



P2 - PROVA DE QUÍMICA GERAL - 11/10/08

Nome: Gabarito	
Nº de Matrícula:	Turma:
Assinatura:	

Questão	Valor	Grau	Revisão
1 ^a	2,5		
2 ^a	2,5		
3 ^a	2,5		
4 ^a	2,5		
Total	10,0		

Constantes:

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

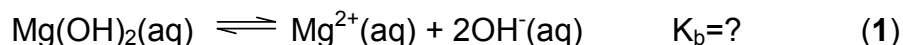
$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

$$\Delta U = q + w$$

$$S = K_H P$$

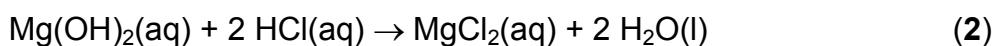
1ª Questão

Leite de magnésia é um medicamento que consiste de uma solução aquosa de hidróxido de magnésio, Mg(OH)_2 . Esse medicamento é usado para combater a acidez provocada pelo excesso de ácido clorídrico, HCl , um ácido forte, presente no estômago. A reação **1** representa o equilíbrio de dissociação do Mg(OH)_2 :



Para o preparo de 1,0 L de solução aquosa de Mg(OH)_2 , utilizou-se 0,10 mol dessa base, a 25 °C. No equilíbrio verificou-se que o pH da solução é 11,44.

- Calcule as concentrações das espécies Mg^{2+} e OH^{-} nessa solução em equilíbrio.
- O Mg(OH)_2 é uma base fraca ou uma base forte? Justifique considerando as concentrações das espécies no equilíbrio.
- Calcule o valor da constante de dissociação, K_b , para o Mg(OH)_2 , a 25 °C.
- A concentração de Mg(OH)_2 no leite de magnésia é $1,5 \text{ g mL}^{-1}$. Considerando que a concentração de HCl no suco gástrico é $0,16 \text{ mol L}^{-1}$, calcule o volume de HCl neutralizado no suco gástrico pela ingestão de 5,0 mL de leite de magnésia, de acordo com a reação **2** :



Resolução

a) $\text{pH} = 11,44$

$\text{pOH} = 2,56$ $[\text{OH}^-] = 10^{-2,56} = 2,75 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = 1,38 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

b) O $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é uma base fraca, pois encontra-se parcialmente dissociado em água. Dos 0,10 mol inicialmente dissolvidos, apenas $1,38 \times 10^{-3}$ mol dissociou, ou seja, 1,38 %.

c)

$$K_b = \frac{[\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2}{[\text{Mg}(\text{OH})_2]} = \frac{(1,38 \times 10^{-3}) (2,75 \times 10^{-3})^2}{(0,10 - 1,38 \times 10^{-3})}$$

$$K_b = 1,06 \times 10^{-7}$$

d) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $\text{MM} = 58,3 \text{ g mol}^{-1}$

$$\frac{1,5 \text{ g mL}^{-1}}{58,3 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0257 \text{ mol mL}^{-1}$$

$$n \text{ Mg}(\text{OH})_2 = 0,0257 \text{ mol mL}^{-1} \times 5 \text{ mL} = 0,129 \text{ mol}$$

0,129 mol de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ neutraliza 0,257 mol de HCl

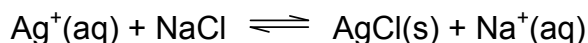
$$V_{\text{HCl}} = \frac{0,257 \text{ mol}}{0,16 \text{ mol L}^{-1}} = 1,61 \text{ L}$$

2ª Questão

A 25°C, haletos de prata (AgCl e AgBr) são sais pouco solúveis que, em solução aquosa, ionizam-se segundo as reações 1 e 2:



- Calcule as solubilidades, em g L^{-1} , de AgCl e AgBr em água pura, a 25 °C.
- Calcule a solubilidade, em g L^{-1} , de AgCl em uma solução de cloreto de sódio, NaCl, $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, um sal completamente solúvel em água a 25°C.
- Explique a variação na solubilidade do AgCl calculada nos itens “a” e “b”.
- A adição de $0,10 \text{ mol}$ de NaCl a $1,0 \text{ L}$ de uma solução saturada de AgBr pode levar a formação de um precipitado de AgCl, segundo a reação abaixo.



Mostre, com cálculos, se haverá ou não a precipitação de AgCl. Considere que não há variação de volume na adição de NaCl.

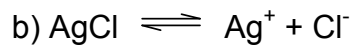
Resolução:

$$\text{a) } K_{ps} \text{ AgCl} = 1,6 \times 10^{-10} = S^2$$

$$S = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$$

$$K_{ps} \text{ AgBr} = 7,7 \times 10^{-13} = S^2$$

$$S = 8,8 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ g L}^{-1}$$



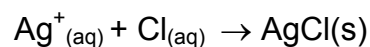
$$x \quad 0,1 + x$$

$$x(0,1+x) = 1,6 \times 10^{-10}$$

$$x = 1,6 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1} = 2,3 \times 10^{-7} \text{ g L}^{-1}$$

c) O efeito do ion comum diminui a solubilidade do sal.

d) A solução saturada de AgBr possui $[\text{Ag}^+] = 8,8 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$



$$Q = (8,8 \times 10^{-7}) \times (0,1) = 8,8 \times 10^{-8} > K_{ps} (\text{AgCl}) = 1,6 \times 10^{-10}$$

Portanto, o AgCl precipita.

3ª Questão

No processo de preparação dos refrigerantes, estes são embalados sob pressão, numa câmara de dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, parte do qual se dissolve na bebida. Considerando apenas a dissolução do $\text{CO}_2(\text{g})$ e desconsiderando quaisquer outras reações do CO_2 no refrigerante, faça o que se pede:

a) Calcule a pressão parcial do $\text{CO}_2(\text{g})$, na garrafa de refrigerante, sabendo que sua solubilidade é de $0,0506 \text{ mol L}^{-1}$, a 25°C .

