

EXAME NACIONAL DO ENSINO SECUNDÁRIO

12.º Ano de Escolaridade — Via de Ensino
(1.º e 5.º cursos)

Duração da prova: 120 minutos
2002

2.ª FASE

PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

- Apresente todos os cálculos que efectuar.
- Se a resolução de um item apresentar erros nos resultados das operações matemáticas, será atribuída a penalização de um ponto na cotação total do item.
- A ausência de unidades ou a indicação de unidades incorrectas, no resultado final, terá a penalização de um ponto.

V.S.F.F.

242/1

1. A equação geral que permite determinar as frequências das radiações emitidas por átomos de hidrogénio excitados (expressão de Balmer-Rydberg) é:

$$\nu = \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \times 3,29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

- 1.1. De entre os pares ordenados de valores (n_1 , n_2) que se seguem, indique apenas os dois que correspondem à emissão de uma radiação visível:

A ... (2, 3) **B** ... (3, 2) **C** ... (4, 2) **D** ... (2, 4)

- 1.2. Utilizando a expressão de Balmer-Rydberg, determine:

1.2.1. a frequência da 2.^a risca do visível no espectro de emissão do átomo de hidrogénio.

1.2.2. a energia de ionização do hidrogénio, em kJ mol^{-1} .

$$h \text{ (constante de Planck)} = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$N_A \text{ (constante de Avogadro)} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

n = número quântico principal

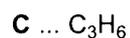
2. Considere a Tabela 1 onde estão indicadas as configurações electrónicas de valência de quatro elementos, no estado de menor energia, representados pelas letras **A**, **B**, **C** e **D** (estas letras não são os símbolos químicos destes elementos).

Tabela 1

Elemento	Configuração electrónica de valência
A	$2s^1$
B	$3s^2 3p^3$
C	$2s^2 2p^4$
D	$2s^2 2p^5$

- 2.1. Indique o número atómico do elemento representado pela letra **A**.
- 2.2. Indique o Grupo, o Período e o Bloco da Tabela Periódica a que pertence o elemento representado pela letra **B**.
- 2.3. Qual o tipo de ligação química predominante entre os átomos dos elementos representados pelas letras **C** e **D**? Justifique, com base na electronegatividade desses elementos.
- 2.4. Indicando os respectivos iões, escreva a fórmula química da espécie formada pelos átomos dos elementos representados pelas letras **A** e **C**.

3. Considere os compostos representados pelas seguintes fórmulas químicas:



3.1. Escreva o nome dos compostos **A** e **C**.

3.2. Com base na teoria das orbitais moleculares (TOM), represente a fórmula de estrutura do composto **B**.

3.3. Determine o valor da massa volúmica (em g dm⁻³) do gás representado por **C**, à temperatura de 0 °C e à pressão de 225 mm Hg.

3.4. Indique o tipo de ligação intermolecular predominante entre as moléculas do composto **A**.



$$A_r(\text{H}) = 1,00$$

$$A_r(\text{C}) = 12,0$$

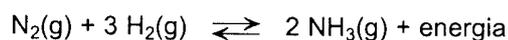
$$R \text{ (constante dos gases ideais)} = 0,082 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

V.S.F.F.

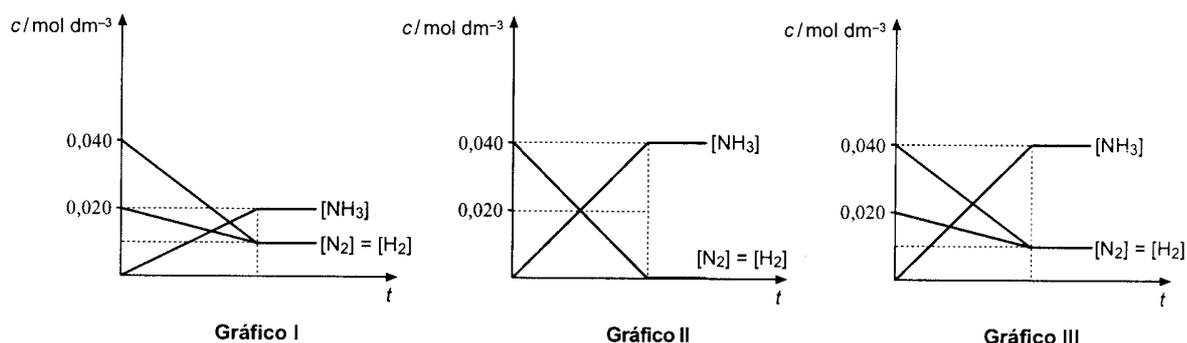
242/3

4. Num recipiente fechado de 1,0 L de capacidade, introduzem-se 0,020 mol de azoto (N_2) e 0,040 mol de hidrogénio (H_2), que reagem de acordo com a seguinte equação química:



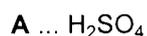
A uma determinada temperatura T , estabelece-se um equilíbrio químico em que a quantidade de hidrogénio presente é 0,010 mol.

