

EXAME NACIONAL DO ENSINO SECUNDÁRIO

12.º Ano de Escolaridade (Decreto-Lei n.º 286/89, de 29 de Agosto)  
Cursos Gerais — Agrupamentos 1 e 2

Duração da prova: 120 minutos  
2002

2.ª FASE  
VERSÃO 1

PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

---

VERSÃO 1

Na sua folha de respostas, indique  
claramente a versão da prova.

A ausência desta indicação implicará a  
anulação de todo o GRUPO I.

V.S.F.F.

142.V1/1

---

A Prova é constituída por três Grupos, I, II e III.

- O Grupo I inclui 6 itens de resposta fechada.
- O Grupo II inclui 4 questões de resposta aberta, envolvendo cálculos e/ou pedidos de justificação.
- O Grupo III inclui 4 questões, em que 2 itens são de resposta fechada, relativas a uma actividade experimental.

Nas respostas aos itens do Grupo II serão aplicáveis as seguintes penalizações gerais:

- um ponto, nos itens em que ocorram erros nos resultados das operações matemáticas;
- um ponto, nos itens em que o resultado final não apresente unidades ou apresente unidades incorrectas.

I

- Escreva na sua folha de respostas a letra correspondente à alternativa correcta que seleccionar para cada item.
- A indicação de mais do que uma alternativa implica cotação nula para o item em que tal se verifique.
- Não apresente cálculos e/ou justificações.

1. A espectroscopia fotoelectrónica baseia-se no efeito fotoelétrico.

Relativamente a este efeito, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) Qualquer radiação produz efeito fotoelétrico desde que o tempo de incidência seja suficiente.
- (B) Quanto maior for o comprimento de onda da radiação incidente maior é o número de electrões ejectados.
- (C) Por acção de radiações, apenas os electrões de maior energia são ejectados.
- (D) A velocidade dos electrões ejectados por efeito fotoelétrico é tanto maior quanto menor for o comprimento de onda da radiação incidente.
- (E) A energia cinética dos electrões ejectados é função da intensidade das radiações e independente da respectiva frequência.

2. Uma orbital atómica é caracterizada por um conjunto de três números quânticos ( $n, \ell, m_\ell$ ).

Seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) Uma orbital do segundo nível de energia pode ser caracterizada pelo conjunto de números quânticos (2, 2, 1).
- (B) A orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (3, 0, 0) apresenta simetria esférica.
- (C) A orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (2, 1, 1) tem maior energia do que a orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (2, 1, -1).
- (D) Quando o número quântico de momento angular,  $\ell$ , é igual a 2, o número quântico magnético,  $m_\ell$ , pode assumir quatro valores.
- (E) A orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (3, 2, 1) pode conter no máximo 10 electrões.

V.S.F.F.

142.V1/3

3. Uma das teorias que permite interpretar uma ligação química considera a formação de orbitais moleculares a partir das orbitais atômicas dos átomos intervenientes.

Relativamente a esta teoria, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) A energia correspondente a uma orbital molecular é menor do que a energia correspondente às orbitais atômicas que a originam, em qualquer molécula diatómica.
  - (B) A ordem de uma ligação química é expressa pela diferença entre o número de electrões ligantes e o número de electrões antiligantes.
  - (C) A energia da ligação entre dois átomos do mesmo elemento não depende da molécula em que essa ligação ocorre.
  - (D) A energia e o comprimento de uma ligação são tanto maiores quanto maior for a ordem dessa ligação.
  - (E) Quando se forma uma molécula estável a partir de dois átomos, verifica-se uma diminuição da energia potencial do conjunto.
4. Numa mistura de hidrogénio,  $\text{H}_2(\text{g})$ , e hélio,  $\text{He}(\text{g})$ , a fracção molar do hélio é igual a  $\frac{1}{3}$ . A mistura é mantida a temperatura constante, num recipiente de capacidade variável.

Admitindo que esses gases se comportam como gases ideais, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) Nesta mistura, a massa do hidrogénio é duas vezes maior do que a massa do hélio.
- (B) Nesta mistura, a quantidade de átomos de hélio é igual à quantidade de átomos de hidrogénio.
- (C) Nesta mistura, a pressão parcial do hélio é igual a metade da pressão parcial do hidrogénio.
- (D) Se a capacidade do recipiente duplicar, as pressões parciais dos dois gases também duplicam.
- (E) Adicionando mais hélio à mistura, mantendo a temperatura e a capacidade constantes, a pressão parcial do hidrogénio diminui.

$$A_r(\text{H}) = 1,0$$

$$A_r(\text{He}) = 4,0$$

5. A temperatura de ebulição de uma solução é um exemplo de uma propriedade coligativa das soluções.

Considerando que o soluto não é volátil, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) O ponto de ebulição de um solvente puro é em geral mais elevado do que a temperatura de ebulição das soluções em que participa.
- (B) Aumentando a fracção molar do solvente, a temperatura de ebulição da solução também aumenta.
- (C) Quanto maior é a temperatura de ebulição de uma solução aquosa, menor é a sua temperatura de solidificação, à pressão atmosférica normal.
- (D) Para pressões atmosféricas inferiores a 1 atm, todas as soluções entram em ebulição a uma temperatura inferior a 100 °C, qualquer que seja o solvente.
- (E) Duas soluções aquosas com igual massa de soluto por quilograma de solvente entram em ebulição à mesma temperatura, desde que a pressão atmosférica seja a mesma nos dois casos.

6. Num sistema fechado ocorre a reacção química traduzida pela seguinte equação:



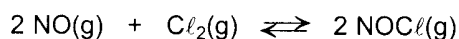
Sabendo que esta reacção se processa num recipiente de capacidade fixa e a temperatura constante, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) A reacção ocorre com realização de trabalho do sistema sobre o exterior.
- (B) No decorrer da reacção, a pressão total do sistema não varia.
- (C) No decorrer da reacção, o sistema transfere energia sob a forma de calor para o exterior.
- (D) No decorrer da reacção, a entropia do exterior diminui.
- (E) No decorrer da reacção, a energia interna do sistema mantém-se constante.

