

EXAME NACIONAL DO ENSINO SECUNDÁRIO

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

Duração da prova: 120 minutos
1998

1.ª FASE
1.ª CHAMADA
VERSÃO 1

PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

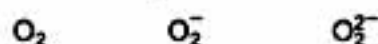
I

- Este grupo I é constituído por seis questões.
- Escreva na sua folha de prova a(s) letra(s) correspondente(s) à(s) alternativa(s) que seleccionar para cada questão.
- Não apresente cálculos.

1. Entre as seguintes afirmações, seleccione a CORRECTA.

- (A) Nos átomos de hidrogénio, as transições electrónicas do nível $n = 3$ para o nível $n = 2$ originam emissão de radiações de maior frequência do que as transições electrónicas do nível $n = 2$ para o nível $n = 1$.
- (B) A energia de um electrão na orbital $1s$ de um átomo tem sempre o mesmo valor, seja qual for o número de electrões desse átomo.
- (C) Quanto mais energético for um electrão num átomo, tanto menor é a energia necessária para o remover.
- (D) De dois iões isoelectrónicos, um negativo e outro positivo, o negativo tem menor raio.
- (E) Os oito electrões do átomo de oxigénio no estado fundamental distribuem-se por oito níveis de energia.

2. Considere as espécies diatómicas formadas por átomos de oxigénio, ${}_8\text{O}$, representadas por



e ordenadas, da esquerda para a direita, em sequência decrescente de ordem de ligação (igual a 2 em O_2).

Seleccione a afirmação INCORRECTA.

- (A) Para qualquer das espécies consideradas, o número de orbitais moleculares de valência é oito.
- (B) Em O_2 , o número de electrões de valência é doze.
- (C) Em O_2^- , o número de electrões de valência antiligantes é cinco.
- (D) O_2^{2-} tem mais um electrão ligante do que O_2^- .

V.S.F.F.

142.V1/1

3. Considere as substâncias cujas fórmulas moleculares são H_2 , F_2 e HF .

Classifique como VERDADEIRA ou FALSA cada uma das seguintes afirmações.

- (A) Em qualquer das três substâncias, as ligações intermoleculares são apenas devidas a forças de dispersão de London.
- (B) As ligações intermoleculares em HF são mais fortes do que em F_2 , apesar do menor número de electrões da molécula HF .
- (C) À mesma pressão, a temperatura de ebulição de $\text{H}_2(\text{l})$ é inferior à temperatura de ebulição de $\text{F}_2(\text{l})$.
- (D) As ligações intermoleculares em H_2 são ligações de hidrogénio.

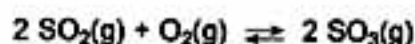


4. As informações a, b e c identificam alguns dos compostos indicados de A a E.

Faça CORRESPONDER a cada informação o respectivo composto.

- | | | | |
|---|--|---|------------------------------------|
| a | Pode apresentar isomeria <i>cis-trans</i> . | A | $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ |
| b | É um isómero funcional do ácido propanóico. | B | $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ |
| c | Distingue-se experimentalmente da propanona por ter forte poder redutor. | C | CH_3COCH_3 |
| | | D | $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ |
| | | E | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ |

5. Considere a reacção química exotérmica a seguir representada.



Selecione a afirmação CORRECTA.

- (A) Se as pressões parciais de $\text{SO}_2(\text{g})$ e de $\text{SO}_3(\text{g})$ forem iguais num determinado estado de equilíbrio, o valor numérico da pressão parcial de $\text{O}_2(\text{g})$ é igual ao valor numérico de K_p .
- (B) Diminuindo a temperatura do sistema reaccional em equilíbrio, sem alteração de volume, a concentração de $\text{SO}_3(\text{g})$ aumenta até ser atingido um novo estado de equilíbrio.
- (C) Aumentando a pressão sobre o sistema reaccional em equilíbrio, sem variação de temperatura, a quantidade de $\text{SO}_3(\text{g})$ diminui até ser atingido um novo estado de equilíbrio.
- (D) Adicionando $\text{O}_2(\text{g})$ ao sistema em equilíbrio, sem alteração de temperatura, a constante de equilíbrio diminui até ser atingido um novo estado de equilíbrio.

6. A dissolução do nitrato de amónio em água é uma transformação endotérmica. Selecciona a alternativa que permite escrever uma afirmação CORRECTA.

