

Soluções das fichas formativas

Ficha 1 – Massa e tamanho dos átomos

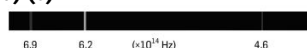
Domínio 1: Elementos químicos e sua organização

- a)** Átomo de berílio. **b) (D)** 0,40 m. **c) (C)** 0,007 mm.
d) (B) solar, 1 400 000 km, está mais próximo de um milhão de quilômetros que de dez milhões de quilômetros.
e) (B) $10^1 \mu\text{m}$. **f)** Diâmetro da Terra 10^7 m, célula da pele 10^{-5} m, átomo de Be 10^{-10} m.
- a)** ${}^{22}_{10}\text{Ne}$ (10,12,10), ${}^{34}_{16}\text{S}^{2-}$ (16, 18, 18) e ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ (13,14,10).
b) 29, 34 e 29 em ${}^{63}\text{Cu}$ e 47, 60 e 47 na prata-107.
c) 22, 26 e 22 no Ti-48.
d) Os prótons e os neutrões no núcleo e os eletrões à volta deste.
- a)** Aproximadamente $2,0 \times 10^{-10}$ m.
b) O valor obtido em **a)** é 1,21 vezes superior sendo da mesma ordem de grandeza que é 10^{-10} m.
- a)** $12,046 \times 10^{23}$ moléculas. **b) (C)** $\frac{890 \times 10^{-23}}{6,023} \text{g}$
c) (C) pesado que uma molécula de água e mais leve que uma molécula de sacarose.
d) $3,614 \times 10^{24}$ átomos.
e) 200,59. A massa dos átomos de mercúrio é, em média, 200,59 vezes superior à massa de 1/12 do átomo de carbono-12.
5. a) 28,085. **b) (D)** $28,084 \leq A_r(\text{Si}) \leq 28,086$.
c) O resultado obtido em **a)**, 28,085, encontra-se no intervalo de valores possíveis para a massa atômica relativa do Si, [28,084; 28,086].
d) A massa atômica relativa é mais próxima da massa do isótopo mais abundante, neste caso Si-28, pois o seu valor resulta da média ponderada das massas isotópicas tendo maior contributo a massa do isótopo mais abundante.
- 4,5 mol.
- Sulfato de sódio.
- a)** 0,21 e 0,79. **b)** 0,23 e 0,77.

Ficha 2 – Energia dos eletrões nos átomos

Domínio 1: Elementos químicos e sua organização

- a) (D)** 10,2 eV e 13,0 eV.
b) A existência de níveis atômicos de energias bem definidas e a possibilidade de ocorrerem transições eletrónicas por absorção ou emissão de energias são as duas ideias fundamentais do modelo atômico de Bohr que prevalecem no modelo atual (modelo quântico do átomo). Temos, então, que a energia dos eletrões nos átomos está quantizada (níveis de energia bem definidos) e, por isso, o átomo de hidrogénio no estado fundamental ($n = 1$) pode absorver fótons de energia que permitam transições eletrónicas para níveis permitidos ($n = 2, 3, 4, \dots$), o que só acontece para os fótons de energia 10,2 eV ($-13,6 \text{ eV} + 10,2 \text{ eV} = -3,4 \text{ eV}$, energia do nível 2) e 13,0 eV ($-13,6 \text{ eV} + 13,0 \text{ eV} = -0,6 \text{ eV}$, energia do nível 5).
c) $9,6 \times 10^{-20} \text{ J}$, IV.
d) (C)



- (C)** o efeito das atrações entre os eletrões e o núcleo e o das repulsões entre os eletrões.
- a) (D)** o número de eletrões responsáveis pelo pico B é um terço do número de eletrões responsáveis pelo pico C.