## II

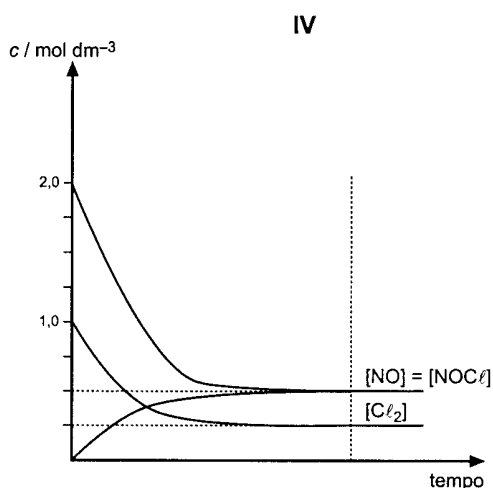
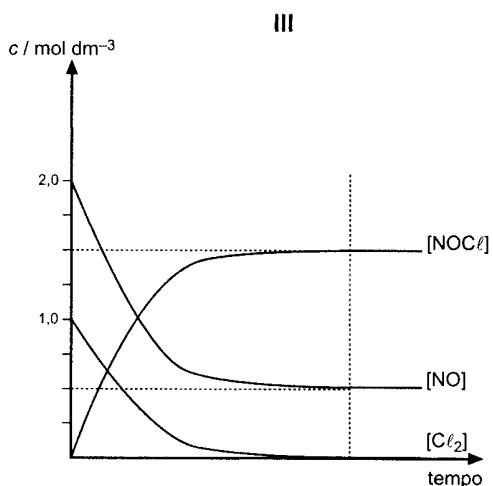
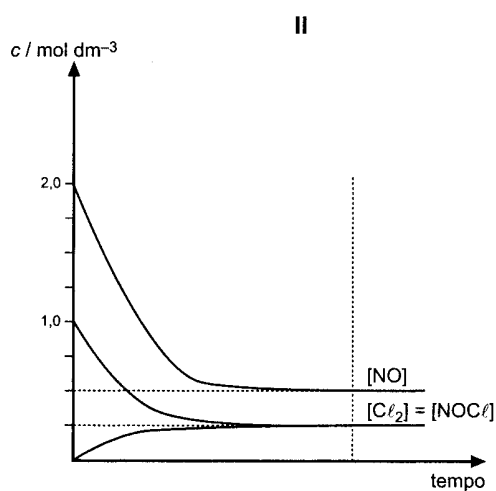
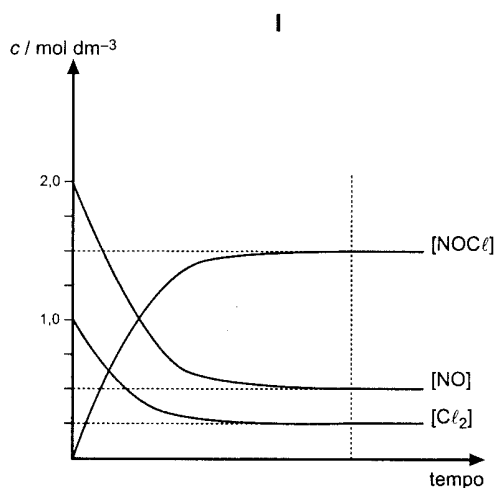
Apresente todos os cálculos que efectuar.

1. Num recipiente fechado com a capacidade fixa de  $1,0 \text{ dm}^3$ , em que previamente se fez o vácuo, introduzem-se  $2,0 \text{ mol}$  de monóxido de azoto,  $\text{NO}(\text{g})$ , e  $1,0 \text{ mol}$  de cloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .  
 Ao fim de um certo tempo, atinge-se, a determinada temperatura, o equilíbrio químico traduzido pela equação:



A essa temperatura, a quantidade de  $\text{NO}(\text{g})$  presente no equilíbrio é igual a  $0,50 \text{ mol}$ .

- 1.1. De entre os gráficos I, II, III e IV, que seguidamente se apresentam, selecione o que traduz a variação das concentrações com o tempo até se atingir o estado de equilíbrio referido.



- 1.2. Escreva a expressão da constante de equilíbrio,  $K_c$ , e determine o seu valor, à temperatura considerada.
- 1.3. Em cada uma das alterações ao sistema em equilíbrio, que seguidamente se descrevem, indique como varia (*aumenta, diminui, não se altera*) a quantidade de  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .
- 1.3.1. Introdução, no recipiente, de 2,0 mol de um gás inerte, mantendo a temperatura constante.
- 1.3.2. Introdução, no recipiente, de 1,0 mol de  $\text{NO}(\text{g})$ , mantendo a temperatura constante.
2. À temperatura de 25 °C, adiciona-se lentamente uma solução aquosa de carbonato de potássio,  $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ , a uma solução com iões chumbo,  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ , e iões prata,  $\text{Ag}^+(\text{aq})$ , com as concentrações  $[\text{Pb}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$  e  $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ .
- 2.1. Nessas condições, qual dos sais, carbonato de prata ou carbonato de chumbo, precipita em primeiro lugar? Justifique a sua resposta, apresentando todos os cálculos necessários.
- 2.2. Atendendo ao produto de solubilidade do carbonato de chumbo, determine a solubilidade em água deste sal, à temperatura de 25 °C (considere que os iões  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$  não participam em quaisquer outras reacções).
- 2.3. Em solução aquosa, os iões  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  combinam-se com iões cianeto,  $\text{CN}^-(\text{aq})$ , formando iões complexos dicianoargentato(I),  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ , muito estáveis.
- 2.3.1. Escreva a equação química que traduz a formação deste ião complexo.
- 2.3.2. Explique como varia a solubilidade do carbonato de prata quando a uma solução em equilíbrio com um precipitado deste sal se adiciona uma solução aquosa com iões cianeto.

