

Teste Intermédio 2011

Física e Química A – 11.º ano

05.05.2011

Sugestão de resolução

Grupo I

1. Diazoto (N_2) e di-hidrogénio (H_2).

2. (B).

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, num sistema em estado de equilíbrio, um aumento de pressão devido a uma diminuição de volume do sistema provoca um deslocamento do equilíbrio no sentido em que a pressão diminua, ou seja, no sentido em que se forma menor quantidade (em moles) de substâncias gasosas. No caso da síntese do amoníaco, a reação vai evoluir no sentido direto, aumentando assim o rendimento da reação.

As afirmações (A) e (C) são falsas porque se a temperatura é constante a constante de equilíbrio mantém-se.

3. Como a reação de síntese do amoníaco apresenta um valor de $\Delta H < 0$, pode concluir-se que é uma reação exotérmica no sentido direto. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, uma diminuição de temperatura de um sistema num estado de equilíbrio provoca um deslocamento do equilíbrio no sentido exotérmico (neste caso no sentido direto) de modo a contrariar essa diminuição de temperatura. Conclui-se, assim, que do ponto de vista do equilíbrio químico a reação é favorecida por uma diminuição de temperatura.

4.

4.1.
$$Q_R = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3}$$

Como, de acordo com o gráfico, no instante inicial a concentração de amoníaco é nula, o quociente da reação é igual a zero.

4.2.

$$V = 1 \text{ L}$$

• **Cálculo da quantidade de amoníaco, NH_3 , que se formaria se a reação fosse completa:**

De acordo com o gráfico, as concentrações iniciais de azoto e de hidrogénio são iguais a $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$.

Como $V = 1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$, as quantidades de $N_2(g)$ e de $H_2(g)$ no início da reação são iguais a $0,200 \text{ mol}$.

De acordo com a estequiometria da reação de ionização de amoníaco em água, o reagente limitante é o $H_2(g)$, pois $0,200 \text{ mol}$ de N_2 necessitam de $3 \times 0,200 \text{ mol}$ de H_2 e só existem $0,200 \text{ mol}$, isto é, o H_2 está em defeito. Esta conclusão pode obter-se verificando que H_2 é o reagente com a menor das razões:

$$N_2: \frac{0,200}{1} = 0,200; \quad H_2: \frac{0,200}{3} = 0,66(6)$$

A equação química mostra que 3 mol de $H_2(g)$ podem originar 2 mol de $NH_3(g)$, ou seja, a proporção estequiométrica entre $H_2(g)$ e $NH_3(g)$ é de 3:2.

$$\text{Assim, } n(NH_3)_{\text{teórico}} = \frac{2}{3} n(H_2) \Rightarrow n(NH_3)_{\text{teórico}} = \frac{2}{3} \times 0,200 = 0,133 \text{ mol}$$

• **Cálculo do rendimento da reação de síntese:**

De acordo com o gráfico, a quantidade de $\text{NH}_3(\text{g})$ obtida foi de 0,090 mol.

O rendimento (quociente entre a quantidade obtida e a quantidade que teoricamente seria possível obter se a reação fosse completa) é:

$$\eta = \frac{0,090}{0,133} \times 100 = 67,5\%$$

5. Geometria piramidal trigonal

Nota: A geometria de uma molécula é aquela que conduz à máxima estabilidade do sistema molecular. Segundo a teoria da repulsão dos pares de eletrões de valência, estes dispõem-se no espaço o mais afastados possível, de modo a conduzir às menores repulsões eletrónicas. No caso da molécula NH_3 , os pares eletrónicos de valência que rodeiam o átomo central de azoto são três pares de eletrões ligantes, correspondentes às três ligações covalentes N–H, e um par eletrónico não ligante localizado no azoto. O maior afastamento possível destes quatro pares obtém-se quando eles se dispõem no espaço de modo aproximadamente tetraédrico (tetraedro distorcido segundo o vértice diferente correspondente ao par de eletrões não ligante), conferindo ao conjunto NH_3 uma **geometria piramidal trigonal**. Os ângulos de ligação na molécula de amoníaco são menores que os ângulos de um tetraedro regular devido ao facto de o efeito repulsivo entre um par de eletrões não ligantes e um par de eletrões ligante ser superior ao efeito repulsivo entre dois pares de eletrões ligantes.

Grupo II

1.

1.1. (D).

A reação referida corresponde a um processo de ionização porque, nesta reação, ocorre:

– formação de iões (ionização).

Trata-se de uma ionização parcial, porque apresenta uma constante de equilíbrio relativamente pequena, o que evidencia que a reação é incompleta.

1.2. (A).

Para pares conjugados ácido-base, verifica-se que: $K_a \times K_b = K_w$.

Como, a 25 °C, $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$, vem:

$$K_a = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}$$

o que está de acordo com a alternativa (A).