- (B)** 1s, 2s e 2p. **c)** 22 eV (pico C). **d)** Néon, Ne.
e) Os seis eletrões têm todos a mesma energia e, de acordo com o Princípio de Exclusão de Pauli (dois eletrões por orbital, no máximo), terão então de existir três orbitais do mesmo tipo (tipo p, subnível 2p), p_x , p_y e p_z . Havendo um único valor de energia tal significa que estas três orbitais têm todas a mesma energia designando-se, por essa razão, por orbitais degeneradas.
- a)** $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$; $E_{1s} < E_{2s} < E_{2p_x} = E_{2p_y} = E_{2p_z}$
b) (B)
- (A)** - No diagrama, a utilização de setas (\rightarrow) ilustra o spin dos eletrões em cada orbital. De acordo com o Princípio de Exclusão de Pauli, cada orbital pode ter no máximo, 2 eletrões com spins opostos o que não acontece na 3.ª orbital onde se verifica que os 2 eletrões têm o mesmo spin.
d) 1s-543 eV, 2s-42 eV, 2p-16 eV. **e)** $1s^2 2s^2 2p^3 3p^1$
- a) (D)** $-4,98 \times 10^{-18} \text{ J}$. **b)** $172 \times 10^{-18} \text{ J}$. **c)** $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$
d) (C) 4.
- (A)** diferentes para as energias dos eletrões e espectros atômicos diferentes.
- A - d, cinco orbitais em cada nível para $n \geq 3$; B - p, três orbitais em cada nível para $n \geq 2$; C - s, uma orbital em cada nível.
- $1s^2 2s^1$, dois; $1s^2 2s^2 2p^2$, três; $1s^2 2s^2 2p^5$, três; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, cinco; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, seis; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$, sete; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2 3d^8$, sete
- 2 e 1; 4 e 2; 5 e 1; 7 e 1.
- (D)** $1s^2 2s^1 2p^1$

Ficha 3 – Tabela Periódica

Domínio 1: Elementos químicos e sua organização

- a) (D)** previam a existência de novos elementos.
b) gálio, Ga e germânio, Ge.
- a) (D)** número atômico, uma consequência dos trabalhos de Moseley. **b) (C)** d e não são elementos representativos.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; 4.º período, porque os eletrões se distribuem por 4 níveis de energia, e grupo 2 por ter 2 eletrões de valência.
- 1-c, 2-d-e, 3-a-f, 4-b.
- a)** Os átomos de sódio apresentam um eletrão de valência e baixo valor de energia de ionização tendo, por isso, elevada tendência para perder esse eletrão transformando-se num ião monopositivo ao qual corresponde uma configuração eletrónica de gás nobre (Ne, oito eletrões de valência), ou seja, transformando-se, dessa forma, numa partícula mais estável.
b) $([\text{Ne}]3s^1) \rightarrow \text{Na}^+ ([\text{Ne}]) + e^-$
c) (A), $\text{Na} (\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+ (\text{g}) + e^-$ com absorção de 496 kJ/mol.
d) (C) dos elementos e o ponto de fusão é uma propriedade das substâncias elementares.
- $r_{\text{Si}} > r_{\text{C}}$ porque o carbono antecede o silício no mesmo grupo da Tabela Periódica e o raio atômico aumenta ao longo do grupo.
- 48 pm-O, 79 pm-Cl, 88 pm-S
- (A)** cloro, flúor e néon.
- Na - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ e Mg - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Os eletrões distribuem-se pelo mesmo número de níveis pelo que predomina o efeito do aumento da carga nuclear. A carga

nuclear é superior no magnésio (+12) sendo, por isso, a atração nuclear sobre os elétrons maior para este átomo; consequentemente será necessário maior energia (energia de ionização) para remover qualquer um dos elétrons de valência no átomo de magnésio que no de sódio.

10. (B) 5, do 2.^o período.

11. a) (C) 2,2,3.

b) bloco p, 2 níveis ($n = 1$ e $n = 2$), 3 subníveis (1s, 2s, e 2p)

c) $1s^2 2s^2 2p^3$, nitrogênio, grupo 15.

d) (C) inferior a $2,1 \times 10^{-18}$ J.

Ficha 4 – Ligação química

Domínio 2: Propriedades e transformações da matéria

1. a) (D) menor do que a do mesmo conjunto dessas entidades não ligadas, e resulta de atrações e repulsões envolvendo elétrons e núcleos atômicos.

b) (B) intermolecular de van der Waals quando envolve partilha pouco significativa de elétrons de valência.

2. a) (B) 74 pm e a energia de ligação é 432 kJ/mol.

b) Repulsão.

c) A)F₂, B)H₂, C)HF, D)HCl

d) Os elementos químicos cloro e bromo pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica encontrando-se o bromo abaixo do cloro. Como o raio atômico aumenta ao longo do grupo, o raio atômico do bromo é superior ao do cloro. Sendo o hidrogênio um elemento comum às duas moléculas, e o elemento diferenciador o halogéneo, o comprimento de ligação (valor médio da distância internuclear de equilíbrio) é superior para a molécula com o átomo de halogéneo de maior raio, ou seja, HBr. Sendo maior o comprimento de ligação, a ligação H-Br é mais frágil e, por isso, de menor energia de ligação que a ligação H-Cl.