$$K_s (\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 8,5 \times 10^{-12} \text{ (a 25 °C)}$$

$$K_s (\text{PbCO}_3) = 7,4 \times 10^{-14} \text{ (a 25 °C)}$$

3. Pretende-se confirmar a concentração  $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$  de uma solução aquosa de ácido metanóico,  $\text{HCOOH}(\text{aq})$ , titulando uma amostra de  $20,0 \text{ cm}^3$  desta solução com uma solução aquosa de hidróxido de potássio,  $\text{KOH}(\text{aq})$ , de concentração  $0,250 \text{ mol dm}^{-3}$ . A experiência realiza-se à temperatura de 25 °C.
- 3.1. Calcule o valor aproximado do pH da solução aquosa de ácido metanóico.
- 3.2. Verifique, através de cálculos, que se devem gastar  $16,0 \text{ cm}^3$  da solução aquosa de hidróxido de potássio, até se atingir o ponto de equivalência.
- 3.3. Determine a concentração da solução aquosa do sal,  $\text{KHCOO}(\text{aq})$ , que se obtém no ponto de equivalência desta titulação (considere os volumes aditivos).

$$K_a (\text{HCOOH}) = 1,8 \times 10^{-4} \text{ (a 25 °C)}$$

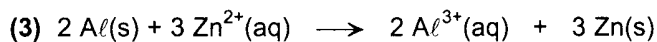
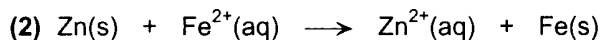
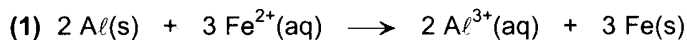
$$2,2 \approx -\log (6,0 \times 10^{-3})$$

V.S.F.F.

142.V1/7

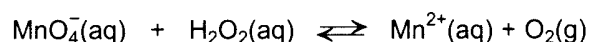
4. A série electroquímica é uma tabela com os valores dos potenciais de redução padrão,  $E^0$ , para várias espécies químicas.

4.1. Considere as reacções (1), (2) e (3), que seguidamente se indicam, e que são espontâneas e extensas nas condições padrão:



Qual dos três metais,  $Al(s)$ ,  $Fe(s)$  e  $Zn(s)$ , tem maior poder redutor e qual tem menor poder redutor? Justifique.

4.2. A reacção entre o ião permanganato,  $MnO_4^-(aq)$ , e a água oxigenada,  $H_2O_2(aq)$ , em meio ácido, é frequentemente utilizada para preparar oxigénio,  $O_2(g)$ , de acordo com a equação química (não acertada):



4.2.1. Com base nos valores dos potenciais de redução padrão, mostre que esta reacção é espontânea no sentido directo, nas condições padrão.

4.2.2. Escreva, devidamente acertada, a semi-equação da reacção de redução.

$$E^0 (MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)) = +1,51 V$$

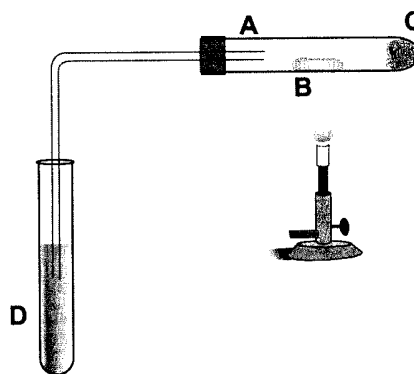
$$E^0 (O_2(g) / H_2O_2(aq)) = +0,68 V$$

### III

No laboratório, pode utilizar-se o etanol,  $CH_3CH_2OH(l)$ , para preparar o eteno,  $C_2H_4(g)$ , usando uma montagem como a que está representada ao lado (em que se omitiram os suportes, por motivos de simplificação).

Em **C** coloca-se um pouco de lã de vidro embebida em etanol, enquanto que em **B** se coloca um sólido (por exemplo,  $Al_2O_3$ ) que funciona como catalisador da reacção.

Em **A**, e enquanto o tubo não aquece muito, formam-se algumas gotas de um líquido, que é um dos produtos da reacção.



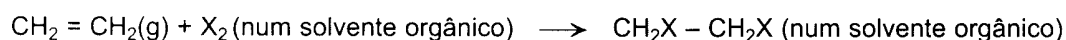
1. Qual é o produto da reacção que, no início, condensa em **A**?



2. A geometria molecular do eteno permite concluir que as suas moléculas são apolares. Qual é o tipo predominante de ligação que se estabelece entre as moléculas de eteno e as moléculas de água?

Selecione a alternativa correcta:

- (A) Dipolo permanente – dipolo permanente.  
(B) Dipolo permanente – dipolo induzido.  
(C) Dipolo instantâneo – dipolo induzido.  
(D) Ligações (ou pontes) de hidrogénio.
3. Em D encontra-se uma solução de cor castanho-avermelhada de um halogéneo num solvente orgânico. A mudança de cor desta solução permite evidenciar a presença do eteno, de acordo com a seguinte reacção:



- 3.1. Qual é o elemento representado pela letra X na equação?

- 3.2. Selecione a alternativa que permite completar correctamente a seguinte frase:

«A reacção de identificação do eteno é uma reacção de...

- (A) ... condensação.»  
(B) ... substituição.»  
(C) ... adição.»  
(D) ... esterificação.»
4. O eteno e o composto cuja fórmula é  $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3$  são hidrocarbonetos da família dos alcenos.
- 4.1. Indique o nome deste composto.
- 4.2. Este composto apresenta isomeria *cis-trans*. Escreva as fórmulas desses dois isómeros, atribuindo a designação *cis* ou *trans* a cada um deles.

**FIM**

V.S.F.F.

