

PADRÃO DE RESPOSTA - QUÍMICA - Grupo J

1ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

Num recipiente de 3,0 L de capacidade, as seguintes pressões parciais foram medidas: $N_2 = 0,500$ atm; $H_2 = 0,400$ atm; $NH_3 = 2,000$ atm. O $H_{2(g)}$ é retirado do recipiente até que a pressão do $N_{2(g)}$ na nova situação de equilíbrio seja igual a 0,720 atm. Com base na informação, pede-se:

- Escrever a equação balanceada, representativa da mistura gasosa em reação; **(1,0 ponto)**
- Calcular as pressões parciais dos componentes da mistura gasosa, na nova situação de equilíbrio. **(1,0 ponto)**

Cálculos e respostas:



b) Para o equilíbrio acima, tem-se:

$$K_p = \frac{p^2NH_3}{pN_2 p^3H_2} = \frac{(2.000 \text{ atm})^2}{(0.500 \text{ atm})(0.400 \text{ atm})^3}$$
$$K_p = 125.00 \text{ atm}^{-2} = 1.25 \times 10^2 \text{ atm}^{-2}$$

Considerando que a quantidade de $H_{2(g)}$ removida do sistema é conhecida, pode-se escrever que na nova situação de equilíbrio $pH_2 = x$. A remoção de $H_{2(g)}$ faz com o equilíbrio se desloque para a esquerda, produzindo mais $N_{2(g)}$ e, portanto, aumentando a pressão de $N_{2(g)}$. Na nova situação de equilíbrio $pN_2 = 0.720$ atm. Conseqüentemente, a pressão de N_2 foi aumentada em 0.220 atm. O balanço da equação indica que dois mols de NH_3 são usados na produção de um mol de N_2 . A pNH_3 deve diminuir em proporção ao decréscimo de sua concentração molar. A pNH_3 deve por isso decrescer por uma fator de 2 a quantidade que foi aumentada a pN_2 . Assim:

$$pNH_3 = 2.000 - (2 \times 0.220) = 1.560 \text{ atm}$$

Logo, pode-se montar uma tabela que apresenta as pressões iniciais (após remoção de $H_{2(g)}$, porém antes da reação iniciar o deslocamento para restaurar o equilíbrio) e as pressões na nova situação de equilíbrio:

	pN_2	pH_2	pNH_3
pressão inicial (atm)	0.500	-	2.000
pressão de equilíbrio (atm)	0.720	x	1.560

Para calcular pH_2 na nova situação de equilíbrio basta fazer:

$$K_p = \frac{p^2NH_3}{pN_2 p^3H_2} = 125 \text{ atm}^{-2} = \frac{(1.560 \text{ atm})^2}{(0.720 \text{ atm})(x)^3}$$
$$x^3 = (1.560 \text{ atm})^2 / (0.720 \text{ atm})(125 \text{ atm}^{-2})$$

$$x = 0.300 \text{ atm}^3$$

2ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

Uma amostra contendo bicarbonato de sódio de massa 0,6720 g foi dissolvida e titulada com solução padrão de HCl, sendo necessários 40,00 mL do padrão. A solução de HCl foi padronizada por titulação de 0,1272 g de carbonato de sódio que necessitou de 24,00 mL da solução padrão, para a completa neutralização.

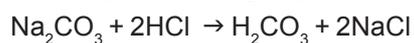
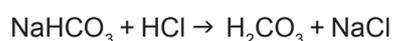
Com base nesses dados, informe, por meio de cálculos, o percentual de bicarbonato de sódio na amostra.

Cálculos e resposta:

$$M(\text{HCl}) = (0.1272 \text{ g} / 53.0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}) / 0.02400 \text{ L} = 0.10 \text{ M}$$

$$\% \text{NaHCO}_3 = (0.10 \text{ mol/L} \times 0.04000 \text{ L} \times 84.0 \text{ g/mol} \times 100 \%) / 0.6720 \text{ g} = 50.0 \%$$

Ou:



Logo:

a)

$$\text{n}^\circ \text{ de mmol Na}_2\text{CO}_3 = 0.1272 \text{ g} / 0.106 \text{ g} \cdot \text{mmol}^{-1} = 1.20 \text{ mmol}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de mmol de HCl} = 1.20 \times 2 = 2.40 \text{ mmol}$$

$$[\text{HCl}] = 2.40 / 24.00 = 0.100 \text{ mol/L}$$

b)

$$\text{n}^\circ \text{ mmol NaHCO}_3 = 40.00 \times 0.100 = 4.00 \text{ mmol}$$

$$m \text{ NaHCO}_3 = 4.00 \times 0.0840 = 0.336 \text{ g}$$

$$\% \text{ NaHCO}_3 = (0.336 \times 100) / 0.6720$$

$$= 50.0$$

3ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

A um litro de água destilada se adiciona 0,100 g de NaOH. Determinar o pH da solução resultante, supondo que não ocorra variação de volume e que $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$.