- 4.1. De entre os **Gráficos I, II e III**, seleccione o que corresponde à situação descrita.



- 4.2. Determine, à temperatura T , o valor da constante de equilíbrio, K_c .
- 4.3. Uma vez estabelecido o equilíbrio, que alteração ocorre na quantidade de NH_3 (*aumenta*, *diminui*, *não varia*) em cada uma das seguintes situações? Justifique.
- 4.3.1. Aumento da temperatura, mantendo a pressão constante (por aumento da capacidade do recipiente).
- 4.3.2. Aumento da pressão (por diminuição da capacidade do recipiente), mantendo a temperatura constante.

5. Considere as seguintes espécies químicas:



5.1. Tendo em conta o conceito de par ácido-base conjugados, indique qual é:

5.1.1. a base conjugada da espécie C.

5.1.2. o ácido conjugado da espécie B.

5.2. A reacção entre as espécies A e D é traduzida pela equação química:



A $20,0 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa de H_2SO_4 de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, adicionaram-se $30,0 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa de NaOH de concentração $0,20 \text{ mol dm}^{-3}$.

5.2.1. Determine a quantidade do reagente que não reagiu.

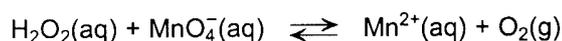
5.2.2. Indique o carácter (*ácido, alcalino, neutro*) da solução resultante.

(se não resolveu 5.2.1., considere que o reagente limitante é H_2SO_4)

5.3. Se, à temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$, a proporção entre as espécies reagentes, na equação química referida em 5.2., for de 1 mol de ácido para 2 mol de base, qual dos indicadores referidos abaixo melhor evidenciará o final da reacção?

Indicador	Zona de viragem
Vermelho de metilo	4,2 – 6,3
Azul de bromotimol	6,0 – 7,6
Fenolftaleína	8,3 – 10,0

6. A água oxigenada, H_2O_2 , é normalmente utilizada como oxidante. No entanto, ao reagir com o ião permanganato, $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$, em meio ácido, comporta-se como agente redutor, de acordo com a seguinte equação química (não acertada):



6.1. Proceda ao acerto desta equação química, indicando as semi-equações de redução e de oxidação.

6.2. Com base na variação do número de oxidação do oxigénio, mostre que H_2O_2 é a espécie redutora.

6.3. Sabendo que, à temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$, esta reacção é muito extensa no sentido directo, qual dos pares oxidante-redutor conjugados, ($\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$) e ($\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$) terá maior potencial normal de eléctrodo, E^0 ?

FIM

V.S.F.F.

242/5

COTAÇÕES

1.	32 pontos
1.1.	8 pontos
1.2.	24 pontos
1.2.1.	8 pontos
1.2.2.	16 pontos
2.	34 pontos
2.1.	4 pontos
2.2.	12 pontos
2.3.	10 pontos
2.4.	8 pontos
3.	34 pontos
3.1.	6 pontos
3.2.	14 pontos
3.3.	12 pontos
3.4.	2 pontos
4.	34 pontos
4.1.	6 pontos
4.2.	14 pontos
4.3.	14 pontos
4.3.1.	7 pontos
4.3.2.	7 pontos
5.	34 pontos
5.1.	8 pontos
5.1.1.	4 pontos
5.1.2.	4 pontos
5.2.	20 pontos
5.2.1.	16 pontos
5.2.2.	4 pontos
5.3.	6 pontos
6.	32 pontos
6.1.	18 pontos
6.2.	8 pontos
6.3.	6 pontos
TOTAL		200 pontos

EXAME NACIONAL DO ENSINO SECUNDÁRIO

12.º Ano de Escolaridade — Via de Ensino
(1.º e 5.º cursos)