142.V1/9

---

## COTAÇÕES

	<b>I</b> .....	<b>60 pontos</b>
1.	.....	<b>10 pontos</b>
2.	.....	<b>10 pontos</b>
3.	.....	<b>10 pontos</b>
4.	.....	<b>10 pontos</b>
5.	.....	<b>10 pontos</b>
6.	.....	<b>10 pontos</b>

	<b>II</b> .....	<b>110 pontos</b>
1.	.....	<b>25 pontos</b>
1.1.	..... 4 pontos	
1.2.	..... 13 pontos	
1.3.	..... 8 pontos	
1.3.1.	..... 4 pontos	
1.3.2.	..... 4 pontos	
2.	.....	<b>31 pontos</b>
2.1.	..... 14 pontos	
2.2.	..... 6 pontos	
2.3.	..... 11 pontos	
2.3.1.	..... 5 pontos	
2.3.2.	..... 6 pontos	
3.	.....	<b>26 pontos</b>
3.1.	..... 12 pontos	
3.2.	..... 6 pontos	
3.3.	..... 8 pontos	
4.	.....	<b>28 pontos</b>
4.1.	..... 10 pontos	
4.2.	..... 18 pontos	
4.2.1.	..... 8 pontos	
4.2.2.	..... 10 pontos	

	<b>III</b> .....	<b>30 pontos</b>
1.	.....	<b>4 pontos</b>
2.	.....	<b>6 pontos</b>
3.	.....	<b>10 pontos</b>
3.1.	..... 4 pontos	
3.2.	..... 6 pontos	
4.	.....	<b>10 pontos</b>
4.1.	..... 2 pontos	
4.2.	..... 8 pontos	

---

**TOTAL** ..... **200 pontos**

EXAME NACIONAL DO ENSINO SECUNDÁRIO

12.º Ano de Escolaridade (Decreto-Lei n.º 286/89, de 29 de Agosto)  
Cursos Gerais — Agrupamentos 1 e 2

Duração da prova: 120 minutos  
2002

2.ª FASE  
VERSÃO 2

PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

---

VERSÃO 2

Na sua folha de respostas, indique claramente a versão da prova.

A ausência desta indicação implicará a anulação de todo o GRUPO I.

A Prova é constituída por três Grupos, I, II e III.

- O Grupo I inclui 6 itens de resposta fechada.
- O Grupo II inclui 4 questões de resposta aberta, envolvendo cálculos e/ou pedidos de justificação.
- O Grupo III inclui 4 questões, em que 2 itens são de resposta fechada, relativas a uma actividade experimental.

Nas respostas aos itens do Grupo II serão aplicáveis as seguintes penalizações gerais:

- um ponto, nos itens em que ocorram erros nos resultados das operações matemáticas;
- um ponto, nos itens em que o resultado final não apresente unidades ou apresente unidades incorrectas.

- Escreva na sua folha de respostas a letra correspondente à alternativa correcta que seleccionar para cada item.
- A indicação de mais do que uma alternativa implica cotação nula para o item em que tal se verifique.
- Não apresente cálculos e/ou justificações.

1. A espectroscopia fotoelectrónica baseia-se no efeito fotoeléctrico.

Relativamente a este efeito, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) A energia cinética dos electrões ejectados é função da intensidade das radiações e independente da respectiva frequência.
- (B) A velocidade dos electrões ejectados por efeito fotoeléctrico é tanto maior quanto menor for o comprimento de onda da radiação incidente.
- (C) Por acção de radiações, apenas os electrões de maior energia são ejectados.
- (D) Qualquer radiação produz efeito fotoeléctrico desde que o tempo de incidência seja suficiente.
- (E) Quanto maior for o comprimento de onda da radiação incidente maior é o número de electrões ejectados.

2. Uma orbital atómica é caracterizada por um conjunto de três números quânticos ( $n, \ell, m_\ell$ ).

Selecione a afirmação verdadeira.

- (A) A orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (3, 2, 1) pode conter no máximo 10 electrões.
- (B) A orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (2, 1, 1) tem maior energia do que a orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (2, 1, -1).
- (C) A orbital caracterizada pelo conjunto de números quânticos (3, 0, 0) apresenta simetria esférica.
- (D) Uma orbital do segundo nível de energia pode ser caracterizada pelo conjunto de números quânticos (2, 2, 1).
- (E) Quando o número quântico de momento angular,  $\ell$ , é igual a 2, o número quântico magnético,  $m_\ell$ , pode assumir quatro valores.

3. Uma das teorias que permite interpretar uma ligação química considera a formação de orbitais moleculares a partir das orbitais atómicas dos átomos intervenientes.

Relativamente a esta teoria, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) A ordem de uma ligação química é expressa pela diferença entre o número de electrões ligantes e o número de electrões antiligantes.
  - (B) A energia e o comprimento de uma ligação são tanto maiores quanto maior for a ordem dessa ligação.
  - (C) A energia da ligação entre dois átomos do mesmo elemento não depende da molécula em que essa ligação ocorre.
  - (D) Quando se forma uma molécula estável a partir de dois átomos, verifica-se uma diminuição da energia potencial do conjunto.
  - (E) A energia correspondente a uma orbital molecular é menor do que a energia correspondente às orbitais atómicas que a originam, em qualquer molécula diatómica.
4. Numa mistura de hidrogénio,  $\text{H}_2(\text{g})$ , e hélio,  $\text{He}(\text{g})$ , a fracção molar do hélio é igual a  $\frac{1}{3}$ . A mistura é mantida a temperatura constante, num recipiente de capacidade variável.

Admitindo que esses gases se comportam como gases ideais, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) Se a capacidade do recipiente duplicar, as pressões parciais dos dois gases também duplicam.
- (B) Nesta mistura, a pressão parcial do hélio é igual a metade da pressão parcial do hidrogénio.
- (C) Nesta mistura, a massa do hidrogénio é duas vezes maior do que a massa do hélio.
- (D) Adicionando mais hélio à mistura, mantendo a temperatura e a capacidade constantes, a pressão parcial do hidrogénio diminui.
- (E) Nesta mistura, a quantidade de átomos de hélio é igual à quantidade de átomos de hidrogénio.

$$A_r(\text{H}) = 1,0$$

$$A_r(\text{He}) = 4,0$$

5. A temperatura de ebulição de uma solução é um exemplo de uma propriedade coligativa das soluções.

Considerando que o soluto não é volátil, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) Para pressões atmosféricas inferiores a 1 atm, todas as soluções entram em ebulição a uma temperatura inferior a 100 °C, qualquer que seja o solvente.
- (B) Duas soluções aquosas com igual massa de soluto por quilograma de solvente entram em ebulição à mesma temperatura, desde que a pressão atmosférica seja a mesma nos dois casos.
- (C) Quanto maior é a temperatura de ebulição de uma solução aquosa, menor é a sua temperatura de solidificação, à pressão atmosférica normal.
- (D) O ponto de ebulição de um solvente puro é em geral mais elevado do que a temperatura de ebulição das soluções em que participa.
- (E) Aumentando a fracção molar do solvente, a temperatura de ebulição da solução também aumenta.