2.

$$V_i(\text{NH}_3(\text{aq})) = 20,0 \text{ cm}^3$$

$$c_i(\text{NH}_3(\text{aq})) = 7,34 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$V_{(\text{final})} = 100,0 \text{ mL}$$

$$c_{(\text{final})} = ?$$

Numa diluição, a quantidade, n , de soluto (neste caso NH_3) mantém-se.

Assim:

$$n(\text{NH}_3)_{\text{inicial}} = n(\text{NH}_3)_{\text{final}}$$

Como $n = c \times v$, vem:

$$n(\text{NH}_3)_{\text{inicial}} = (20,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3) \times (7,34 \text{ mol dm}^{-3}) = 0,147 \text{ mol}$$

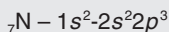
$$n(\text{NH}_3)_{\text{final}} = 0,147 \text{ mol}$$

Assim:

$$c_{\text{final}} = c_{(\text{solução diluída})} = \frac{n}{V_{\text{final}}} \Rightarrow c_{\text{final}} = \frac{0,147 \text{ mol}}{100,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 1,47 \text{ mol dm}^{-3}$$

Grupo III

1. (B).



As orbitais caracterizadas pelo número quântico secundário $\ell = 1$ são as orbitais do tipo p .

De acordo com a configuração eletrónica do átomo de azoto no estado fundamental, encontram-se três eletrões neste tipo de orbitais.

2. (B).

$$n(\text{N}_2) = 0,5 \text{ mol}$$

Em 0,5 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ existe o mesmo número de partículas que em 0,5 mol de $\text{NO}_2(\text{g})$, logo, pela lei de Avogadro, os volumes deste gases são iguais pois volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de partículas, o que está de acordo com a opção (B).

3. (D).

O átomo de azoto tem cinco eletrões de valência. Na molécula de azoto, N_2 , os dois átomos unem-se compartilhando três dupletos (seis eletrões), de modo que cada átomo fique rodeado por oito eletrões, como o gás nobre mais próximo.



4. O raio do ião F^- é superior ao raio do ião Na^+ .

Os iões F^- e Na^+ são partículas isoeletrónicas. Como a carga nuclear do ião F^- (+9) é inferior à carga nuclear do ião Na^+ (+11), a força atrativa núcleo-eletrões é menor no ião F^- que no ião Na^+ , o que faz com que o ião F^- tenha um raio superior ao do ião Na^+ .

Grupo IV

1.

• Valor de pH mais provável: $\frac{6,47 + 6,43 + 6,48}{3} = 6,46$

• Desvio absoluto de cada medição em relação ao valor mais provável:

$$|6,47 - 6,46| = 0,01$$

$$|6,43 - 6,46| = 0,03$$

$$|6,48 - 6,46| = 0,02$$

• Desvio absoluto máximo = 0,03

• Resultado da medição de pH: $\text{pH} = 6,46 \pm 0,03$

2.

2.1. (B).

De acordo com o gráfico, temos:

$$\text{pH} (t = 1800 \text{ s}) = \text{cerca de } 7,5$$

$$\text{pH} (t = 6000 \text{ s}) = \text{cerca de } 5,5$$

Como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ temos:

$$\text{Para } t = 1800 \text{ s, } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,5}$$

$$\text{Para } t = 6000 \text{ s, } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,5}$$

Relação da $[\text{H}_3\text{O}^+]$ entre os instantes $t = 1800 \text{ s}$ e $t = 6000 \text{ s}$:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{t=6000 \text{ s}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{t=1800 \text{ s}}} = \frac{10^{-5,5}}{10^{-7,5}} = 100$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{t=6000\text{ s}} = 100 \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{t=1800\text{ s}}$$

o que está de acordo com a opção **(B)**.

- 2.2.** A adição contínua de dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, origina um aumento da concentração de CO_2 dissolvido, o que, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, favorece a reação de formação de ácido carbónico, H_2CO_3 (segundo a equação que é fornecida). O aumento da quantidade de H_2CO_3 , instável e imediatamente protolisado origina um aumento das quantidades de HCO_3^- e de H_3O^+ . Isto é, a dissolução na água mineral do dióxido de carbono conduz a um aumento da concentração de H_3O^+ .

Como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, o aumento da $[\text{H}_3\text{O}^+]$ origina uma diminuição de pH da amostra de água mineral.

Grupo V

1.

$$m_{\text{sat.}} = 50 \text{ kg}; r = 7,2 \times 10^6 \text{ m}; T = 101 \text{ min} = 101 \times 60 \text{ s} \Leftrightarrow T = 6,06 \times 10^3 \text{ s}; g = 10 \text{ m s}^{-2}$$

F_{g_1} – força gravítica que atua sobre o satélite à distância r do centro da Terra;

F_g – força gravítica que atua sobre o satélite à superfície da Terra.

