

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
2003

1.ª FASE
1.ª CHAMADA
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.

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

- O Grupo I inclui seis itens de resposta fechada.
- O Grupo II inclui quatro questões de resposta aberta, envolvendo cálculos e/ou pedidos de justificação.
- O Grupo III inclui duas questões de resposta aberta e uma questão de resposta fechada, relativas a uma actividade experimental.

Nas respostas aos itens dos Grupos II e III 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.

FORMULÁRIO

- **Massa molar (M)** $M = \frac{m}{n}$
 m – massa
 n – quantidade de matéria
- **Massa volúmica (ρ)** $\rho = \frac{m}{V}$
 m – massa
 V – volume
- **Concentração de solução (c)** $c = \frac{n}{V}$
 n – quantidade de matéria (soluto)
 V – volume de solução
- **Frequência de uma radiação
electromagnética (ν)** $\nu = \frac{c}{\lambda}$
 c – velocidade da luz no vazio
 λ – comprimento de onda

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. Os elementos químicos encontram-se ordenados na Tabela Periódica pelo número atómico, numa organização relacionada com as suas propriedades.

De acordo com essa organização, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) Nos átomos polieletrónicos, a energia associada a uma orbital depende exclusivamente do respectivo número quântico principal, n .
 - (B) Os elementos pertencentes ao mesmo período da Tabela Periódica têm o mesmo número de electrões de valência.
 - (C) A configuração electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ corresponde ao ião magnésio, ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$.
 - (D) O raio iónico do ião potássio, ${}_{19}\text{K}^+$, é inferior ao raio iónico do ião cálcio, ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$.
 - (E) A 1.^a energia de ionização do silício, ${}_{14}\text{Si}$, é inferior à 1.^a energia de ionização do carbono, ${}_{6}\text{C}$.
2. O monóxido de carbono, CO, o dióxido de carbono, CO₂, e o ião carbonato, CO₃²⁻, são constituídos por átomos de carbono, ${}_{6}\text{C}$, e de oxigénio, ${}_{8}\text{O}$.

Relativamente a estas espécies químicas, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) O ião carbonato apresenta geometria piramidal trigonal.
- (B) A ordem da ligação carbono-oxigénio é igual no monóxido e no dióxido de carbono.
- (C) Na molécula de dióxido de carbono, todos os electrões de valência são ligantes.
- (D) As ligações carbono-oxigénio no ião carbonato têm todas a mesma energia e o mesmo comprimento.
- (E) As moléculas de monóxido e de dióxido de carbono são ambas apolares.

3. Considere as seguintes substâncias, em que intervêm átomos de halogéneos: flúor (F_2), cloro (Cl_2), fluoreto de hidrogénio (HF), cloreto de hidrogénio (HCl), tetrafluormetano (CF_4) e tetraclorometano (CCl_4).

Relativamente a estas substâncias seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) À pressão atmosférica normal, $F_2(g)$ liquefaz-se a uma temperatura superior à de $Cl_2(g)$.
- (B) As ligações intermoleculares predominantes no fluoreto de hidrogénio (HF) são do tipo ligações (ou pontes) de hidrogénio.
- (C) À mesma temperatura, a pressão de vapor do tetrafluormetano (CF_4) é inferior à do tetraclorometano (CCl_4).
- (D) As ligações intermoleculares predominantes no tetrafluormetano (CF_4) e no tetraclorometano (CCl_4) são do tipo dipolo permanente-dipolo permanente.
- (E) À pressão atmosférica normal, o ponto de ebulição do fluoreto de hidrogénio (HF) é inferior ao do cloreto de hidrogénio (HCl).



4. Um recipiente de capacidade fixa contém uma mistura de 11,0 g de dióxido de carbono, $CO_2(g)$, e 7,00 g de azoto, $N_2(g)$, à pressão de 1,0 atm. Adiciona-se, neste recipiente, 8,00 g de oxigénio, $O_2(g)$, sem alteração de temperatura.

Admitindo que não ocorre qualquer reacção química entre os três gases à temperatura considerada, seleccione a afirmação verdadeira.

- (A) A fracção molar do dióxido de carbono na mistura final é $\frac{11}{26}$.
- (B) Ao adicionar-se o oxigénio, a pressão parcial do azoto diminui.
- (C) A pressão total da mistura final é 1,5 atm.
- (D) Na mistura inicial, a pressão parcial do azoto é menor que a do dióxido de carbono.
- (E) Na mistura final, o gás que está presente em menor quantidade (expressa em mol) é o azoto.

$$M(N_2) = 28,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(O_2) = 32,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(CO_2) = 44,0 \text{ g mol}^{-1}$$

V.S.F.F.

142.V1/5

5. De entre os compostos orgânicos que seguidamente se indicam, seleccione o que é isómero funcional do composto 2-propanol.