6. Num sistema fechado ocorre a reacção química traduzida pela seguinte equação:



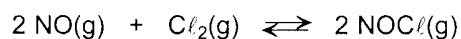
Sabendo que esta reacção se processa num recipiente de capacidade fixa e a temperatura constante, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) No decorrer da reacção, a energia interna do sistema mantém-se constante.
- (B) No decorrer da reacção, a entropia do exterior diminui.
- (C) No decorrer da reacção, a pressão total do sistema não varia.
- (D) A reacção ocorre com realização de trabalho do sistema sobre o exterior.
- (E) No decorrer da reacção, o sistema transfere energia sob a forma de calor para o exterior.

II

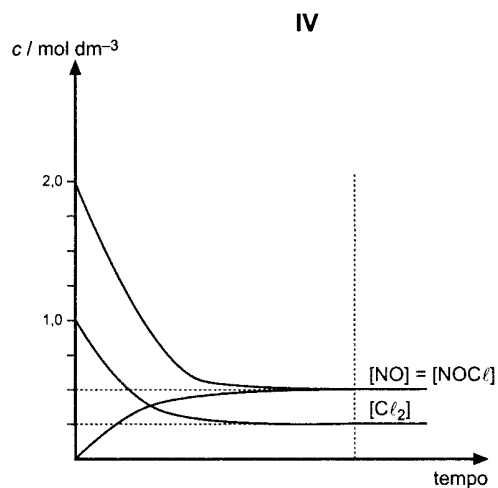
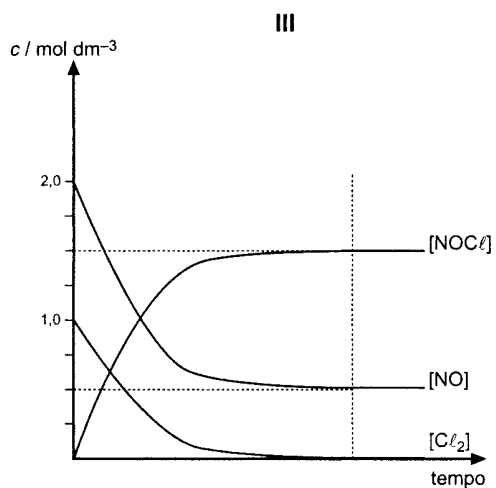
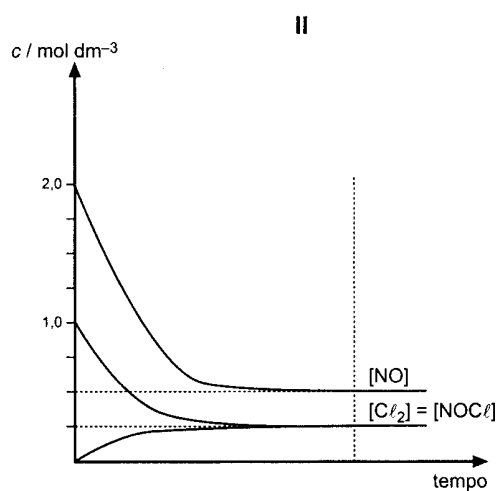
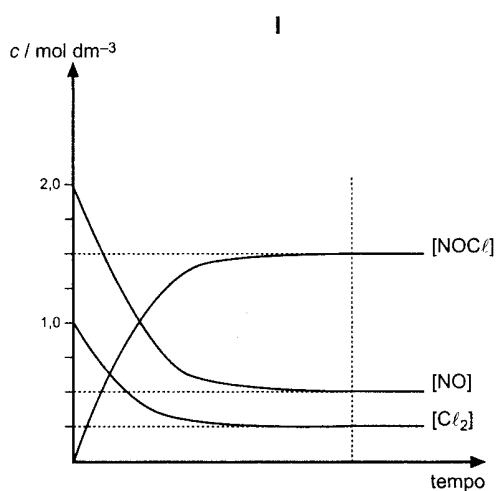
Apresente todos os cálculos que efectuar.

1. Num recipiente fechado com a capacidade fixa de  $1,0 \text{ dm}^3$ , em que previamente se fez o vácuo, introduzem-se  $2,0 \text{ mol}$  de monóxido de azoto,  $\text{NO}(\text{g})$ , e  $1,0 \text{ mol}$  de cloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ . Ao fim de um certo tempo, atinge-se, a determinada temperatura, o equilíbrio químico traduzido pela equação:



A essa temperatura, a quantidade de  $\text{NO}(\text{g})$  presente no equilíbrio é igual a  $0,50 \text{ mol}$ .

- 1.1. De entre os gráficos I, II, III e IV, que seguidamente se apresentam, seleccione o que traduz a variação das concentrações com o tempo até se atingir o estado de equilíbrio referido.