3. a) H-H $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ $\text{:}\text{N}\equiv\text{N}\text{:}$

b) (C) menor do que a energia dos elétrons mais energéticos no átomo isolado, e a molécula é mais estável que os dois átomos separados.

4. a) Metano, dióxido de carbono, água e amoníaco.

b) Cada um dos quatro átomos de hidrogênio ocupa um dos vértices de um tetraedro, situando-se o átomo de carbono no centro do tetraedro, sendo cada um dos ângulos de ligação igual a 109,5°.

c) $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{=C=}\ddot{\text{O}}\text{:}$ $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$

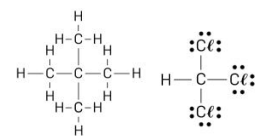
A disposição espacial dos átomos numa molécula define a geometria que corresponde à minimização da repulsão entre todos os pares eletrônicos de valência na molécula. Na molécula CO₂ não existem pares eletrônicos não ligantes no átomo central (C), dispondo-se os três átomos na molécula em posições correspondentes à maximização da distância entre os pares eletrônicos ligantes e não ligantes correspondente a uma geometria linear, ou seja, um ângulo de ligação 180°. Na molécula de água existem dois pares eletrônicos não ligantes no átomo central (O), e as repulsões mútuas entre pares eletrônicos não ligantes, ligantes, não ligantes e ligantes são minimizadas para uma disposição espacial dos três átomos correspondente a uma geometria angular para um ângulo de 104,5° (inferior ao da molécula CO₂).

d) (C) H₂O e NH₃.

e) Geometria piramidal; distribuição assimétrica de carga.

5. a) Cloreto de sódio, NaCl.

b) C₂H₂, etino, ; H-C≡C-H, dimetilpropano,



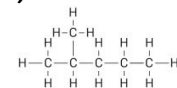
; CHCl₃, triclorometano,

c) (B) átomos, He, entre os quais se estabelecem forças de van der Waals.

d) (D) C₂H₂ e o eteno são hidrocarbonetos saturados.

e) Eteno-1,33 Å; C₂H₂-1,20 Å.

f)



6. a) A-amina, B-aldeído, C-álcool, D-ácido carboxílico, E-cetona.

b) CH-ligação covalente simples polar, CC-ligação covalente simples apolar, CO-ligação covalente dupla polar.

c) (B) A e C.

d) (D) 16 elétrons ligantes e 8 elétrons não ligantes.

Ficha 5 – Gases e dispersões

Domínio 2: Propriedades e transformações da matéria

1. a) (D) $[6,022\ 140\ 82 \pm 0,00000018] \times 10^{23}$ mol⁻¹ com uma incerteza relativa de $3,0 \times 10^{-8}$.

b) $6,022\ 140\ 82(18) \times 10^{23}$ átomos

c) Volume molar, V_m , é o volume ocupado por uma mole de qualquer gás e, de acordo com a Lei de Avogadro, é igual para para todos os gases que se encontrem nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

$V_m = \frac{V}{n}$; gás A, $V_m = \frac{V_A}{n_A}$; gás B, $\frac{V_B}{n_B}$ como o volume molar é igual para os dois gases $\frac{V_B}{n_B} = \frac{V_A}{n_A} \Leftrightarrow n_A \times V_B = n_B \times V_A$

2. a) p = 1 atm e T = 0 °C. b) He, O₂, F₂, Ar.

c) (D) quantidade de gás por unidade de volume.

d) 0,25 mol. e) 1/4.

3. a) (B) $\frac{3,9 \times 10^{-2} \times 10^6}{10^2}$

b) 27,29%. c) N₂ - 0,78; O₂ - 0,21. d) 0,90 g/dm³.

4. a) Pó de cimento, nevoeiro e oxigênio.

b) As suspensões são constituídas por partículas de maiores dimensões que os colóides e, por isso, o nevoeiro é um colóide pois é constituído por partículas de diâmetro inferior a 2,5 µm, menor que o diâmetro das partículas de pó de cimento (<10 µm).

