** O valor de  $\Delta H$  de uma reacção química pode ser previsto através de diferentes caminhos. Iremos determinar o  $\Delta H$  do processo  $\text{CH}_4 + \text{F}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{F} + \text{HF}$ ; considerando todos os participantes no estado padrão.

Dados:

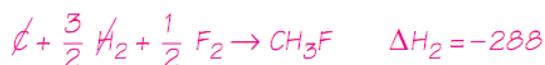


Solução:

Equação I = inverter

Equação II = manter

Equação III = manter



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

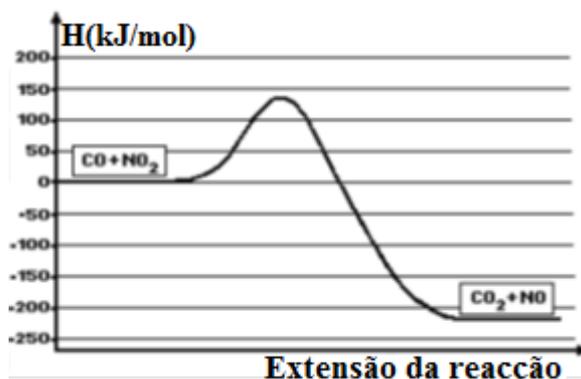
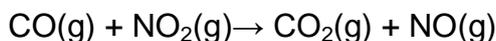
$$\Delta H = (+75) + (-288) + (-271)$$

$$\Delta H = -484 \text{ kJ}$$



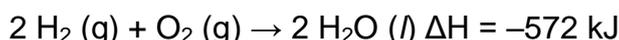
### III. Exercícios de consolidação

1. O gráfico a seguir representa a variação de energia potencial quando o monóxido de carbono, CO, é oxidado a CO<sub>2</sub> pela acção do NO<sub>2</sub>, de acordo com a equação:



Com relação a esse gráfico e à reacção acima, a afirmativa **FALSA** é

- a energia de ativação para a reacção directa é cerca de 135 kJ.mol<sup>-1</sup>.
  - A reacção inversa é endotérmica.
  - Em valor absoluto, a  $\Delta H$  da reacção directa é cerca de 225 kJ.mol<sup>-1</sup>.
  - Em valor absoluto, a  $\Delta H$  da reacção inversa é cerca de 360 kJ.mol<sup>-1</sup>.
2. Considere a equação a seguir:



É correcto afirmar que a reacção é:

- exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigénio consumido.
- exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.
- endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.
- endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigénio consumido.

3. I.  $\text{C(graf)} + 2\text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CH}_4\text{(g)} \quad \Delta H = -74,5 \text{ kJ/mol}$   
 II.  $\text{C(graf)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H = -393,3 \text{ kJ/mol}$   
 III.  $\text{H}_2\text{(g)} + 1/2\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H = -285,8 \text{ kJ/mol}$   
 IV.  $\text{C(s)} \rightarrow \text{C(g)} \quad \Delta H = +715,5 \text{ kJ/mol}$   
 V.  $6\text{C(graf)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{(l)} \quad \Delta H = +48,9 \text{ kJ/mol}$

As transformações endotérmicas são:

- I e II
- II e III
- III e IV
- IV e V

As transformações que têm  $\Delta H$  positiva são transformações endotérmicas: IV e V.

4. Dado o diagrama de energia:

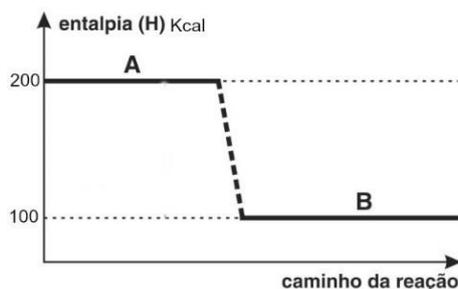
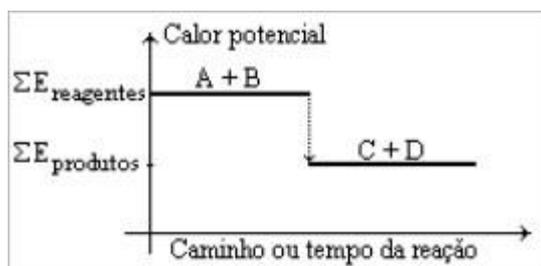


Gráfico de entalpia de uma reacção genérica

Este diagrama é de uma reacção genérica representada pela equação:  $A \rightarrow B$ . Qual é o valor da variação de entalpia do processo?

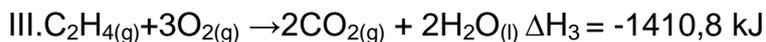
- A. - 50 kcal                      B. - 150 kcal                      C. - 100 kcal                      D. - 250 kcal  
E.

5. O gráfico a seguir representa de uma forma geral qualquer fenómeno exotérmico, pois:



- A. sua energia de ativação é baixa.  
B. não apresenta dados sobre a pressão do sistema.  
C. a entalpia dos reagentes é menor que a dos produtos.  
D. a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

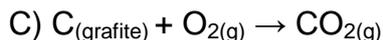
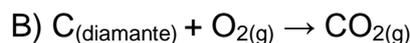
6. Considere as seguintes equações termoquímicas:



Qual é a variação de entalpia que pode ser designada entalpia de formação ou entalpia de combustão?

- A.  $\Delta H_1$ .                      B.  $\Delta H_2$ .                      C.  $\Delta H_3$ .                      D.  $\Delta H_4$ .  
E.

7. Identifique a reacção que define a variação da entalpia-padrão de formação:



8. Relativamente às equações a seguir, fazem-se as seguintes afirmações:



I – C (grafite) é a forma alotrópica menos energética.

II - As duas reações são endotérmicas.

III - Se ocorrer a transformação de C (diamante) em C (grafite), haverá liberação de energia.

IV – C (diamante) é a forma alotrópica mais estável.

**São corretas:**

A. I e II, somente.

B. I e III, somente.

C. I, II e III, somente.

D. II e IV, somente.

E.

9. A combustão de 1,0 g de gasolina ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$  - 2,2,4 trimetil pentano ou isooctano) libera 11170 cal, de acordo com a equação química:  $\text{C}_8\text{H}_{18} + 25/2 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 9 \text{H}_2\text{O} + \text{Energia}$  (levar em conta apenas a combustão completa do combustível). A entalpia de combustão do isooctano é de: (Dados: H = 1 u; C = 12; O = 16)

A) 11.170 kcal/mol.    B) 7,819 cal/mol.    C) 1.273,4 kcal/mol.    D) 11.170 cal/mol.

10. Sendo o  $\Delta H$  de formação do óxido de cobre II igual a  $-37,6$  kcal/mol e o  $\Delta H$  de formação do óxido de cobre I igual a  $-40,4$  kcal/mol, o  $\Delta H$  da reacção:  $\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{s})} + 1/2 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{CuO}_{(\text{s})}$

será:

A)  $-34,8$  kcal.

B)  $-115,6$  kcal

C)  $-5,6$  kcal.

D)  $+115,6$  kcal.