Duração da prova: 120 minutos
2002

2.ª FASE

PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

COTAÇÕES

1.		32 pontos
1.1.	8 pontos	
1.2.	24 pontos	
1.2.1.	8 pontos	
1.2.2.	16 pontos	
2.		34 pontos
2.1.	4 pontos	
2.2.	12 pontos	
2.3.	10 pontos	
2.4.	8 pontos	
3.		34 pontos
3.1.	6 pontos	
3.2.	14 pontos	
3.3.	12 pontos	
3.4.	2 pontos	
4.		34 pontos
4.1.	6 pontos	
4.2.	14 pontos	
4.3.	14 pontos	
4.3.1.	7 pontos	
4.3.2.	7 pontos	
5.		34 pontos
5.1.	8 pontos	
5.1.1.	4 pontos	
5.1.2.	4 pontos	
5.2.	20 pontos	
5.2.1.	16 pontos	
5.2.2.	4 pontos	
5.3.	6 pontos	
6.		32 pontos
6.1.	18 pontos	
6.2.	8 pontos	
6.3.	6 pontos	
TOTAL			200 pontos

V.S.F.F.

242/C/1

CRITÉRIOS DE CLASSIFICAÇÃO

Critérios Gerais

- A sequência de resolução apresentada para cada item deve ser interpretada como uma das sequências possíveis. Deverá ser atribuída a mesma cotação se, em alternativa, for apresentada outra, igualmente correcta.
- As cotações parcelares só deverão ser tomadas em consideração quando a resolução não estiver totalmente correcta.
- Se a resolução de um item apresentar erro exclusivamente imputável à resolução numérica do item anterior, deverá atribuir-se ao item em questão a cotação integral.
- A ausência de unidades ou a indicação de unidades incorrectas, no resultado final, terá a penalização de um ponto.
- Se a resolução de um item apresentar erro(s) nos resultados das operações matemáticas, deverá descontar-se um ponto na cotação total do item.

Critérios Específicos

1. 32 pontos

1.1. A e D(4 + 4) 8 pontos

- Se o examinando indicar mais do que duas opções, atribuir cotação zero.

1.2. 24 pontos

1.2.1. 8 pontos

$n_1 = 2$ e $n_2 = 4$ (2 + 2) 4 pontos

$$v = \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16} \right) \times 3,29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} =$$

$$= 6,17 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \dots\dots\dots 4 \text{ pontos}$$

1.2.2. 16 pontos

$n_1 = 1$ e $n_2 = \infty$ (2 + 2) 4 pontos

$v = 3,29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ 4 pontos

$E = h v$ 2 pontos

$$E = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,29 \times 10^{15} \text{ J} =$$

$$= 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \dots\dots\dots 3 \text{ pontos}$$

Conversão para kJ mol^{-1}

$$E = 2,18 \times 10^{-21} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ kJ mol}^{-1} =$$

$$= 1,31 \times 10^3 \text{ kJ mol}^{-1} \dots\dots\dots 3 \text{ pontos}$$

2. 34 pontos

2.1. $Z = 3$ 4 pontos

A transportar 66 pontos

Transporte 66 pontos

2.2. Grupo 15 (ou 5A), 3.º Período, Bloco p (4 + 4 + 4) 12 pontos

2.3. 10 pontos

Ligação covalente 4 pontos

Justificação 6 pontos

Os elementos **C** e **D** têm valores próximos de electronegatividade.

2.4. 8 pontos

Iões **A⁺** e **C²⁻** (2 + 2) 4 pontos

A₂C 4 pontos

3. 34 pontos

3.1. 6 pontos

A – Metano 3 pontos

C – Propeno (ou ciclopropano) 3 pontos

3.2. 14 pontos

Electrões de valência = 20 2 pontos

Orbitais moleculares de valência = 12 2 pontos

Electrões ligantes = 12 2 pontos

Electrões antiligantes = 8 2 pontos

Ordem de ligação = 2 2 pontos

Fórmula de estrutura: $|\overline{\text{C}}\ell - \overline{\text{O}} - \overline{\text{C}}\ell|$ 4 pontos

• A ausência de um ou mais traços indicativos de pares não ligantes, terá a penalização de 2 pontos.

3.3. 12 pontos

$pV = nRT$ 1 ponto

$T = 273 \text{ K}$ 1 ponto

$p = \frac{225}{760} \text{ atm} = 0,296 \text{ atm}$ 1 ponto

$n = \frac{0,296 \times 1,00}{0,082 \times 273} \text{ mol} = 0,0132 \text{ mol}$ 2 pontos

$M(\text{C}_3\text{H}_6) = 42,0 \text{ g mol}^{-1}$ 2 pontos

$M = \frac{m}{n}$ 1 ponto

$m = 0,0132 \times 42,0 \text{ g} = 0,554 \text{ g}$ 2 pontos

$\rho = 0,554 \text{ g dm}^{-3}$ 2 pontos

3.4. Forças de dispersão de London (ou interacções
dípolo instantâneo-dípolo induzido) 2 pontos

A transportar 100 pontos

V.S.F.F.