*Se a dissolução ocorrer em sistema isolado...

- (A) ... a temperatura do sistema não se altera.*
- (B) ... a energia interna do sistema aumenta.*
- (C) ... a entropia do sistema diminui.*
- (D) ... a temperatura do sistema diminui mas a entropia aumenta.*
- (E) ... a temperatura do sistema diminui mas a entropia mantém-se constante.*

II

Nas respostas às questões deste grupo II apresente todos os cálculos que efectuar.

1. Luz ultravioleta de comprimento de onda 200 nm incide em vapor de sódio, e pode provocar a emissão de electrões dos átomos de sódio.

1.1. Calcule:

1.1.1. A energia de cada fotão incidente.

1.1.2. A energia cinética máxima dos electrões emitidos, em kJ mol^{-1} .

- 1.2. Se fosse utilizada luz incidente da mesma frequência mas de maior intensidade, o número de electrões emitidos mantinha-se, aumentava ou diminuía? Justifique.

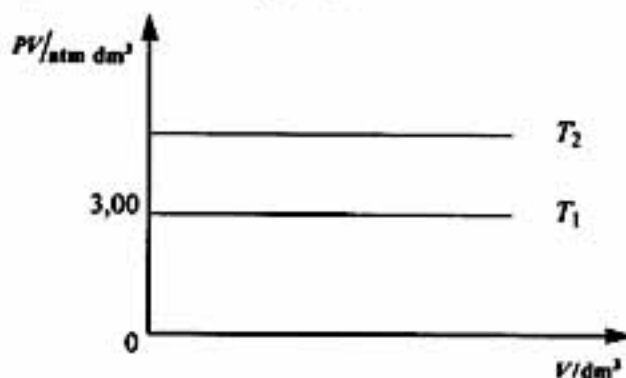
h (constante de Planck) = $6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

c (velocidade de propagação da luz no vazio) = $3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$

I (energia de ionização do sódio) = 496 kJ mol^{-1}

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

2. Observe o gráfico seguinte que mostra como varia o produto *pressão x volume* em função do *volume*, a temperatura constante, referente a uma amostra de 200 mg de hélio no estado gasoso, para dois valores de temperatura absoluta T_1 e T_2 .



- 2.1. Às temperaturas T_1 e T_2 , esta amostra de hélio comporta-se como um gás ideal. Justifique.

2.2. A temperatura T_2 é superior ou inferior à temperatura T_1 ? Justifique.

2.3. Calcule o valor da temperatura T_1 .

$A_r(\text{He}) = 4,00$

R (constante dos gases ideais) = $0,0821 \text{ atm dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ou $8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

3. À temperatura de 25 °C, adicionaram-se algumas gotas de solução aquosa de HCl a uma solução aquosa de ácido etanóico (ácido acético) CH_3COOH $0,20 \text{ mol dm}^{-3}$, de forma a obter uma solução de $\text{pH} = 2,0$.

3.1. Escreva a equação de ionização do ácido etanóico em solução aquosa.

3.2. Calcule um valor aproximado da concentração do ião etanoato na solução referida, de $\text{pH} = 2,0$.

3.3. Verifique, por cálculo, se a base conjugada do ácido etanóico é forte ou fraca.

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5} \text{ (a } 25 \text{ °C)}$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25 \text{ °C)}$$

4. No equilíbrio de oxidação-redução a que se refere a equação química seguinte, a reacção é muito extensa no sentido directo.



4.1. Indique qual é a espécie reagente que actua como oxidante. Justifique, calculando a variação do número de oxidação.

4.2. A qual dos pares, NO_3^-/NO ou Zn^{2+}/Zn , corresponde maior potencial normal de redução (potencial de eléctrodo)? Justifique a sua opção.

4.3. Uma amostra de zinco com a massa de 2,0 g reagiu com ácido nítrico em excesso, tendo-se libertado 350 cm^3 de $\text{NO}(\text{g})$, medidos nas condições normais de pressão e temperatura. Calcule o rendimento da reacção.