11. Quando se adiciona cal viva (CaO) à água, há uma liberação de calor devida à seguinte reacção química:  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + X \text{ kcal/mol}$  (\*). Sabendo-se que as entalpias de formação dos compostos envolvidos são a 1 atm e 25 °C (condições padrão).

Dados:  $\Delta H(\text{CaO}) = - 151,9$  kcal/mol;  $\Delta H(\text{H}_2\text{O}) = - 68,3$  kcal/mol;  $\Delta H_{(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = - 235,8$  kcal/mol

**Calcule o valor de X da equação anterior.**

**12.** Considere a reacção de combustão de 440,0 g de propano, a 25 °C e 1 atm, com libertação de 22200 kJ. Para se obter 1110 kJ de calor, nas condições mencionadas, a massa de propano, em gramas, que deve ser utilizada é:

- A. 44                      B. 22                      C. 11                      D. 8,8  
E.

**13.** A quantidade de calor em kcal formado pela combustão de 221,0 g de etino, a 25°C, conhecendo-se as entalpias ( $\Delta H$ ) de formação do  $\text{CO}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  e etino (g), é aproximadamente igual: (Dados:  $\Delta H^\circ(\text{f})$ :  $\text{CO}_2(\text{g}) = -94,10$  kcal/mol;  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68,30$  kcal/mol;  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = +54,20$  kcal/mol)

- A) - 2640,95 kcal      B) - 1320,47 kcal      C) - 880,31 kcal      D) - 660,23 kcal

**14.** Os romanos utilizavam CaO como argamassa nas construções rochosas. O CaO era misturado com água, produzindo  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , que reagia lentamente com o  $\text{CO}_2$ , atmosférico, dando calcário:  $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Substância	$\Delta H_f$ (kJ/mol)
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	-986,1
$\text{CaCO}_3$	-1206,9
$\text{CO}_2$	-393,5
$\text{H}_2\text{O}$	-241,8

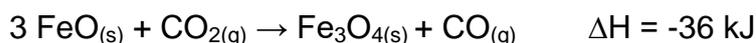
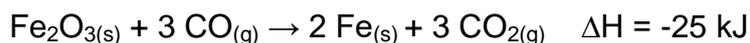
**A partir dos dados da tabela anterior, a variação de entalpia da reacção, em kJ/mol, é igual a:**

- A. 138,2                      B. - 69,1                      C. -2828,3                      D. + 69,1  
E.

**15.** Um passo do processo de produção de ferro metálico,  $\text{Fe}_{(\text{s})}$ , é a redução do óxido ferroso ( $\text{FeO}$ ) com monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ).

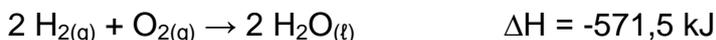


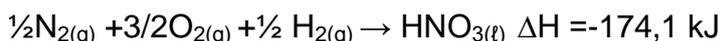
**Utilizando as equações termoquímicas abaixo e baseando-se na Lei de Hess, assinale a alternativa que indica o valor mais próximo de “x”:**



- A. -17 kJ.                      B. +14 kJ.                      C. -100 kJ.                      D. -36 kJ.

**16.** Dadas as seguintes equações termoquímicas:

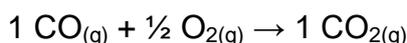




**Baseado-se nessas equações, determine a alternativa correcta a respeito da formação de 2 moles de  $\text{N}_2\text{O}_{5(\text{g})}$  a partir de 2 moles de  $\text{N}_{2(\text{g})}$  e 5 moles de  $\text{O}_{2(\text{g})}$ :**

- A) libera 28,3 kJ      B) absorve 28,3 kJ.      C) libera 822,2 kJ.      D) absorve 822,2 kJ.

**17.** Em um conversor catalítico, usado em veículos automotores em seu cano de escape para redução da poluição atmosférica, ocorrem várias reações químicas, sendo que uma das mais importantes é:



Sabendo-se que as entalpias das reações citadas abaixo são:



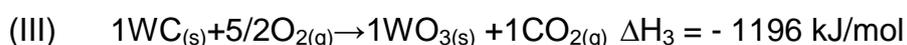
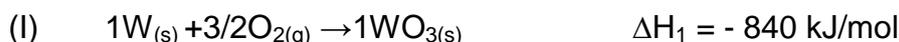
Pode-se afirmar que a reacção inicial é:

- A) exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.      B) exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.  
C) exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.      D) endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.

**18.** O elemento químico tungstênio, W, é muito utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes comuns. Quando ligado a elementos como carbono ou boro, forma substâncias quimicamente inertes e muito duras. O carbeto de tungstênio,  $\text{WC}_{(\text{s})}$ , muito utilizado em esmeris, lixas para metais etc., pode ser obtido pela reacção:



**A partir das reações a seguir, calcule o  $\Delta H$  de formação para o  $\text{WC}_{(\text{s})}$ . Dados:**



- A) - 19 kJ/mol      B) + 38 kJ/mol      C) - 38 kJ/mol      D) + 2 430 kJ/mol

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

1. Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores - Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz → Módulos de Química do II ciclo → Módulo 3 → Lição 17 a 19 (P. 115-133)

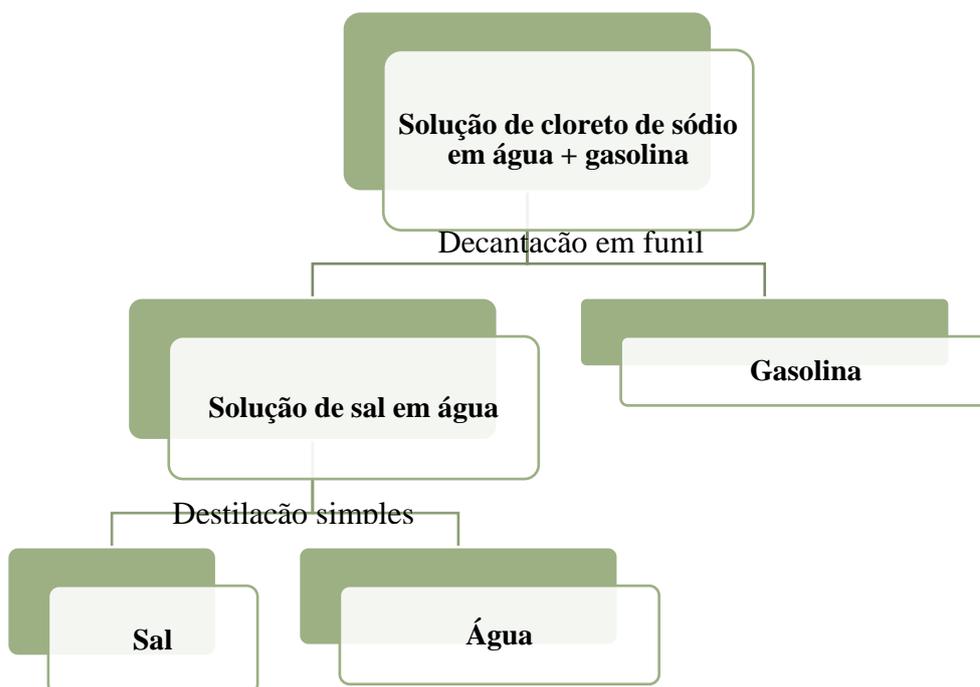
## Tópicos de correcção/Resoluções dos exercícios de consolidação