(A) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$.

(B) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$.

(C) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$.

(D) CH_3COCH_3 .

(E) $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$.

6. As reacções químicas são na sua maioria acompanhadas de variações de energia e de entropia. Estas variações dependem do sistema reaccional e das condições a que está submetido.

De entre as seguintes afirmações, seleccione a verdadeira.

(A) Em qualquer reacção química num sistema fechado, a entropia do sistema aumenta.

(B) Em qualquer reacção química num sistema isolado, a temperatura mantém-se constante.

(C) Uma reacção endotérmica, em sistema fechado, só poderá ser espontânea se a entropia do exterior aumentar.

(D) Quando uma reacção química, em sistema isolado, atinge o equilíbrio químico, a entropia do sistema permanece constante.

(E) As reacções exotérmicas implicam sempre diminuição da entropia do sistema em que ocorrem.

II

Apresente todos os cálculos que efectuar.

1. A temperaturas elevadas o etano, $C_2H_6(g)$, dissocia-se parcialmente, originando hidrogénio, $H_2(g)$, e eteno, $C_2H_4(g)$, de acordo com a equação:



Introduz-se etano, $C_2H_6(g)$, num recipiente de capacidade fixa, onde previamente se fez o vácuo. No equilíbrio que se estabelece, a 1000 K, a pressão parcial de etano, $C_2H_6(g)$, é de 0,57 atm e a de hidrogénio, $H_2(g)$, é de 0,43 atm.

- 1.1. Calcule o valor da constante de equilíbrio, K_p , à temperatura considerada.
 - 1.2. Calcule o valor da fracção molar do etano, $C_2H_6(g)$, no equilíbrio.
 - 1.3. Indique se a pressão parcial do hidrogénio **umenta**, **diminui** ou **permanece constante** quando, ao sistema em equilíbrio, são provocadas as seguintes alterações, mantendo a temperatura constante:
 - 1.3.1. introdução de eteno, $C_2H_4(g)$.
 - 1.3.2. introdução de um gás inerte.
 - 1.3.3. introdução de etano, $C_2H_6(g)$.
2. Uma solução aquosa de iodeto de sódio, $NaI(aq)$, à temperatura de 25 °C, tem a concentração de $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$. Num copo de precipitação com 20,0 cm^3 desta solução adiciona-se uma pequena porção de nitrato de chumbo(II) sólido, $Pb(NO_3)_2(s)$, sem variação significativa do volume e da temperatura da solução. Verifica-se a formação de um precipitado amarelo, admitindo-se que todo o ião iodeto, $I^-(aq)$, precipitou sob a forma de iodeto de chumbo(II), $PbI_2(s)$. Considere que tanto o iodeto de sódio como o nitrato de chumbo(II) se dissociam completamente em solução aquosa.
- 2.1. Escreva a equação química que traduz a reacção que ocorre no copo de precipitação.
 - 2.2. Escreva a expressão do produto de solubilidade, K_s , do iodeto de chumbo(II).
 - 2.3. Calcule a quantidade máxima de nitrato de chumbo(II), $n(Pb(NO_3)_2)$, que se pode adicionar a 20,0 cm^3 da solução sem que ocorra a precipitação de iodeto de chumbo(II).
 - 2.4. Para separar o precipitado formado, procede-se a uma filtração e posterior secagem do precipitado. Após estas operações, verifica-se que se obtém 0,0196 g de precipitado. Determine a percentagem de precipitado que se perde nestas operações.

$$K_s(PbI_2, \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}) = 1,4 \times 10^{-8}$$

$$M(PbI_2) = 461 \text{ g mol}^{-1}$$

V.S.F.F.

142.V1/7

3. Considere uma solução aquosa de ácido etanóico, $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$, de concentração inicial $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$. À temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$, o pH da solução é 2,88.

3.1. Escreva a expressão da constante de acidez, K_a , do ácido etanóico, e mostre que é aproximadamente $1,8 \times 10^{-5}$, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

3.2. Determine a constante de basicidade, K_b , da base conjugada, $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$, do ácido etanóico, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

3.3. Utilizando uma solução aquosa de hidróxido de potássio, $\text{KOH}(\text{aq})$, de concentração $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, titulou-se $10,0 \text{ cm}^3$ da solução ácida referida, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

3.3.1. Determine o volume de solução básica que foi necessário utilizar, até se atingir o ponto de equivalência.

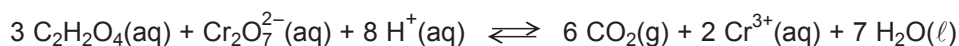
3.3.2. Com base no comportamento ácido-base dos iões $\text{K}^+(\text{aq})$ e $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ na solução que se obtém no ponto de equivalência, justifique a seguinte afirmação verdadeira:

«A solução obtida no ponto de equivalência é alcalina.»

$$\log (1,33 \times 10^{-3}) \approx -2,88$$

$$K_w(\text{produto iónico da água, a } 25 \text{ }^\circ\text{C}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

4. Considere a reacção química abaixo representada, entre o ácido oxálico, $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4(\text{aq})$, e o ião dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$, em meio ácido, originando dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, e ião crómio, $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$.