5. a) SO₂, NO₂, O₃. b) (D) 8,69.

c) (B) $\frac{m_{\text{poluente}}}{V_{\text{ar}}}$

d) Uso de combustíveis fósseis nos transportes e em indústrias; naturais – atividade vulcânica.

6. 153 dm³.

7. $8,27 \times 10^{-3}$ mol.

8. a) Soluto, H₂SO₄; solvente, água.

b) (B) $\frac{0,95 \times 1840}{98,08}$

9. a) 0,154 mol/L.

b) (C) 2,4 L de solução, correspondente a cerca de 8,28 g de sódio.

10. a) $V_{\text{álcool}} = 0,107 \times V_{\text{vinho}}$. b) 0,9857 g/mL.

c) 8,6%. d) 0,085 g/mL.

Ficha 6 – Transformações químicas

Domínio 2: Propriedades e transformações da matéria

1. a) A combustão do metano inicia-se com a rutura das ligações químicas nos reagentes, CH_4 e O_2 , num processo endoenergético que corresponde à atomização dos reagentes. Segue-se a formação de novas substâncias, os produtos da reação, CO_2 e H_2O , que decorre do rearranjo dos átomos de C, O e H. Como são o resultado da formação de novas ligações, este é um processo exoenergético. Como a energia libertada na formação de novas ligações é superior à energia absorvida na rutura de ligações, a combustão do metano ocorre com libertação de energia.

b) A entalpia dos produtos é inferior à entalpia dos reagentes e, por isso, a variação de entalpia é negativa.

2. (A) endotérmica, e se o sistema não fosse isolado ocorreria transferência de energia do exterior para o sistema.

3. a) A energia do produto (aproximadamente 280 kcal) é inferior à energia dos reagentes (aproximadamente 340 kcal) o que significa que houve libertação de energia pelo sistema reacional concluindo-se, por isso, que a reação que ocorreu é exoenergética.

b) -3 kcal/s. **c)** Positivo.

d) A soma das energias de ligação no produto C é superior à soma das energias de ligação nos reagentes A e B.

4. a) (D) exoenergético e a rutura da ligação N-N é um processo endoenergético.

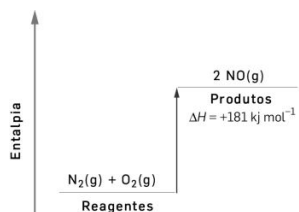
b) (B) $E_{\text{NN}} + 3E_{\text{HH}} - 6E_{\text{NH}}$.

c) (D) exotérmico, ocorrendo com libertação de energia.

d) Variação de entalpia.

5. a) (C) libertação de 44 kJ de energia a mais relativamente à formação da mesma quantidade de água gasosa.

b) $\Delta H = 242$ kJ/mol, um valor positivo e, por isso, trata-se de uma transformação endotérmica.



6. a)

b) 628 kJ/mol.

c) -181 kJ/mol.

7. a) $\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{O}(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$ **b) (C)** $2,5 \times 10^{-18}$ J.

c) Fotoionização.

d) As reações fotoquímicas podem ser de dissociação:

$\text{N}_2 \rightarrow 2\text{N}$, $\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}$ e $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}$ ou de ionização:

$\text{N}_2 \rightarrow \text{N}_2^+ + \text{e}^-$; $\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2^+ + \text{e}^-$. As moléculas de N_2 podem sofrer fotodissociação, atomização por ação da luz, necessitando, para o efeito, de absorver radiação mais energética que as de O_2 e de O_3 sendo, por isso, mais estáveis do que estas. Esta estabilidade resulta diretamente da força da ligação entre os respetivos átomos: a ligação em N_2 é mais forte que em O_2 e em O_3 (tripla em N_2 - 6 pares de eletrões ligantes, dupla em O_2 - 2 pares de eletrões ligantes e, 1,5 pares de eletrões ligantes, em média, por cada ligação OO em O_3), sendo a energia de ligação superior para N_2 . N_2 também pode sofrer fotoionização, ionização por ação da luz ($\text{N}_2 \rightarrow \text{N}_2^+ + \text{e}^-$), necessitando para o efeito de absorver radiação mais energética que O_2 o que também significa que N_2 são

moléculas mais estáveis que as de O_2 (o que se relaciona com os eletrões de valência na molécula: os eletrões mais energéticos em N_2 ocuparão níveis de menor energia que os de O_2).