$$A_r(\text{Zn}) = 65,4$$

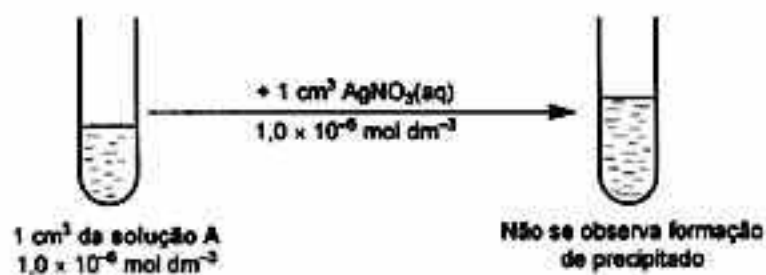
$$V_m \text{ (volume molar dos gases, PTN)} = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

III

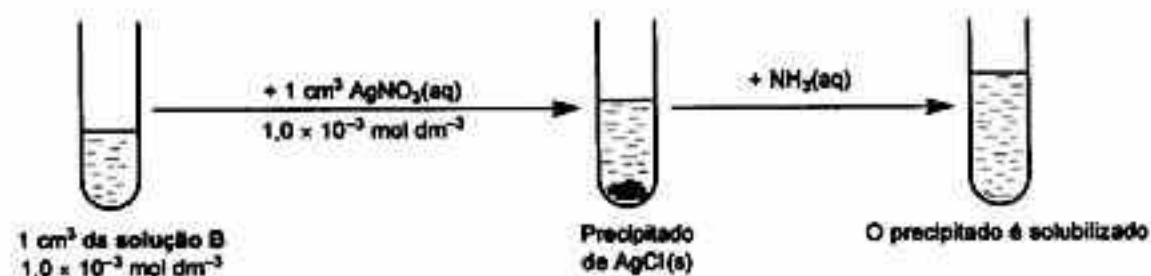
Nas respostas às questões deste grupo III não faça cálculos.

Para estudar a precipitação e a solubilização de alguns sais, foram realizadas no laboratório as experiências a seguir esquematizadas.

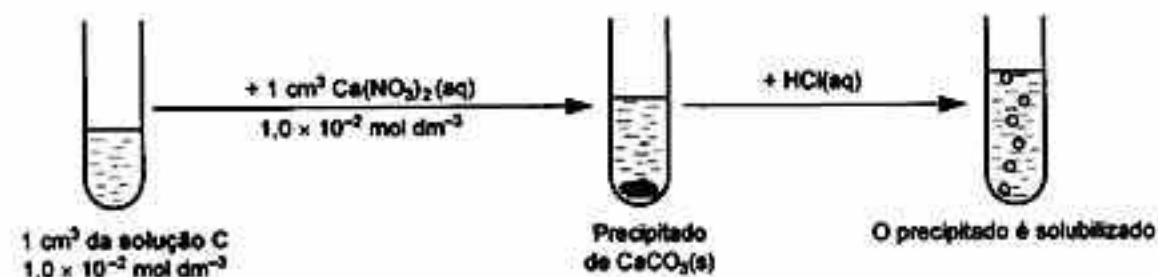
Experiência 1



Experiência 2



Experiência 3



As soluções A e B são do mesmo sal de sódio; a solução C é de outro sal de sódio.

1. Na **Experiência 2** observou-se a formação de precipitado $\text{AgCl}(s)$.
 - 1.1. Como explica que não tenha havido formação de precipitado na **Experiência 1**?
 - 1.2. Interprete a solubilização do precipitado $\text{AgCl}(s)$ por adição de amoníaco, baseando-se no Princípio de Le Chatelier e sabendo que o ião complexo $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ é muito estável.

2. Escreva o nome e a fórmula química:
 - 2.1. do sal das soluções A e B;
 - 2.2. do sal da solução C.

3. Na **Experiência 3**, a dissolução de $\text{CaCO}_3(s)$ é acompanhada da formação de bolhas gasosas. Escreva a equação química que traduz a reacção, indicando os estados físicos das espécies químicas envolvidas.

FIM

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.....	30 pontos
1.1.	20 pontos
1.1.1.	8 pontos
1.1.2.	12 pontos
1.2.	10 pontos

2.....	30 pontos
2.1.	8 pontos
2.2.	10 pontos
2.3.	12 pontos

3.....	24 pontos
3.1.	5 pontos
3.2.	12 pontos
3.3.	7 pontos

4.....	26 pontos
4.1.	8 pontos
4.2.	8 pontos
4.3.	10 pontos

III 30 pontos

1.....	14 pontos
1.1.	6 pontos
1.2.	8 pontos
2.....	8 pontos
2.1.	4 pontos
2.2.	4 pontos
3.....	8 pontos

TOTAL 200 pontos