### Unidade temática 1: Conceitos fundamentais

1. A água salgada é mais densa do que a água normal e do que o ovo, pelo que este flutua.
2. As propriedades gerais da matéria são: extensão, inércia, impenetrabilidade, compressibilidade, elasticidade, divisibilidade e indestrutibilidade.
3. (A) Incorrecta. A impenetrabilidade da matéria, que nos diz que dois corpos não podem ocupar o mesmo tempo.  
(B) Incorrecta. A extensão é uma propriedade segundo a qual a matéria ocupa lugar no espaço.  
(C) Correcta.
4. A – 2; B – 3; C – 1
5. Existem três grupos de propriedades específicas da matéria, que são:
  - Propriedades físicas: ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, etc.
  - Propriedades organolépticas: cor, sabor, odor, brilho;
  - Propriedades químicas
6. É uma mistura visto ser constituído por três componentes em proporções variáveis e que, neste caso, são visíveis à vista desarmada.
7.
  - a) Três fases: duas sólidas e uma líquida.
  - b) Quatro componentes.
  - c) Fase sólida gelo – 1 componente; Fase sólida granito – 1 componente; Fase líquida – três componentes.
8. Não é sempre. Pode ser uma substância em dois estados físicos diferentes como água e gelo.
9. Não é sempre. O granito, por exemplo, é um sistema monofásico sendo uma mistura
10. latão, leite, granito e bronze.
11. Em diagrama sequencial:



12.



13. Por destilação simples da água do mar.
14. a) Cromatografia; b) Mistura homogênea; c) As tintas são separadas pela cor.
15. a) Separação magnética; b) Mistura heterogênea
- a) A limalha de ferro é atraída pelo imã e então isolada.
16. a) Decantação em funil; b) Mistura heterogênea; c) Azeite puro
17. C
18. A sequência numérica, de cima para baixo na coluna II, é: 2 - 3 - 4 - 1 - 4 - 4.

Porque:

- Água (possui fórmula  $H_2O$ ): é uma substância composta por ser formada por dois átomos do elemento químico hidrogênio (H) e um átomo do elemento químico oxigênio (O).

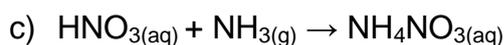
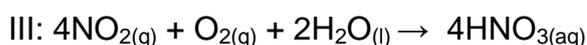
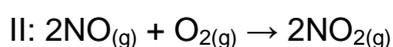
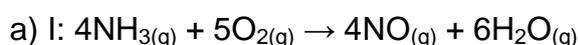
- Gás oxigênio (possui fórmula  $O_2$ ): é uma substância simples por ser formado por dois átomos do mesmo elemento químico (oxigênio).
- Vinagre: É uma mistura porque é composto por água (substância) e ácido acético (substância).
- Sódio: É um elemento químico metálico.
- Água do mar: É uma mistura por conter água (substância) e sais (substâncias) dissolvidos.
- Liga de cobre: Liga é o nome utilizado em referência a uma mistura homogênea que contém, principalmente, um metal (no caso, o cobre).

19. D

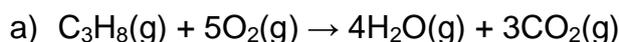
20. C

21. D

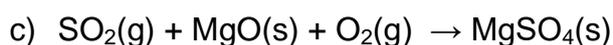
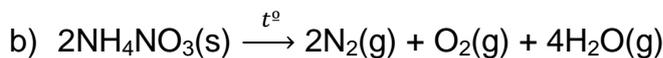
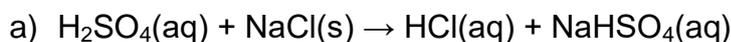
22.



23.



24.



25. A

26. B

27. B

28. A

29. D

30. B

31. B

32.

Dados:

$m(Fe) = 1,12g$

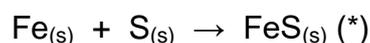
$M(Fe) = 56g/mol$

$m(S) = 0,64g$

$M(S) = 32g/mol$

$m(FeS) = ?$

A equação química é:



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

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

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

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

De acordo com a Lei de Lavoisier, temos:

$$\sum m(\text{reagentes}) = \sum m(\text{produtos})$$

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

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

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

**33.**

Dados:

$$m(\text{Al}) = 2,7 \text{ g}$$

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

$$M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$$

$$\rightarrow M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \times 27 + 3 \times 16 = 102$$

g/mol

$$V_m = 22,4 \text{ l/mol}$$

$$V(\text{O}_2) = ? \text{ (CNTP)}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

O número de moles do alumínio:

$$n(\text{Al}) = \frac{m}{M} = \frac{2,7}{27} = 0,1 \text{ mol}$$

Segundo da reacção (1), temos:

$$n(\text{O}_2) = \frac{3}{4} n(\text{Al}) = \frac{3}{4} \times 0,1 = 0,075 \text{ mol}$$

$$\rightarrow \text{em (CNTP): } V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times 22,4 \\ = 0,075 \times 22,4 = 1,68 \text{ l}$$

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} n(\text{Al}) = \frac{1}{2} \times 0,1 = 0,05 \text{ mol}$$

$$\rightarrow m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \times M(\text{Al}_2\text{O}_3) \\ = 0,05 \times 102 = 5,1 \text{ g}$$

**34.**

Dados:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 108 \text{ g}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

$$n(\text{H}_2) = ?$$

$$N(\text{H}_2) = ?$$

O número de moles da água:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{108}{18} = 6 \text{ mol}$$

Eletrólise da água:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$  (2)

Segundo da reacção (2), temos:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 6 \text{ mol}$$

→ o número de partículas (moléculas) existentes em 6 mol de moléculas de hidrogénio:

$$N(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times N_A = 6 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,612 \times 10^{23} \text{ (moléculas)}$$

**Resposta:** 6 mol e  $3,612 \times 10^{23}$  moléculas de hidrogénio

**35.**

$$M(\text{CuO}) = 1 \times 63,5 + 1 \times 16 = 79,5 \text{ g/mol}$$

$$\rightarrow n(\text{CuO}) = \frac{m}{M} = \frac{20}{79,5} = 0,25 \text{ mol}$$

Segundo da equação da reacção:  $\text{CuO(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ , temos:

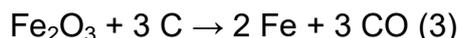
$$n(\text{H}_2) = n(\text{CuO}) = 0,25 \text{ mol}$$

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times V_m = 0,25 \times 22,4 = 5,6 \text{ l}$$

**Resposta:** C

**36.**

a) A reacção química:



Segundo da reacção (3), temos:

160 g de hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) formando 112 g ( $2 \times 56$  g) de ferro

→ X (Kg) de hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) formando 1120 kg de ferro

$$\rightarrow X = \frac{1120 \text{ (Kg)} \times 160 \text{ (g)}}{112 \text{ (g)}} = 1600 \text{ Kg}$$

b) Segundo da reacção (3), temos:

$$n(\text{CO}) = \frac{3}{2} n\text{Fe} = \frac{3}{2} \times 1 = 1,5 \text{ mol}$$

Em condições ambientes, o volume de CO são obtidos por 1 mol de Fe produzido:

$$V(\text{CO}) = n(\text{CO}) \times 24 = 1,5 \times 24 = 36 \text{ l}$$

**Resposta:** a) 1600 Kg

b) 36 l

## Unidade temática 2: estrutura atómica

1. D

2. símbolo – protões – neutrões.