8. a) (D) $3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}_3$

b) Na estratosfera ocorrem simultaneamente as dissociações de O_2 e de O_3 , respetivamente, $\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}$ e $\text{O}_3 \rightarrow \text{O} + \text{O}_2$. A dissociação de O_2 ocorre com absorção de radiação mais energética, UV-C, e a de O_3 envolve radiação de menor energia, UV-B. Sendo estas radiações absorvidas na estratosfera tal significa que esta camada é opaca a estas radiações sendo, por isso, considerada um filtro dessas mesmas radiações.

c) Radical livre é a designação de espécies químicas que, por possuírem eletrões desemparelhados, são muito reativas. A distribuição eletrónica dos átomos de oxigénio revela a existência de (dois) eletrões desemparelhados (em orbitais p), $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ e, por isso, prevê-se que os átomos de oxigénio sejam muito reativos. Conclui-se, então, que a afirmação é verdadeira.

9. (C) troposfera, onde atua como poluente.

10. a) (C) e carbono, mais estáveis na troposfera que CH_3CCl_3 .

b) Por serem muito estáveis na troposfera, moléculas da CFC_2 atingem a estratosfera onde, por ação da radiação ultravioleta, têm grande probabilidade de originar dois radicais livres, CFC_2 e $\text{C}\dot{\text{C}}$, devido à rutura de ligações CCl . A formação destes radicais livres resulta, assim, de uma reação fotoquímica.

c) O CFC_2 origina radicais livres $\text{C}\dot{\text{C}}$: os quais, por serem muito reativos, reagem com ozono, O_3 , de acordo com a equação (1) dando origem a outro radical livre $\text{C}\dot{\text{C}}\text{O}$. Este radical, por sua vez, reage também com outra molécula de ozono originando outro $\text{C}\dot{\text{C}}$; equação (2). Como se verifica, ambos os processos representados, (1) e (2), correspondem ao consumo de ozono o que significa que o CFC_2 (um CFC) conduz à diminuição do ozono estratosférico (diminuição de duas moléculas de ozono por cada radical livre $\text{C}\dot{\text{C}}$ formado a partir de CFC_2).

Ficha global

Domínio 1: Elementos químicos e sua organização.

Domínio 2: Propriedades e transformações da matéria

1. a) Relação de proporcionalidade direta.

b) $6,0 \times 10^{23}$ átomos mol^{-1}

2. a) 1/2. **b)** $5,6 \times 10^{-3}$ m^3 . **c)** 50%. **d)** $1,7$ g dm^{-3} .

3. a) Nos átomos podem ocorrer transições eletrónicas por absorção de energia (excitação) e por libertação de energia (desexcitação). O espetro revela que a energia do eletrão no átomo está quantizada (admite valores de energia bem definidos).

b) Três conjuntos diferenciados de riscas bem definidas (sobre um fundo preto) em três zonas do espetro eletromagnético na seguinte sequência: infravermelho, visível e ultravioleta. Em cada conjunto, as riscas vão ficando cada vez menos espaçadas, à medida que se aproxima a transição para o conjunto seguinte.

c) Falsa.

4. a) (B) sódio, alumínio ou cloro.

b) Na , $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$.

c) Átomo no estado de menor energia.

5. a) (D) 20 e os iões são dipositivos.

b) Podem haver até 6 eletrões no subnível p . De acordo com o Princípio de Exclusão de Pauli, cada orbital só pode ser ocupada, no máximo, por dois eletrões o que significa que existem $6 \div 2$ (ou seja, 3) orbitais tipo p .

6. **(C)** período devido ao efeito predominante do aumento da carga nuclear.

7. **a)** 1-b-C; 2-c-A; 3-b-B; 4-a-A **b) (C)** HI, HBr, HCl.

c) Apolar. **d)** 562 kJ.

8. **a) (D)** polar, de geometria linear, e a ligação intermolecular é mais fraca que a ligação interatômica.

b) (D) ligações de hidrogénio e forças de van der Waals entre moléculas polares e forças de London.

c) Não são miscíveis.

9. **a)** Amina, aldeído, álcool, ácido carboxílico.

b) 24.

c) 2 elétrões localizados no átomo de nitrogénio.

10. **a)** 6,3 mL.

b) (B) Pipeta graduada. Deverá ter uma capacidade de 10 mL.