4.1. Determine o volume de dióxido de carbono, medido à temperatura de $30 \text{ }^\circ\text{C}$ e à pressão de $1,5 \text{ atm}$, produzido na reacção completa de $6,0 \text{ mol}$ de ácido oxálico, com excesso de dicromato.

4.2. Com base na determinação dos números de oxidação do carbono e do crómio nos reagentes e nos produtos de reacção, escreva qual é a espécie oxidada.

4.3. Mostre que a reacção acima indicada é espontânea e extensa no sentido directo, em condições padrão, baseando-se nos valores dos potenciais normais de eléctrodo (potenciais normais de redução), E^0 .

$$E^0(\text{CO}_2/\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = -0,49 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = +1,33 \text{ V}$$

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

III

Apresente todos os cálculos que efectuar.

O 1,2-etanodiol, vulgarmente conhecido por etilenoglicol, é um anticongelante que pode ser utilizado nos automóveis, para evitar que a água do radiador solidifique quando o veículo está sujeito a temperaturas negativas. Também é possível utilizar metanol com o mesmo objectivo, embora mais volátil do que o etilenoglicol.

Um professor decidiu explorar este assunto através da apresentação de uma situação real, que consistia nas seguintes informações:

- O radiador de um automóvel contém $5,00 \text{ dm}^3$ de água;
- Na região em que esse automóvel circula, a temperatura mínima prevista nunca é inferior a $-3,00 \text{ }^\circ\text{C}$;
- Dispõe-se de etilenoglicol ou de metanol para adicionar à água do radiador.

O problema consiste em determinar qual é a massa de anticongelante que se deve adicionar à água do radiador do automóvel, o que pode ser resolvido através de cálculos e/ou por meio de uma técnica laboratorial adequada.

1. Qual é a massa de etilenoglicol que se deve adicionar à água do radiador, para que só ocorra solidificação à temperatura de $-5,00 \text{ }^\circ\text{C}$?
2. Indicando todos os raciocínios que efectuar, justifique a seguinte afirmação verdadeira:
«Se em vez de etilenoglicol usar metanol, a massa de metanol a adicionar à água do radiador, para obter o mesmo abaixamento crioscópico, é menor do que a de etilenoglicol.»
3. Relativamente à relação entre o abaixamento crioscópico, ΔT_c , e a composição quantitativa de uma solução, classifique cada uma das seguintes afirmações como **verdadeira (V)** ou **falsa (F)**:
 - (A) O valor da constante crioscópica molal, K_c , não depende da volatilidade do soluto.
 - (B) Com o mesmo solvente, se a molalidade, m , da solução diminuir, o abaixamento crioscópico aumenta.
 - (C) O valor do abaixamento crioscópico, ΔT_c , é obtido adicionando 273 ao valor do abaixamento crioscópico, $\Delta \theta_c$, expresso em $^\circ\text{C}$.
 - (D) Em soluções aquosas com a mesma massa de um dado soluto não iónico, tem maior abaixamento crioscópico a que tiver maior massa de solvente.
 - (E) Para se obter o mesmo abaixamento crioscópico, em soluções aquosas com o mesmo soluto, se a massa de solvente for duas vezes maior, a massa de soluto também é duas vezes maior.

$$M(\text{etilenoglicol}) = 62,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{metanol}) = 32,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$K_c(\text{constante crioscópica molal da água}) = 1,86 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$$

$$\rho(\text{massa volúmica da água}) \approx 1,00 \text{ g cm}^{-3}$$

FIM

V.S.F.F.

142.V1/9

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.		26 pontos
1.1.	7 pontos	
1.2.	7 pontos	
1.3.	12 pontos	
1.3.1.	4 pontos	
1.3.2.	4 pontos	
1.3.3.	4 pontos	
2.		27 pontos
2.1.	6 pontos	
2.2.	3 pontos	
2.3.	6 pontos	
2.4.	12 pontos	
3.		32 pontos
3.1.	11 pontos	
3.2.	5 pontos	
3.3.	16 pontos	
3.3.1.	8 pontos	
3.3.2.	8 pontos	
4.		25 pontos
4.1.	9 pontos	
4.2.	10 pontos	
4.3.	6 pontos	

III		30 pontos
1.		12 pontos
2.		8 pontos
3.		10 pontos

TOTAL **200 pontos**