242/C/3

Transporte 100 pontos

4. 34 pontos

4.1. Gráfico I 6 pontos

4.2. 14 pontos

$[N_2]_i = 0,020 \text{ mol dm}^{-3}$; $[H_2]_i = 0,040 \text{ mol dm}^{-3}$;
 $[NH_3]_i = 0 \text{ mol dm}^{-3}$ (1 + 1 + 1) 3 pontos

$[N_2]_e = 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$; $[H_2]_e = 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$;
 $[NH_3]_e = 0,020 \text{ mol dm}^{-3}$ (2 + 2 + 2) 6 pontos

$K_c = \frac{[NH_3]_e^2}{[N_2]_e \times [H_2]_e^3}$ 3 pontos

$K_c = 4,0 \times 10^4$ 2 pontos

4.3. 14 pontos

4.3.1. 7 pontos

Diminui 3 pontos

Justificação 4 pontos

Aumento de temperatura \Rightarrow equilíbrio
evolui no sentido inverso.

4.3.2. 7 pontos

Aumenta 3 pontos

Justificação 4 pontos

Aumento da pressão \Rightarrow equilíbrio
evolui no sentido directo.

5. 34 pontos

5.1. 8 pontos

5.1.1. NH_3 4 pontos

5.1.2. H_2S 4 pontos

5.2. 20 pontos

5.2.1. 16 pontos

$n(H_2SO_4) = 0,0200 \times 0,10 \text{ mol} =$
 $= 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ 3 pontos

$n(NaOH) = 0,0300 \times 0,20 \text{ mol} =$
 $= 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ 3 pontos

Reagente limitante : H_2SO_4 4 pontos

1 mol H_2SO_4 : 2 mol NaOH 2 pontos

$n(NaOH)$ que reage = $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$... 2 pontos

$n(NaOH)$ em excesso = $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.. 2 pontos

5.2.2. Alcalino 4 pontos

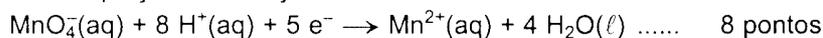
5.3. Azul de bromotimol 6 pontos

A transportar 168 pontos

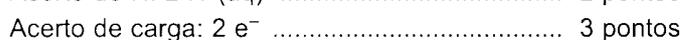
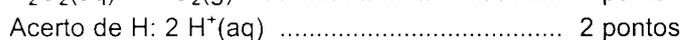
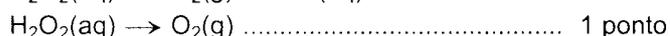
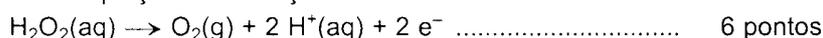
6. 32 pontos

6.1. 18 pontos

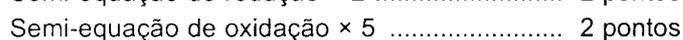
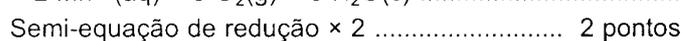
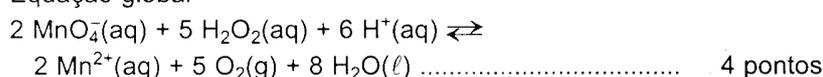
Semi-equação de redução



Semi-equação de oxidação



Equação global

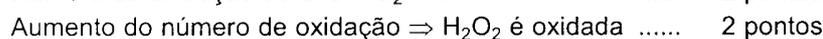
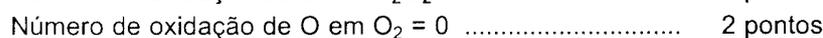
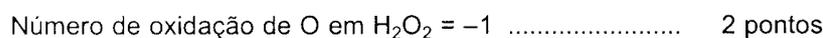


• Não deverá ser penalizada a ausência e/ou incorrecção de um ou mais estados físicos.

• Não deverá ser penalizada a utilização de \rightarrow em vez de \rightleftharpoons .

• Atribuir cotação zero a equações estequiometricamente erradas.

6.2. 8 pontos



6.3. $(\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq}))$ 6 pontos

TOTAL 200 pontos