3. B

4. D

5. número atómico =  $Z = 19 \rightarrow$  número de protões = número de electrões = 19

$$\text{Número de neutrões} = A - Z = 39 - 19 = 20$$

Então, o átomo deste elemento tem 19 protões, 19 electrões e 20 neutrões.

6.

a)  ${}_{36}^{84}\text{Kr}$  : Tem 36 protões, 36 electrões e 48 neutrões

b)  ${}_{28}^{59}\text{Ni}$ : Tem 28 protões, 28 electrões e 31 neutrões

c)  ${}_{19}^{39}\text{K}$ : Tem 19 protões, 19 electrões e 20 neutrões

d)  ${}_{25}^{55}\text{Mn}$ : Tem 25 protões, 25 electrões e 30 neutrões

7. Número de massa = número de protões + número de neutrões =  $17 + 18 = 35$ .

8. D

9. B

10. Temos: Número de massa - número atómico = Número de neutrões

$$\rightarrow (4x + 3) - (2x + 1) = 12$$

$$\leftrightarrow 4x + 3 - 2x - 1 = 12$$

$$\leftrightarrow 2x = 10 \rightarrow x = 5$$

Número de protões = número de electrões = número atómico =  $2x + 1 = 2 \times 5 + 1 = 11$

11. Temos: número de neutrões =  $A - Z = 3b - (b + 1) = 2b - 1 = 5 \rightarrow b = \frac{5+1}{2} = 3$

12. D

13. Número de electrões do catião  $X^{2+}$  = Número de electrões de gás nobre = 10.  
 $\rightarrow$  Número atómico de X =  $10 + 2 = 12$

14.

a) 86 protões, 86 electrões e 136 neutrões.

b)  ${}_{86}^{220}\text{Rn}$

15. W e X (um par de isótopos); Y e Z (outro par de isótopos).

16.

Átomo	Protões	Neutrões	Electrões
${}^{10}\text{B}$	5	5	5
${}^{11}\text{B}$	5	6	5

17. a) I, III são isótopos;

b) II, IV são isóbaros

c) I: Número de neutrões =  $A - Z = 112 - 48 = 64$

II: Número de neutrões =  $A - Z = 60 - 27 = 33$

III: Número de neutrões =  $A - Z = 114 - 48 = 66$

IV: Número de neutrões =  $A - Z = 60 - 29 = 31$

18. Boro: como  $Z = 5$ , o número de protões é também 5 e o número de massa é  $A = 11$ .

Carbono: como  $Z = 6$ , o número de protões é também 6 e o número de massa é  $A = 12$ .

19. Como X é isóbaro de Ca, então o número de massa (A) do X é:  $A = 40$

Como X é isótopo de Ar tem  $Z = 18$  (número atómico)

Número de neutrões =  $A - Z = 40 - 18 = 22$

20. Como A é isótopo de um átomo B de número atómico 19, então tem  $Z = 19$

Número de neutrões =  $A - Z = 41 - 19 = 22$

21.

a) A e C; D e E

b) B, C e D

22. a) X é isótopo de  ${}_{20}^{40}\text{Ca} \rightarrow$  número de protões de X é:  $20 \rightarrow Z_X = 20$

b) número de neutrões do X = número de neutrões do K =  $41 - 19 = 22$

c)  $A_X =$  número de protões + número de neutrões =  $20 + 22 = 42$

23. C

24. C

O elemento químico B possui 20 neutrões, é isótopo do elemento químico A, que possui 18 protões. Então, B possui 18 protões ( $Z_A=Z_B=18$ ).  $\rightarrow A_B = Z_B + n_B = 18 + 20 = 38$

O elemento químico B é isóbaro do elemento químico C, que tem 16 neutrões.

$$\rightarrow A_C = A_B = 38 = Z_C + n_C \rightarrow Z_C = A_C - n_C = 38 - 16 = 22$$

### 25. C

Y tem número atómico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z. Então,  $Z_Z = Z_Y = 56$

$$\rightarrow n_Z = A_Z - Z_Z = 138 - 56 = 82$$

X é isóbaro de Y e isótono de Z.  $\rightarrow A_X = A_Y = 137$  e  $n_X = n_Z = 82 \rightarrow Z_X = A_X - n_X = 137 - 82 = 55$

### 26. C

Y é isótono de X. Então, o número de neutrões do átomo Y é igual ao número de neutrões do átomo X e é igual a 81.

### 27.

- **Átomo Z:**  $A = 62$  e  $Z =$  número de protões = número de electrões = 28  
 $\rightarrow$  número de neutrões =  $62 - 28 = 34$   
 $\rightarrow$  Representação convencional de Z é:  ${}_{28}^{62}\text{Z}$
- **Átomo X:** o ião  $X^{2-}$  tem 30 electrões, então o átomo X tem menos dois electrões que  $X^{2-}$

$\rightarrow$  número de electrões do átomo X =  $30 - 2 = 28 \rightarrow Z =$  Número de protões = número de electrões

$$28. A_r(\text{Cl}) = \frac{75,77 \times 34,97 + 24,23 \times 36,97}{100} = 35,45$$

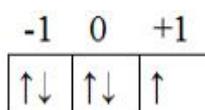
### 29.

- |       |       |
|-------|-------|
| a) 1s | b) 2p |
| c) 4d | d) 6s |

30. A distribuição eletrônica no Diagrama de Pauling:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

O subnível mais energético é o último a ser preenchido, o  $4p^5$ .

- Temos:  **$n = 4, l = 1$** .
- A distribuição dos 5 electrões nos orbitais para descobrir o número quântico magnético e o spin. (Lembrando que primeiro vamos preencher com todas as setas para cima e depois preencher com as setas para baixo, obedecendo à regra de Hund).



A última seta a ser preenchida, que é o electrão mais energético, ficou no 0, então, o valor do número quântico magnético é:  **$m = 0$** .

A última seta está para baixo, temos por convenção que o número quântico spin é:  $s = -1/2$ .

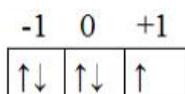
**31. A**

A distribuição em ordem crescente de energia:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  → o subnível mais energético é o  $3p^5$ :

No subnível p, há 11 electrões ( $2p^6$  e  $3p^5$ ). Então, o 11º electrão do subnível p é o electrão mais energético e fica no subnível  $3p^5$ . Temos:

\*  $n = 3, l = 1$ .

\* Obedecendo à regra de Hund.



→  $m = 0; s = -1/2$ .

**32. C**

A camada O é o quinto nível eletrónico, então, o número quântico principal é:  $n = 5$ ;  
O subnível é o s, então o valor do número quântico secundário é:  $l = 0$ .