- 1.2. Escreva a expressão da constante de equilíbrio,  $K_c$ , e determine o seu valor, à temperatura considerada.
- 1.3. Em cada uma das alterações ao sistema em equilíbrio, que seguidamente se descrevem, indique como varia (*umenta, diminui, não se altera*) a quantidade de  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .
- 1.3.1. Introdução, no recipiente, de 2,0 mol de um gás inerte, mantendo a temperatura constante.
- 1.3.2. Introdução, no recipiente, de 1,0 mol de  $\text{NO}(\text{g})$ , mantendo a temperatura constante.
2. À temperatura de 25 °C, adiciona-se lentamente uma solução aquosa de carbonato de potássio,  $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ , a uma solução com iões chumbo,  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ , e iões prata,  $\text{Ag}^+(\text{aq})$ , com as concentrações  $[\text{Pb}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$  e  $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ .
- 2.1. Nessas condições, qual dos sais, carbonato de prata ou carbonato de chumbo, precipita em primeiro lugar? Justifique a sua resposta, apresentando todos os cálculos necessários.
- 2.2. Atendendo ao produto de solubilidade do carbonato de chumbo, determine a solubilidade em água deste sal, à temperatura de 25 °C (considere que os iões  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$  não participam em quaisquer outras reacções).
- 2.3. Em solução aquosa, os iões  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  combinam-se com iões cianeto,  $\text{CN}^-(\text{aq})$ , formando iões complexos dicianoargentato(I),  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ , muito estáveis.
- 2.3.1. Escreva a equação química que traduz a formação deste ião complexo.
- 2.3.2. Explique como varia a solubilidade do carbonato de prata quando a uma solução em equilíbrio com um precipitado deste sal se adiciona uma solução aquosa com iões cianeto.

$$K_s (\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 8,5 \times 10^{-12} \text{ (a 25 °C)}$$

$$K_s (\text{PbCO}_3) = 7,4 \times 10^{-14} \text{ (a 25 °C)}$$

3. Pretende-se confirmar a concentração  $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$  de uma solução aquosa de ácido metanóico,  $\text{HCOOH}(\text{aq})$ , titulando uma amostra de  $20,0 \text{ cm}^3$  desta solução com uma solução aquosa de hidróxido de potássio,  $\text{KOH}(\text{aq})$ , de concentração  $0,250 \text{ mol dm}^{-3}$ . A experiência realiza-se à temperatura de 25 °C.
- 3.1. Calcule o valor aproximado do pH da solução aquosa de ácido metanóico.
- 3.2. Verifique, através de cálculos, que se devem gastar  $16,0 \text{ cm}^3$  da solução aquosa de hidróxido de potássio, até se atingir o ponto de equivalência.
- 3.3. Determine a concentração da solução aquosa do sal,  $\text{KHCOO}(\text{aq})$ , que se obtém no ponto de equivalência desta titulação (considere os volumes aditivos).

$$K_a (\text{HCOOH}) = 1,8 \times 10^{-4} \text{ (a 25 °C)}$$

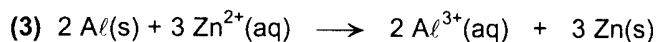
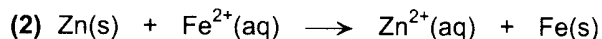
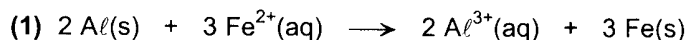
$$2,2 \approx -\log (6,0 \times 10^{-3})$$

V.S.F.F.

142.V2/7

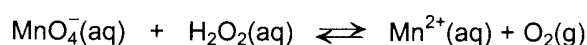
4. A série electroquímica é uma tabela com os valores dos potenciais de redução padrão,  $E^0$ , para várias espécies químicas.

4.1. Considere as reacções (1), (2) e (3), que seguidamente se indicam, e que são espontâneas e extensas nas condições padrão:



Qual dos três metais,  $Al(s)$ ,  $Fe(s)$  e  $Zn(s)$ , tem maior poder redutor e qual tem menor poder redutor? Justifique.

4.2. A reacção entre o ião permanganato,  $MnO_4^-(aq)$ , e a água oxigenada,  $H_2O_2(aq)$ , em meio ácido, é frequentemente utilizada para preparar oxigénio,  $O_2(g)$ , de acordo com a equação química (não acertada):



4.2.1. Com base nos valores dos potenciais de redução padrão, mostre que esta reacção é espontânea no sentido directo, nas condições padrão.

4.2.2. Escreva, devidamente acertada, a semi-equação da reacção de redução.

$$E^0 (MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)) = +1,51 V$$

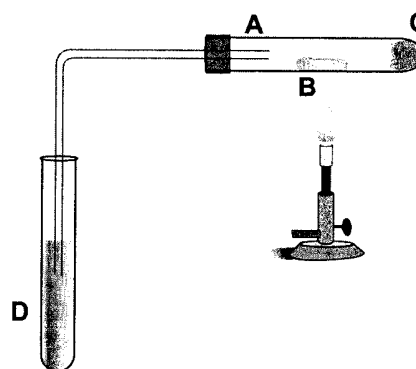
$$E^0 (O_2(g) / H_2O_2(aq)) = +0,68 V$$

### III

No laboratório, pode utilizar-se o etanol,  $CH_3CH_2OH(l)$ , para preparar o eteno,  $C_2H_4(g)$ , usando uma montagem como a que está representada ao lado (em que se omitiram os suportes, por motivos de simplificação).

Em **C** coloca-se um pouco de lã de vidro embebida em etanol, enquanto que em **B** se coloca um sólido (por exemplo,  $Al_2O_3$ ) que funciona como catalisador da reacção.

Em **A**, e enquanto o tubo não aquece muito, formam-se algumas gotas de um líquido, que é um dos produtos da reacção.

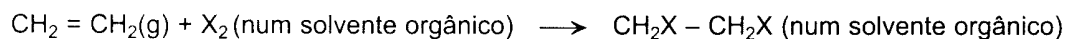


1. Qual é o produto da reacção que, no início, condensa em **A**?

2. A geometria molecular do eteno permite concluir que as suas moléculas são apolares. Qual é o tipo predominante de ligação que se estabelece entre as moléculas de eteno e as moléculas de água?

Selecione a alternativa correcta:

- (A) Dipolo permanente – dipolo permanente.  
(B) Dipolo permanente – dipolo induzido.  
(C) Dipolo instantâneo – dipolo induzido.  
(D) Ligações (ou pontes) de hidrogénio.
3. Em **D** encontra-se uma solução de cor castanho-avermelhada de um halogéneo num solvente orgânico. A mudança de cor desta solução permite evidenciar a presença do eteno, de acordo com a seguinte reacção:



3.1. Qual é o elemento representado pela letra X na equação?

3.2. Selecione a alternativa que permite completar correctamente a seguinte frase:

«A reacção de identificação do eteno é uma reacção de...