Dado: $K_H = 4,48 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ mmHg}^{-1}$ a 25°C

b) Explique porque parte do CO_2 escapa do refrigerante quando a garrafa é aberta?

c) Explique o que ocorre com a solubilidade do CO_2 no refrigerante quando a temperatura é aumentada.

Resolução:

a) $S = K_H \cdot P$ $0,0506 \text{ M} = 4,48 \times 10^{-5} \text{ M} \cdot \text{mmHg}^{-1} \cdot P$ $P = 0,0506 / 4,48 \times 10^{-5} \text{ mmHg}$.

$P = 0,01129 \times 10^5 \text{ mmHg}$. – a atm = 1,49 atm

760----- 1 atm

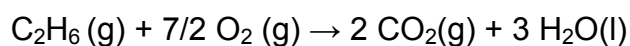
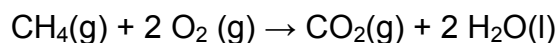
1129 mmHg ou 1,49 atm

b) Quando se abre a garrafa a P parcial do CO_2 acima da solução cai bruscamente, logo a P do CO_2 na solução deve diminuir. Pela Lei de Henry, se a P diminui, a solubilidade diminui $S = K_H \cdot P$

c) O aumento da temperatura acarreta na diminuição da solubilidade do gás. Com o aumento da temperatura ocorre o aumento da energia cinética dos gases, a diminuição das interações entre as moléculas de gás e líquido e conseqüentemente o gás escapa da solução com mais facilidade, diminuindo sua solubilidade

4ª Questão

O gás natural é um combustível constituído pela mistura dos gases metano, CH₄, e etano, C₂H₆. A combustão desses gases é representada pelas equações abaixo:



- a) Calcule as variações de entalpia, ΔH° , envolvidas na combustão de 1,0 mol de CH₄ e de 1,0 mol de C₂H₆.
- b) Uma amostra de 1,00 L de gás natural, a 298 K e 1 atm, sofre combustão completa, a pressão constante, liberando 43,6 kJ de calor. Calcule a quantidade de calor, em kJ, produzida por um mol da mistura gasosa.
- c) Calcule a fração molar de cada gás na mistura inicial, antes da combustão, considerando o comportamento ideal dos gases e as condições do item “b”.
- d) Calcule a variação da energia interna, ΔU , em kJ, para a combustão do metano contido em um mol da mistura gasosa, a 298 K e pressão constante de 1 atm.

Dados:

Substância	ΔH_f° , kJ mol ⁻¹
CO ₂ (g)	-393,5
H ₂ O(l)	-285,8
CH ₄ (g)	-74,8
C ₂ H ₆ (g)	-84,7

Resolução

$$\begin{aligned} \text{a) } \Delta H^\circ_{\text{CH}_4} &= \sum n \Delta H^\circ_f \text{P} - \sum n \Delta H^\circ_f \text{R} \\ &= \{[2x(-285,8)] + [1x(-393,5)]\} - \{[1x(-74,8)] + 2x(0)\} \\ &= \{-571,6\} + \{-393,5\} - \{-74,8\} + 0 \\ &= \{-965,1\} - \{-74,8\} = -965,1 + 74,8 = -890,3 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{C}_2\text{H}_6} &= \{[3x(-285,8)] + [2x(-393,5)]\} - \{[1x(-84,7)] + 0\} \\ &= \{-857,4\} + \{-787\} - \{-84,7\} + 0 \\ &= \{-1644,4\} - \{-84,7\} = -1644,4 + 84,7 = -1559,7 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

b) Primeiro calcular o volume molar a 298 K e 1 atm.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1} \therefore \frac{1 \text{ atm } 22,4 \text{ L}}{273} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_1}{298} \therefore V_1 = 24,45 \text{ L}$$

Calcular a quantidade de calor

$$\frac{43,6 \text{ kJ}}{1 \text{ L}} \times \frac{24,45 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1066 \text{ kJ mol}^{-1}$$

c) Primeiro calcular o numero de mol de CH₄ e do C₂H₆ na mistura

$$1066 \text{ kJ} = [890,3x] + [1559,7(1-x)]$$

$$1066 = 890,3x + 1559,7 - 1559,7x$$

$$1559,7x - 890,3x = 1559,7 - 1066$$

$$669,4x = 493,7 \therefore x = \frac{493,7}{669,4} = 0,738$$

$$n_{\text{CH}_4} = 0,738 \quad ; \quad n_{\text{C}_2\text{H}_6} = 1 - 0,738 = 0,262$$

Agora calcular as frações molares:

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{total}}} = \frac{0,738}{1} = 0,738 \quad X_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{0,262}{1} = 0,262$$

d) Primeiro calcular o valor de q

$$q = n\Delta H^\circ \therefore q = 0,738 \times 890,3 = -657,0 \text{ kJ}$$

Para calcular o valor de w, precisamos inicialmente calcular o valor de Δn : $\Delta n = n_f -$

n_i

	CH ₄	O ₂	CO ₂
Início	0,738	(2x 0,738)	0
Final	0	0	0,738

$$\Delta n = (0,738) - (2,214) = -1,476$$

Como $w = -\Delta n RT$

$$w = -(-1,476 \times 8,314 \times 10^{-3} \times 298)$$

$$w = + 3,66 \text{ kJ}$$

Agora calcular o ΔU usando a equação: $\Delta U = q + w$

$$\Delta U = (-657,0 \text{ kJ}) + (+3,66 \text{ kJ}) \quad \Delta U = - 653,3 \text{ kJ}$$