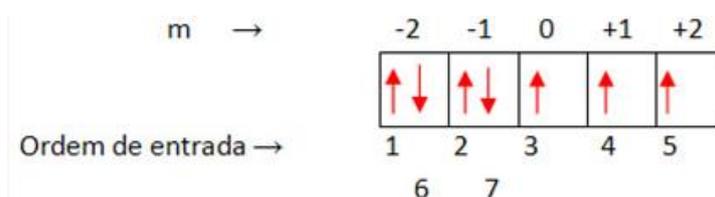
**33.B**

**34.B**

Esse subnível é da camada M ( $3^o$  nível de energia) →  $n = 3$ .

A representação é do subnível d, pois possui 5 orbitais →  $l = 2$ .

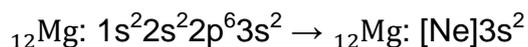
A ordem de colocação dos sete elétrons no subnível obedece à regra de Hund:



→  $m = -1; s = -1/2$ .

**35.** O átomo do elemento magnésio tem 12 protões e 12 electrões (o átomo é electricamente neutro).

Assim, a configuração electrónica correspondente deverá ser:



**36.A**

**37.B**

**38.D**

**39.D**

A configuração electrónica do elemento é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

→ o número atómico do elemento é: 35

### Unidade temática 3: Tabela periódica

1. 1-F; 2-G; 3-B; 4- E; 5- D; 6- C; 7-A

2. A configuração electrónica deste elemento é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

→Esse elemento possui 8 electrões no nível mais exterior, então ele é do grupo VIIIA ou 18, que é a dos gases nobres.

3. São os elementos de números atómicos 3, 11, 37, 55 que têm 1 electrão na última camada.

4. Se B é um halogéneo (grupo 17 ou VII-A), então A está uma “casa” à frente e C está uma “casa” atrás dele na Tabela periódica, sendo assim, A é do grupo 16 ou VIA e C é um gás nobre (grupo 18 ou VIIIA).

5. O átomo deste elemento possui cinco camadas ou níveis, portanto seu período é o 5º. Na camada de valência, há 5 electrões, então, ele pertence à família 15 ou VA, que é a família do nitrogénio.

6. A configuração electrónica do elemento:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$

→o elemento possui somente um electrão na camada de valência (na 5ª camada), então pertence ao grupo 1 ou IA e o 5º período.

7. Apenas observando uma Tabela Periódica encontramos o elemento Alumínio, cujo número atómico é 13. Mas se não tivermos uma Tabela à disposição, basta realizar a distribuição no diagrama de Pauling, que indica o período 3 e a família IIIA, ou seja:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .

→Número de electrões é:  $2 + 2 + 6 + 2 + 1 = 13$  → Número atómico é: 13.

**8.B**

**9.A**

**10.D**

**11.B**

**12.A**

**13.B**

**14.C**

Energia de ionização é a energia mínima necessária para retirar um electrão de um átomo no estado gasoso. Aqui, o sódio (Na) no estado gasoso sofre ionização liberando  $1 e^-$ .

**15.D**

Li, Na, K, Rb, Cs são do mesmo grupo (grupo 1). Num grupo, o raio atómico aumenta de cima para baixo. Então, temos a ordem crescente dos raios atómicos:  $Li < Na < K < Rb < Cs$ .

**16.D**

**17.C**

**18.D**

•  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$  são os iões isoelectrónicos. Então, a ordem crescente dos raios iónicos:  $\text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$ .

• No caso dos iões positivos (catiões, aqui ião  $\text{Na}^+$ ), sempre que um átomo perde electrões, o raio do catião diminui. Então, raio do  $\text{Na}^+ <$  raio do  $\text{Na}$ .

**19.C****20.D**

O átomo  $\text{Ar}$  e os iões  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Ar}$  possuem a mesma configuração electrónica. No entanto, as suas cargas nucleares são diferentes. Quanto maior é carga nuclear, menor é o raio iónico. Então, a ordem crescente dos raios das partículas é:  $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Ar} < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$ .

**21.C**

- B, C, N, O estão no mesmo período (2º período) → a ordem crescente de eletronegatividade é:  $\text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O}$  (1)
- Al e B estão no mesmo grupo (grupo 13) → a ordem crescente de eletronegatividade é:  $\text{Al} < \text{B}$  (2)

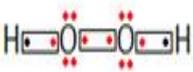
A partir de (1) e (2), temos a ordem crescente de eletronegatividade é:  $\text{Al} < \text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O}$

### Unidade temática 4: Ligação química

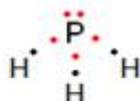
1. O hidrogénio é do grupo 1 da Tabela Periódica e apresenta 1 electrão na camada de valência, precisando receber mais um electrão para ficar estável, pois ele possui apenas a camada K. Já o oxigénio é do grupo 16 e apresenta 6 electrões na camada de valência, precisando receber mais dois electrões para ficar estável.

Assim, temos:

Fórmula eletrônica da água ( $\text{H}_2\text{O}$ ): 

2. Fórmula eletrônica da água ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ): 

a) Fósforo e hidrogénio:



b) Enxofre e hidrogénio:



c) Flúor e carbono:



3.

4. E

5.

- |                             |                                |
|-----------------------------|--------------------------------|
| a) Ligação covalente apolar | d) Ligações covalentes polares |
| b) Ligação covalente polar  | e) Ligações covalentes polares |
| c) Ligação covalente apolar |                                |

5.

- |   |  |
|---|--|
| a) Cl <sub>2</sub> : ligação covalente apolar | e) P <sub>4</sub> : ligação covalente apolar |
| b) HBr: ligação covalente polar               | f) CO: ligação covalente polar               |
| c) H <sub>2</sub> : ligação covalente apolar  | g) KF: ligação iónica                        |
| d) NaCl: ligação iónica                       | h) HCl: ligação covalente polar              |

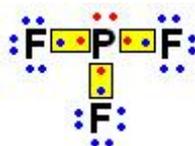
6. O elemento X possui apenas um electrão, portanto, ele é o hidrogénio, que precisa receber mais um electrão para ficar estável. Já o elemento Y é o cloro, que possui 17 electrões, sendo que na última camada eletrônica ficam 7 electrões, dessa forma, ele também precisa receber mais um electrão, ficando estável com oito electrões na camada de valência.

Desse modo, eles compartilham apenas um par de electrões e ambos ficam estáveis:



**A fórmula molecular é HCl.**

7. O número atómico do fósforo é 15, sendo que seus electrões estão distribuídos em três camadas eletrônicas da seguinte forma: 2 – 8 – 5. Visto que possui 5 electrões na última camada, ele precisa ganhar três electrões para ficar estável, segundo a **Regra do Octeto**. Já cada átomo de flúor possui 9 electrões distribuídos em duas camadas: 2 – 7. Com sete electrões na última camada, cada flúor só pode receber um electrão. Assim, serão necessários três átomos de flúor para estabilizar um átomo de fósforo:



**A fórmula molecular do composto é PH<sub>3</sub>.**

8. Hidrogénio e carbono.

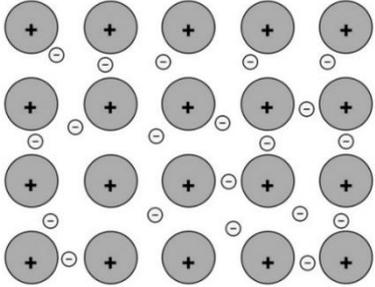
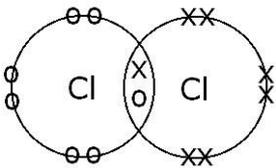
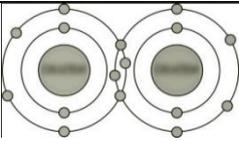
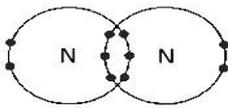
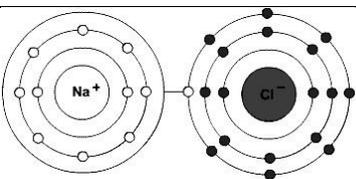
Os compostos covalentes se formam através da união entre átomos de hidrogénio e ametais. O cloro (Cl) se classifica na Tabela Periódica como sendo um ametal, como

também o carbono (C). Tanto o sódio (Na) como o cálcio (Ca) são metais e por isso não estabelecem ligação covalente com o cloro

**9.D**

**10.A**

**11.**

Átomos	Tipos de ligação	Representação
(A) Entre átomos de Na	3. Ligação metálica. Os átomos desse metal ligam-se entre si por meio de ligações metálicas e a interação entre cargas positivas e negativas faz aumentar a estabilidade do conjunto.	
(B) Entre átomos de Cl	1. Ligação covalente simples. Ocorre o compartilhamento de elétrons e formação de ligação simples porque há apenas um par de electrões ligantes.	
(C) Entre átomos de O	2. Ligação covalente dupla. Há dois pares de electrões ligantes.	
(D) Entre átomos de N	5. Ligação covalente tripla. Há três pares de electrões ligantes.	
(E) Entre átomos de Na e Cl	4. Ligação iónica. Estabelecida entre iões positivos (catiões) e iões negativos (aniões) por meio de transferência de electrões.	

**12. Ligação covalente simples.**

Observando a Tabela Periódica, vemos que os elementos das substâncias não são metais. O tipo de ligação que esses elementos formam entre eles é a ligação covalente, pois estão compartilhando electrões.

Átomos de carbono, nitrogénio, oxigénio e flúor chegam a oito electrões na camada de valência por causa do número de ligações que fazem. Obedecem então a **Regra do Octeto**.

Já o hidrogénio participa na formação das substâncias moleculares compartilhando um par de electrões, estabelecendo ligações covalentes simples.

13.B

14.C

15.

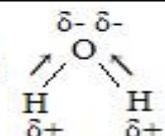
- a) Amóniaco ( $\text{NH}_3$ ): I- Ligação de hidrogénio;  
 b) Água ( $\text{H}_2\text{O}$ ): I- Ligação de hidrogénio;  
 c) Acetaldeído ( $\text{CH}_2\text{O}$ ): II- Interação dipolo-dipolo;  
 d) Bromo ( $\text{Br}_2$ ): III- Interação dipolo induzido-dipolo induzido;  
 e) Cianeto de hidrogénio ( $\text{HCN}$ ): II- Interação dipolo-dipolo.

16.B

17.C

18.

a)  $\text{N}_2$  $\text{N} \equiv \text{N}$ , apolarb)  $\text{HCN}$  $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$ , polar,  $\overset{\delta+}{\text{H}} \rightleftharpoons \overset{\delta-}{\text{C}} \equiv \overset{\delta-}{\text{N}}$ c)  $\text{H}_2\text{O}$ 

polar, 

d)  $\text{O}_2$  $\text{O} = \text{O}$ , apolar

19.D

20.B

### Unidade temática 5: Classes principais dos compostos inorgânicos

1.

- a)  $\text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$  V. Heptóxido de Dicloro  
 b)  $\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow$  I. Óxido de cobre I  
 c)  $\text{PbO}_2 \rightarrow$  VII. Dióxido de chumbo  
 d)  $\text{CuO} \rightarrow$  VIII. Óxido de cobre II  
 e)  $\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow$  III. Peróxido de sódio  
 f)  $\text{N}_2\text{O} \rightarrow$  II. Monóxido de dinitrogénio  
 g)  $\text{NO}_2 \rightarrow$  VI. Dióxido de nitrogénio  
 h)  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$  IV. Pentóxido de dinitrogénio

2. Óxido de ferro (II,III),  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , popularmente conhecido como magnetita.

- |       |       |       |       |       |       |       |       |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 3. B  | 4. B  | 5. D  | 6. C  | 7. B  | 8. C  | 9. D  | 10. B |
| 11. B | 12. C | 13. C | 14. C | 15. B | 16. D | 17. C | 18. B |
| 19. B | 20. C | 21. B |       |       |       |       |       |

22.

- |                     |                    |
|---------------------|--------------------|
| a) Ácido cloroso    | e) Ácido clórico   |
| b) Ácido fosfórico  | f) Ácido nitroso   |
| c) Ácido perclórico | g) Ácido fosforoso |
| d) Ácido sulfuroso  |                    |

- |       |       |       |       |       |       |       |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 23. D | 24. D | 25. D | 26. A | 27. D | 28. D | 29. D |
| 30. B | 31. D | 32. C | 33. A | 34. D |       |       |

35. a) Hidróxido de lítio:  $\text{LiOH}$  = solúvel, forte;  
 b) Hidróxido de potássio:  $\text{KOH}$  = solúvel, forte;  
 c) Hidróxido de cálcio:  $\text{Ca(OH)}_2$  = pouco solúvel, forte;  
 d) Hidróxido de bário:  $\text{Ba(OH)}_2$  = solúvel, forte;  
 e) Hidróxido de ferro III:  $\text{Fe(OH)}_3$  = insolúvel, fraca;  
 f) Hidróxido de ferro II:  $\text{Fe(OH)}_2$  = insolúvel, fraca;  
 g) Hidróxido cuproso ou cobre I:  $\text{CuOH}$  = insolúvel, fraca;  
 h) Hidróxido cúprico ou cobre II:  $\text{Cu(OH)}_2$  = insolúvel, fraca;  
 i) Hidróxido de amónio:  $\text{NH}_4\text{OH}$  = solúvel, fraca.

36.

- a)  $\text{KOH}$  = hidróxido de potássio. -Número de hidroxilos: monobase;- Base forte e solúvel.
- b)  $\text{Zn(OH)}_2$  = hidróxido de zinco. -Número de hidroxilos: dibase; -Base fraca e insolúvel.
- c)  $\text{Mg(OH)}_2$  = hidróxido de magnésio. -Número de hidroxilos: dibase; -Base fraca e insolúvel.
- d)  $\text{Ni(OH)}_3$  = hidróxido de níquel III. -Número de hidroxilos: tribase;-Base fraca e insolúvel.
- e)  $\text{Ca(OH)}_2$  = hidróxido de cálcio. -Número de hidroxilos: dibase; -Base forte e insolúvel.

f) LiOH = hidróxido de lítio. -Número de hidroxilos: monobase; -Base forte e solúvel.

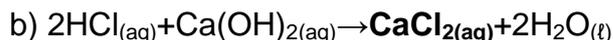
g) Pb(OH)<sub>4</sub> = hidróxido de chumbo IV. -Número de hidroxilas: tetrabase; -Base fraca e insolúvel.