A força gravítica que atua sobre o satélite, na órbita considerada, é igual à força centrípeta, que é a força resultante:

$$F_{g_1} = F_c \Leftrightarrow F_{g_1} = m_{\text{sat.}} a_c$$

e a força gravítica que atua sobre o satélite à superfície da Terra é:

$$F_g = m_{\text{sat.}} g$$

Pelo que:

$$\frac{F_{g_1}}{F_g} = \frac{m_{\text{sat.}} a_c}{m_{\text{sat.}} g} \Leftrightarrow \frac{F_{g_1}}{F_g} = \frac{a_c}{g} \quad (1)$$

O módulo da aceleração centrípeta, a_c , é:

$$a_c = \frac{v^2}{r}, \text{ mas } v = \frac{2\pi r}{T}, \text{ então:}$$

$$a_c = \frac{4\pi^2 r^2}{r T^2} \Leftrightarrow a_c = \frac{4\pi^2 r}{T^2} \Rightarrow a_c = \frac{4\pi^2 \times (7,2 \times 10^6)}{(6,06 \times 10^3)^2} \Leftrightarrow a_c = 7,74 \text{ m s}^{-2}$$

Substituindo na expressão (1) os módulos de a_c e de g , tem-se:

$$\frac{F_{g_1}}{F_g} = \frac{7,74}{10} = 0,774$$

Como $\frac{4}{5} = 0,8$ e a relação $\frac{F_{g_1}}{F_g} = 0,774$, pode afirmar-se que a intensidade da força gravítica que atua sobre o satélite, na órbita considerada, é cerca de $\frac{4}{5}$ da intensidade da força gravítica que sobre ele atua à superfície da Terra.

- 2.** **(C).** A força resultante que atua sobre o satélite é centrípeta e igual à força gravítica que sobre ele atua, na órbita considerada.

$$F_c \Leftrightarrow F_{g_1} \Leftrightarrow m_{\text{sat.}} a_c = G \frac{m_{\text{sat.}} m_{\text{Terra}}}{r^2} \Leftrightarrow a_c = G \frac{m_{\text{Terra}}}{r^2}$$

Dado que $a_c = \frac{v^2}{r}$, então:

$$\frac{v^2}{r} = G \frac{m_{\text{Terra}}}{r^2} \Leftrightarrow v^2 = G \frac{m_{\text{Terra}}}{r}$$

Da análise desta expressão conclui-se que o módulo da velocidade com que o satélite descreve uma órbita não depende da sua massa, mas do raio da órbita, pelo que a opção correta é a **(C)**.

Grupo VI

1.

$$f = 6,0 \text{ Hz}; \overline{AB} = 20,8 \text{ cm}$$

Para determinar o valor da velocidade, v , de propagação das ondas, tem de se conhecer o comprimento de onda, λ , pois:

$$v = \lambda f$$

Para determinar o valor de λ , recorre-se à figura 3. Como as zonas claras correspondem a vales, onde se encontram os pontos A e B, e as zonas escuras a cristas, conclui-se que a distância entre dois vales consecutivos (duas zonas claras) corresponde a um comprimento de onda.

Assim, da análise da figura 3, verifica-se que entre os pontos A e B estão contidos 5 comprimentos de onda, logo:

$$\overline{AB} = 5 \lambda \Rightarrow 20,8 = 5 \lambda \Leftrightarrow \lambda = \frac{20,8}{5} = 4,16 \text{ cm}$$

Finalmente, determina-se o valor da velocidade de propagação das ondas.

$$v = 4,16 \times 6,0 \Leftrightarrow v = 24,96 \text{ cm s}^{-1} = 25,0 \text{ cm s}^{-1}$$

O módulo da velocidade de propagação das ondas é de $25,0 \text{ cm s}^{-1}$.

2. (A).

meio I:

v_I – velocidade de propagação;

α_I – ângulo de incidência;

n_I – índice de refração;

$$v_{II} > v_I$$

meio II:

v_{II} – velocidade de propagação;

α_{II} – ângulo de refração;

n_{II} – índice de refração;

O índice de refração de um dado meio ótico é igual à razão entre a velocidade de propagação da luz no vácuo, c (constante) e a velocidade de propagação nesse meio, v :

$$n = \frac{c}{v} \Leftrightarrow c = n v$$

pelo que se pode escrever:

$$n_I v_I = n_{II} v_{II}$$

Como $v_{II} > v_I$, conclui-se que $n_I > n_{II}$, pelo que se eliminam as opções (C) e (D).

Para comparar os ângulos de incidência e de refração, recorre-se à Lei de Snell-Descartes para a refração:

$$n_I \sin \alpha_I = n_{II} \sin \alpha_{II}$$

Uma vez que $n_I > n_{II}$, então $\sin \alpha_{II} > \sin \alpha_I$ e, consequentemente, $\alpha_{II} > \alpha_I$, isto é, o ângulo de refração é maior do que o ângulo de incidência, sendo a opção correta a (A).