- (A) ... condensação.»  
(B) ... substituição.»  
(C) ... adição.»  
(D) ... esterificação.»
4. O eteno e o composto cuja fórmula é  $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3$  são hidrocarbonetos da família dos alcenos.
- 4.1. Indique o nome deste composto.
- 4.2. Este composto apresenta isomeria *cis-trans*. Escreva as fórmulas desses dois isómeros, atribuindo a designação *cis* ou *trans* a cada um deles.

**FIM**

**V.S.F.F.**

142.V2/9

---

## COTAÇÕES

	I .....	60 pontos
1.	.....	10 pontos
2.	.....	10 pontos
3.	.....	10 pontos
4.	.....	10 pontos
5.	.....	10 pontos
6.	.....	10 pontos

	II .....	110 pontos
1.	.....	25 pontos
1.1.	.....	4 pontos
1.2.	.....	13 pontos
1.3.	.....	8 pontos
1.3.1.	.....	4 pontos
1.3.2.	.....	4 pontos
2.	.....	31 pontos
2.1.	.....	14 pontos
2.2.	.....	6 pontos
2.3.	.....	11 pontos
2.3.1.	.....	5 pontos
2.3.2.	.....	6 pontos
3.	.....	26 pontos
3.1.	.....	12 pontos
3.2.	.....	6 pontos
3.3.	.....	8 pontos
4.	.....	28 pontos
4.1.	.....	10 pontos
4.2.	.....	18 pontos
4.2.1.	.....	8 pontos
4.2.2.	.....	10 pontos

	III .....	30 pontos
1.	.....	4 pontos
2.	.....	6 pontos
3.	.....	10 pontos
3.1.	.....	4 pontos
3.2.	.....	6 pontos
4.	.....	10 pontos
4.1.	.....	2 pontos
4.2.	.....	8 pontos

---

TOTAL ..... 200 pontos

# EXAME NACIONAL DO ENSINO SECUNDÁRIO

12.º Ano de Escolaridade (Decreto-Lei n.º 286/89, de 29 de Agosto)

Cursos Gerais — Agrupamentos 1 e 2

Duração da prova: 120 minutos  
2002

2.ª FASE

## PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

### COTAÇÕES

I .....		60 pontos
1. ....	10 pontos	
2. ....	10 pontos	
3. ....	10 pontos	
4. ....	10 pontos	
5. ....	10 pontos	
6. ....	10 pontos	
II .....		110 pontos
1. ....	25 pontos	
1.1. ....	4 pontos	
1.2. ....	13 pontos	
1.3. ....	8 pontos	
1.3.1. ....	4 pontos	
1.3.2. ....	4 pontos	
2. ....	31 pontos	
2.1. ....	14 pontos	
2.2. ....	6 pontos	
2.3. ....	11 pontos	
2.3.1. ....	5 pontos	
2.3.2. ....	6 pontos	
3. ....	26 pontos	
3.1. ....	12 pontos	
3.2. ....	6 pontos	
3.3. ....	8 pontos	
4. ....	28 pontos	
4.1. ....	10 pontos	
4.2. ....	18 pontos	
4.2.1. ....	8 pontos	
4.2.2. ....	10 pontos	
III .....		30 pontos
1. ....	4 pontos	
2. ....	6 pontos	
3. ....	10 pontos	
3.1. ....	4 pontos	
3.2. ....	6 pontos	
4. ....	10 pontos	
4.1. ....	2 pontos	
4.2. ....	8 pontos	
TOTAL .....		200 pontos

V.S.F.F.

142/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

#### I

VERSÃO 1	VERSÃO 2	
1. (D) .....	(B) .....	10 pontos
2. (B) .....	(C) .....	10 pontos
3. (E) .....	(D) .....	10 pontos
4. (C) .....	(B) .....	10 pontos
5. (C) .....	(C) .....	10 pontos
6. (C) .....	(E) .....	10 pontos

Na resposta a qualquer destes itens, se o examinando apresentar mais do que uma opção, não atribuir cotação a esse item.

#### II

1. ....	25 pontos
1.1. Gráfico I .....	4 pontos
• Se o examinando apresentar mais do que uma opção, atribuir cotação zero.	
1.2. ....	13 pontos
$K_c = \frac{[\text{NOCl}]_e^2}{[\text{NO}]_e^2 \cdot [\text{Cl}]_e}$ .....	2 pontos
<b>A transportar</b> .....	<b>85 pontos</b>

Transporte ..... 85 pontos

(1.2.)

- $n(\text{NO})_e = (2,0 - 2a) \text{ mol}$ ;  $n(\text{C}/_2)_e = (1,0 - a) \text{ mol}$ ;  
 $n(\text{NOC}/)_e = 2a \text{ mol}$  .....(1 + 1+ 1)..... 3 pontos  
 $2,0 - 2a = 0,50 \Rightarrow a = 0,75 \text{ mol}$  ..... 2 pontos  
 $[\text{NO}]_e = 0,50 \text{ mol dm}^{-3}$ ;  $[\text{C}/_2]_e = 0,25 \text{ mol dm}^{-3}$ ;  
 $[\text{NOC}/]_e = 1,5 \text{ mol dm}^{-3}$  .....(1 + 1 + 1) ..... 3 pontos  
 $K_c = 36$  ..... 3 pontos

1.3. .... 8 pontos

1.3.1. Não se altera ..... 4 pontos

1.3.2. Diminui ..... 4 pontos

2. .... 31 pontos

2.1. .... 14 pontos

$\text{PbCO}_3$  precipita primeiro ..... 3 pontos

Justificação ..... 11 pontos

$K_s(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = [\text{Ag}^+]_e^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_e$  ..... 2 pontos

$[\text{CO}_3^{2-}]_e = \frac{8,5 \times 10^{-12}}{(1,0 \times 10^{-3})^2} = 8,5 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$  .. 2 pontos

$K_s(\text{PbCO}_3) = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_e$  ..... 2 pontos

$[\text{CO}_3^{2-}]_e = \frac{7,4 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-6}} = 7,4 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$  .. 3 pontos

$[\text{CO}_3^{2-}]$  para precipitar  $\text{PbCO}_3(\text{s}) < [\text{CO}_3^{2-}]$  para precipitar  $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s})$  ..... 2 pontos

2.2. .... 6 pontos

$K_s(\text{PbCO}_3) = s^2$  ..... 3 pontos

$s = 2,7 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  ..... 3 pontos

2.3. .... 11 pontos

2.3.1.  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-}(\text{aq})$  ..... 5 pontos

- Descontar 1 ponto no caso de incorrecção e/ou ausência de um ou mais estados físicos.
- Não penalizar a utilização de  $\rightarrow$  em vez de  $\rightleftharpoons$ .
- Atribuir cotação zero se a equação estiver estequiometricamente errada.