**37.D      38.B      39.A      40.D      41.C      42.B      43.B      44.D**

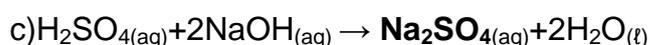
**45.C      46.A      47.A      48.C      49.A      50.A      51.D**



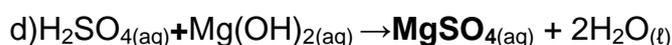
**(Nitrato de potássio)**



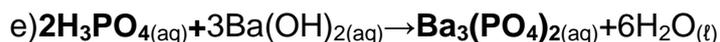
**(Cloreto de cálcio)**



**(Sulfato de sódio)**

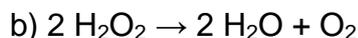


**(Sulfato de magnésio)**



**(Fosfato de bário)**

53. a) a água oxigenada sofre decomposição, liberando O<sub>2</sub> (g) – oxigénio gasoso, este é responsável pela formação de bolhas.



54. I – d; II – c; III – b; IV – a

### Unidade temática 6: Soluções

1.A

2.D

3.D

Essa solução era supersaturada, ou seja, possuía mais soluto dissolvido do que deveria ter em condições normais. Esse tipo de solução é instável, assim, qualquer perturbação, como adicionar um cristal, faz com que o soluto em excesso se precipite.

4.D

1) 26,5g de X em 50 ml de H<sub>2</sub>O → 53 g de X em 50 ml de H<sub>2</sub>O -solução com a quantidade máxima de soluto dissolvida = saturada

2) 28g de X em 100 ml de H<sub>2</sub>O -solução com menos soluto dissolvido do que a capacidade máxima = insaturada

3) 57,3g de X em 150 ml de H<sub>2</sub>O → 38,2g de X em 150 ml de H<sub>2</sub>O -solução com menos soluto dissolvido do que a capacidade máxima = insaturada

4) 55g de X em 100 ml de H<sub>2</sub>O -solução com mais soluto dissolvido do que a capacidade máxima = supersaturada

**5.D****6.D****7.B**652,5 g de NaNO<sub>3</sub>.....750 g de água

x----- 100 g de água

$$\rightarrow x = \frac{652,5 \times 100}{750} = 87 \text{ g.}$$

**8.B****9.C****10.A**1 mol de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>-----98gx mol de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>-----0,245g

$$\rightarrow x = \frac{0,245}{98} = 0,0025 \text{ mol} \rightarrow \text{A concentração de ácido fosfórico em mol/l é } 0,0025 \text{ mol/l.}$$

**11.D****12.A**

$$n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = C_M \times V = 3 \times 5 = 15 \text{ mol} \rightarrow m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = n \times M = 15 \times 164 = 2460 \text{ g}$$

**13.C**

$$n(\text{Zn}) = \frac{m}{M} = \frac{6,5}{65} = 0,1 \text{ mol}$$



$$\text{Segundo a reacção (1), temos: } n(\text{ZnCl}_2) = n(\text{Zn}) = 0,1 \text{ mol} \rightarrow C_M = \frac{0,1}{0,1} = 1 \text{ M}$$

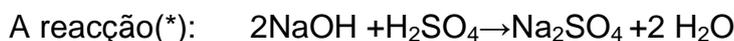
**14.C**

$$\text{A massa da solução é: } m = m(\text{NaOH}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 40 + 162 = 202 \text{ g}$$

$$\text{A concentração percentual da solução obtida será: } C(\%) = \frac{40}{202} \times 100\% = 19,8\% \approx 20\%$$

**15.C**

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,005 \times 0,1 = 0,0005 \text{ mol}$$



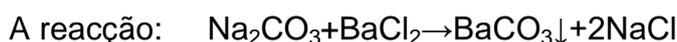
$$\text{Segundo a reacção (*): } n(\text{NaOH}) = 2n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 0,0005 = 0,001 \text{ mol}$$

**16.B**

$$n(\text{KMnO}_4) = 0,05 \times 0,2 = 0,01 \text{ mol}$$

$$\text{Segundo a reacção, temos: } n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{5}{2} n(\text{KMnO}_4) = \frac{5}{2} \times 0,01 = 0,025 \text{ mol}$$

$$\rightarrow V(\text{solução de H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{0,025}{0,5} = 0,05 \text{ l} = 50 \text{ ml}$$

**17.A**

$$n(\text{BaCO}_3) = \frac{1,233}{197} = 0,00625 \text{ mol}$$

Segundo da reacção, temos:  $n(\text{BaCl}_2) = n(\text{BaCO}_3) = 0,00625 \text{ mol} \rightarrow C_M = \frac{0,0625}{0,05} = 0,125\text{M}$

### Unidade temática 7: Termoquímica

**1.D.** Em valor absoluto, a  $\Delta H$  da reacção inversa é cerca de  $225 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**2.B.**  $\Delta H = -572 \text{ kJ} < 0$ . Então, esta reacção é exotérmica, liberando  $572 \text{ kJ}$  por mol de oxigénio consumido e para dois mols de água produzida.

**3.D.** As transformações que têm  $\Delta H$  positiva são transformações endotérmicas: IV e V.

**4.C.** Analisando o gráfico, retiramos os seguintes dados:  $H_R = 200 \text{ kcal}$ ;  $H_P = 100 \text{ kcal}$ .

Aplica a fórmula do  $\Delta H$  para calculá-lo:  $\Delta H = H_P - H_R = 100 - 200 = -100 \text{ kcal}$

**5.D.**  $H_P < H_R \rightarrow \Delta H = H_P - H_R < 0 \rightarrow$  fenómeno exotérmico

**6.B.** Para ser calor de formação, é preciso que os reagentes sejam substâncias simples e formando apenas uma substância composta. Para ser calor de combustão, a reacção deve ocorrer entre algum combustível e o  $\text{O}_2$ , e o valor de  $\Delta H$  tem que ser negativo, indicando que houve liberação de energia. A única equação termoquímica que atende a todos esses critérios é a equação II.

**7.C.** Para ser a variação da entalpia-padrão de formação, é preciso que os reagentes sejam substâncias simples, no estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável (o C(grafite) é a forma alotrópica do carbono mais comum), além de haver a formação de  $1 \text{ mol}$  de substância.

#### 8.B

I – Correcta. C (grafite) é a forma alotrópica menos energética, pois  $|\Delta H_c(\text{grafite})| < |\Delta H_c(\text{diamante})|$ .

II – Incorrecta. As duas reacções não são endotérmicas, mas sim exotérmicas, pois os valores de  $\Delta H$  são negativos ( $\Delta H < 0$ ).

III - Correcta. Se ocorrer a transformação de C (diamante) em C (grafite), haverá liberação de energia. Concluimos isso pelo valor de  $\Delta H$ , que deu negativo ( $\Delta H = -0,5 \text{ kcal}$ ).

IV - Incorrecta. C (grafite) é a forma alotrópica mais estável do carbono.