Cálculos e resposta:

Adição de 0.1 g de NaOH

$$\begin{array}{lll} 1.0 \text{ mol de NaOH} & 40.0 \text{ g} & \\ x & 0.1 \text{ g} & x = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \end{array}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}]_{\text{solução}} &= [\text{OH}]_{\text{ácido}} + [\text{OH}]_{\text{ap. água}} \\ [\text{OH}]_{\text{solução}} &= (2.5 \times 10^{-3}) + (1.0 \times 10^{-7}) \text{ mol.L}^{-1} \approx 0.0025 \text{ mol.L}^{-1} \\ \text{pOH} &= \log 1/[\text{OH}] = \log 1/0.0025 = 2.60 \\ \text{pH} &= 14.0 - \text{pOH} = 11.40 \\ \text{Ou} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}] &= [\text{NaOH}] \\ [\text{OH}] &= 0.100/40.0 = 0.00250 \text{ M} \\ \text{pOH} &= \log 1/[\text{OH}] = \log 1/0.00250 = \log 400 \\ \text{pOH} &= \log 2 + \log 2 + 2 \log 10 = 2.60 \\ \text{pH} &= \text{pOH} - 14.00 = 11.40 \end{aligned}$$

4ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

A análise elementar de um haleto de **alquila** forneceu a seguinte composição centesimal: C = 37,16%; I = 56,19%. Quando esse haleto (o composto obtido) é tratado pelo KOH em meio alcoólico, produz-se um composto A que, ao sofrer a reação de ozonólise (oxidado pela mistura sulfo-mangânica), transforma-se em duas cetonas: B e C. O composto C também pode ser obtido pela oxidação do álcool isopropílico.

- Determine e escreva a fórmula molecular desse iodeto; **(0,4 ponto)**
- Escreva a reação que se processa entre o iodeto de alquila, obtido no item anterior, e o hidróxido de potássio em meio alcoólico. Denomine o produto orgânico obtido A; **(0,4 ponto)**
- Escreva a reação que se processa entre o composto A e a mistura sulfo-mangânica. Denomine os produtos orgânicos obtidos B e C; **(0,4 ponto)**
- Dê o nome oficial (IUPAC) dos produtos orgânicos B e C; **(0,4 ponto)**
- Dê o nome oficial (IUPAC) do composto A. **(0,4 ponto)**

Respostas:

a) Fórmula Molecular

Quando o peso molecular não é fornecido é porque a fórmula molecular é a própria fórmula empírica (n = 1).

$$C = (37.16/12) = 3.10$$

$$3.10/0.44 = 7$$

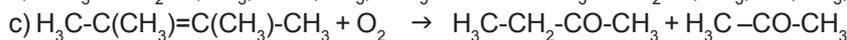
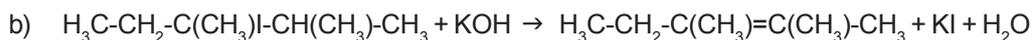
$$I = (56.19/127) = 0.44$$

$$0.44/0.44 = 1$$

$$H = (6.65/1) = 6.65$$

$$6.65/0.44 = 15$$

A fórmula molecular é: C₇H₁₅I. Trata-se de um iodeto de alquila.



d) Butanona e Propanona

e) 2,3-dimetil-penteno 2

Atenção/catalizadores

(b) meio alcoólico

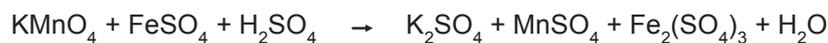
(c) KMnO₄/H₂SO₄

5ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

Uma amostra de um mineral contendo ferro foi dissolvida e o ferro nela contido foi reduzido a Fe^{2+} . A solução resultante é titulada com uma solução padrão de KMnO_4 . A reação não balanceada que se processa é:



Considere os seguintes dados:

Massa da amostra = 1,200 g

Volume da solução de KMnO_4 consumido na titulação = 30,00 mL

Concentração molar da solução de KMnO_4 = 0,0200 mol/L

Pede-se:

- informar quais números tornam a equação balanceada; **(0,5 ponto)**
- determinar a percentagem de Fe como Fe_2O_3 na amostra. **(1,5 ponto)**

Cálculos e respostas:

a) 2:10:8:1:2:5:8

b) A equação mostra que dois mols de KMnO_4 reagem com 10 mols de Fe^{2+} o é equivalente a 5 mols de Fe_2O_3 . Logo:

$$\begin{aligned} \text{Mols de Fe}_2\text{O}_3 &= 5/2 \text{ mols de KMnO}_4 \\ &= 0.0200 \text{ mM/mL} \times 30.00 \text{ mL} \\ &= 0.600 \text{ mM} \end{aligned}$$

$$\text{mM de Fe}_2\text{O}_3 = 5/2 \times 0.600 \text{ mM} = 1.500 \text{ mM}$$

$$\text{mg de Fe}_2\text{O}_3 = 160.0 \text{ mg/mM} \times 1.500 \text{ mM} = 240.0 \text{ mg}$$

$$\% \text{ de Fe}_2\text{O}_3 = (240.0 \text{ mg}/1200 \text{ mg})100 = 20.0\%$$

De outro modo:

$$M = m(\text{g})/\text{MM} \cdot V(\text{L})$$

$$m(\text{g}) = 158.0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times 0.030 \text{ L} \times 0.020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m(\text{g}) = 0.09480 \text{ g}$$

Logo



$$316.0 \text{ g KMnO}_4 \quad 800.0 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

$$0.9480 \text{ g} \quad x$$

$$x = 0.2400 \text{ g}$$

$$1.200 \text{ g} \quad 100.0\%$$

$$0.2400 \text{ g} \quad z$$

$$z = 20.0 \%$$