A transportar ..... 116 pontos

V.S.F.F.

142/C/3

Transporte ..... 116 pontos

2.3.2. .... 6 pontos

- Formação do ião complexo  $\Rightarrow [Ag^+]$   
 diminui ..... 2 pontos  
 $[Ag^+]$  diminui  $\Rightarrow$  equilíbrio de solubilidade  
 evolui no sentido directo ..... 2 pontos  
 Evolução no sentido directo  $\Rightarrow$  aumento  
 da solubilidade de  $Ag_2CO_3(s)$  ..... 2 pontos

3. .... 26 pontos

3.1. .... 12 pontos

$$K_a = \frac{[HCOO^-]_e \cdot [H_3O^+]_e}{[HCOOH]_e} \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

$$[HCOOH]_e = (0,200 - c) \text{ mol dm}^{-3}; [HCOO^-]_e = c \text{ mol dm}^{-3};$$

$$[H_3O^+]_e = c \text{ mol dm}^{-3} \dots\dots\dots (1 + 1 + 1) \dots\dots\dots 3 \text{ pontos}$$

$$1,8 \times 10^{-4} = \frac{c^2}{0,200 - c} \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

$$c \approx 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \dots\dots\dots 3 \text{ pontos}$$

$$[H_3O^+]_e \approx 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow \text{pH} \approx 2,2 \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

3.2. .... 6 pontos

$$n(H_3O^+) = 0,0200 \times 0,200 = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

Até se atingir o ponto de equivalência,  $n(H_3O^+)$  proveniente de  $HCOOH(aq) = n(OH^-)$  proveniente de  $KOH(aq)$  ..... 2 pontos

$$V(KOH) = \frac{4,00 \times 10^{-3}}{0,250} = 1,60 \times 10^{-2} \text{ dm}^3 \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

3.3. .... 8 pontos

Estequiometria – 1 mol  $HCOOH(aq)$  : 1 mol  $KHCOO(aq)$ .. ..... 2 pontos

$$n(KHCOO) = 0,0200 \times 0,200 = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

$$V_{total} = 0,0200 + 0,0160 = 0,0360 \text{ dm}^3 \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

$$[KHCOO] = \frac{4,00 \times 10^{-3}}{0,0360} = 0,111 \text{ mol dm}^{-3} \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

**ou**

Estequiometria – 1 mol  $KOH(aq)$  : 1 mol  $KHCOO(aq)$  ..... 2 pontos

$$n(KHCOO) = 0,0160 \times 0,250 = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

$$V_{total} = 0,0200 + 0,0160 = 0,0360 \text{ dm}^3 \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

$$[KHCOO] = \frac{4,00 \times 10^{-3}}{0,0360} = 0,111 \text{ mol dm}^{-3} \dots\dots\dots 2 \text{ pontos}$$

A transportar ..... 142 pontos



Transporte ..... 142 pontos

4. .... 28 pontos

4.1. .... 10 pontos

A/(s) tem maior poder redutor ..... 2 pontos

Fe(s) tem menor poder redutor ..... 2 pontos

Justificação ..... 6 pontos

De (1), A/(s) tem maior poder redutor que Fe(s) 2 pontos

De (2), Zn(s) tem maior poder redutor que Fe(s) 2 pontos

De (3), A/(s) tem maior poder redutor que Zn(s) 2 pontos

4.2. .... 18 pontos

4.2.1. .... 8 pontos

$$\Delta E^0 = E^0(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) - E^0(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2) = 0,83 \text{ V} \dots\dots\dots 4 \text{ pontos}$$

$\Delta E^0 > 0 \Rightarrow$  reacção espontânea no sentido directo ..... 4 pontos

**ou**

$E^0(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) > E^0(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2) \Rightarrow$   
 $\Rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$  tem maior poder redutor que  $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ ..... 4 pontos

$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$  tem maior poder redutor que  $\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) \Rightarrow$  reacção espontânea no sentido directo ..... 4 pontos

4.2.2. .... 10 pontos

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

Acerto de O:  $4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ ..... 2 pontos

Acerto de H:  $8 \text{H}^+(\text{aq})$  ..... 2 pontos

Acerto de carga:  $5 \text{e}^-$  ..... 2 pontos

$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ ..... 2 pontos

- Não penalizar a incorrecção e/ou ausência de um ou mais estados físicos.
- Não penalizar a utilização de  $\rightarrow$  ou de  $\rightleftharpoons$ .
- Atribuir cotação zero a equações estequiométricamente incorrectas.

A transportar ..... 170 pontos

V.S.F.F.

142/C/5

III

1. Água ..... 4 pontos

2. (B) ..... 6 pontos

- Se o examinando apresentar mais do que uma opção, atribuir cotação zero.

3. .... 10 pontos

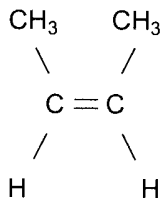
3.1. Bromo (Br) ..... 4 pontos

3.2. (C) ..... 6 pontos

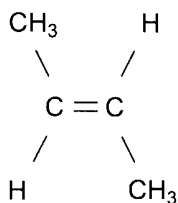
4. .... 10 pontos

4.1. 2-buteno ..... 2 pontos

4.2. .... 8 pontos



Isômero *cis* .....(2 + 2)..... 4 pontos



Isômero *trans* .....(2 + 2)..... 4 pontos

TOTAL ..... 200 pontos