**9.C.**  $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol}$

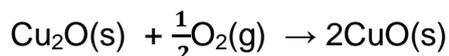
1,0 g de gasolina libera  $11170 \text{ cal}$

114 g de gasolina libera  $X \text{ cal}$

$$\rightarrow X = \frac{114 \times 11170}{1} = 1273380 \text{ cal} \approx 1273,4 \text{ kcal/mol.}$$

**10.A**

Dados:



$$\Delta H_f(\text{Cu}_2\text{O}) = -40,4 \text{ kcal/mol}$$

Temos:

$$\Delta H_f(\text{O}_2) = 0$$

$$\Delta H = 2\Delta H_f(\text{CuO}) - [\Delta H_f(\text{Cu}_2\text{O}) + \frac{1}{2}\Delta H_f(\text{O}_2)]$$

$$\Delta H_f(\text{CuO}) = -37,6 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H = 2(-37,6) - [(-40,4) + \frac{1}{2} \times 0]$$

$$\Delta H = -34,8 \text{ kcal}$$

11. Segundo a Lei de Hess, temos:  $\Delta H^* = \Delta H_{(\text{Ca(OH)}_2)} - [\Delta H(\text{CaO}) + \Delta H(\text{H}_2\text{O})]$

$$= -235,8 - (-151,9 - 68,3) = -15,6 \text{ kcal/mol}$$

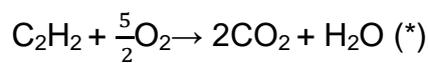
Então, o valor de X é 15,6 kcal/mol

**12.B**

$$440,0 \text{ g de propano} \text{-----} 22200 \text{ kJ}$$

$$X \text{ g de propano} \text{-----} 1110 \text{ kJ}$$

$$\rightarrow X = \frac{1110 \times 440}{22200} = 22 \text{ g}$$

**13.A**

Aplicando a Lei de Hess, temos:

$$\Delta H^* = [2\Delta H(\text{CO}_2) + \Delta H(\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H(\text{C}_2\text{H}_2) + \frac{5}{2}\Delta H(\text{O}_2)]$$

$$= [2(-94,1) + (-68,3)] - [54,2 + \frac{5}{2} \times (0)] = -310,7 \text{ kcal/mol}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{221,0}{26} = 8,5 \text{ mol}$$

Então, a quantidade de calor em kcal formado pela combustão de 221,0 g de etino, a 25°C é:

$$(-310,7) \times 8,5 = -2640,95 \text{ kcal}$$

**14.B**

Segundo a Lei de Hess, temos:

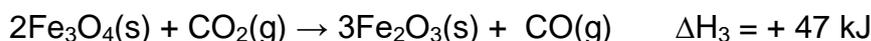
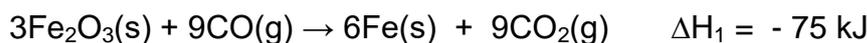
$$\Delta H = [\Delta H_f(\text{CaCO}_3) + \Delta H_f(\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_f(\text{Ca(OH)}_2) + \Delta H_f(\text{CO}_2)]$$

$$= [(-1206,9) + (-241,8)] - [(-986,1) + (-393,5)] = -69,1 \text{ kJ/mol}$$

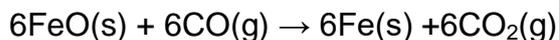
**15.A**

Segundo a lei de Hess, a variação da entalpia de uma reacção depende somente da entalpia do estado final e inicial, independentemente se a reacção ocorreu em uma única

etapa ou em mais. Por isso, podemos somar as três reações e descobrir o valor do “x”. Mas observe-se que é preciso multiplicar a primeira equação por 3 e a segunda por 2:

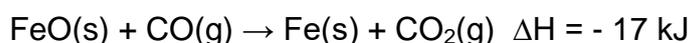


Somamos três equações acima, obtemos uma equação global abaixo:



$$\rightarrow \Delta H_{\text{global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = (-75) + (-72) + (+47) = -100 \text{ kJ}$$

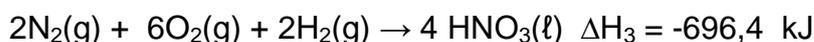
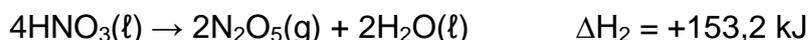
Dividindo a equação inteira por 6, inclusive o valor de  $\Delta H$ , temos o seguinte valor aproximado:



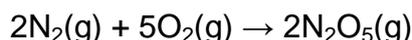
### 16.B

Queremos descobrir o calor que foi liberado ou absorvido (variação de entalpia) na seguinte equação:  $2\text{N}_2(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \quad \Delta H = ?$

Para resolver essa questão aplicando a Lei de Hess, temos que inverter a primeira, inverter a segunda equação e depois multiplicá-la por 2 e multiplicar a terceira equação por 4.



Somamos três equações acima, obtemos uma equação global abaixo:

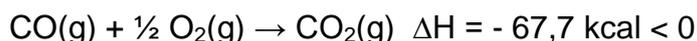
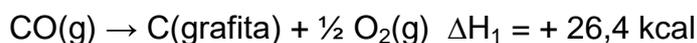


$$\rightarrow \Delta H_{\text{global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = (+571,5) + (+153,2) + (-696,4) = +28,3 \text{ kJ}$$

O sinal positivo indica que houve absorção de energia na forma de calor.

### 17.C

O inverso da equação 1 somado à equação 2:



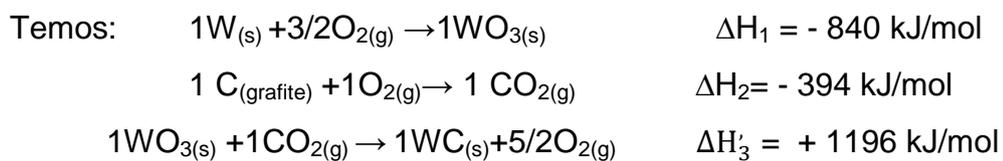
Esta é reacção exotérmica e liberta 67,7 kcal por mol.

### 18.C

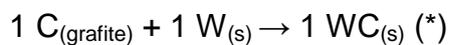
Equação I: Manter

Equação II: Manter

Equação III: Inverter



Somamos três equações acima, obtemos uma equação global abaixo:



$$\rightarrow \Delta H^* = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H'_3 = (- 840) + (- 394) + (+ 1196) = -38 \text{ kJ/mol}$$

## Bibliografia

1. Armindo Monjane, Ricardo Américo Cuco.(2013). *Química 11ª classe*.1ª edição. Maputo. Editora Pearson Moçambique.
2. Instituto Nacional de Desenvolvimento da Educação (2008). *Programa de Química da 11ª classe*. Maputo-Moçambique.
3. Teresa Sobrinho Simões, Maria Alexandra e Maria Otilde Simões (2020), *Química 11ª classe*, Plural Editores – Moçambique

## Bibliografia electrónica

1. <http://ead.mined.gov.mz/site/>
2. <http://exercicios.mundoeducacao.bol.uol.com.br>
3. <http://exercicios.brasilecola.uol.com.br>
4. <http://www.questoesdosvestibulares.com.br>
5. <http://alunosonline.uol.com.br>.
6. <http://educacao.globo.com>.
7. <http://manualdaquimica.uol.com.br>.
8. <https://www.infoescola.com>.
9. <http://hoahoc247.com>
10. <http://violet.vn>