



P2 - PROVA DE QUÍMICA GERAL - 21/10/06

Nome:	
Nº de Matrícula: Gabarito	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:

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

$$1 \text{ atm L} = 101,325 \text{ J}$$

$$\Delta E = \Delta U = q + w$$

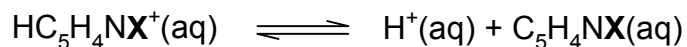
$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

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

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

1ª Questão

Em solução aquosa, derivados ácidos da piridina comportam-se como representado na reação abaixo:



Considere que **X** no composto $\text{HC}_5\text{H}_4\text{NX}^+$ representa NO_2 , Cl, H ou CH_3 , formando assim quatro derivados distintos da piridina, que estão listados na Tabela abaixo com seus respectivos valores de K_a , a 25°C .

X	K_a
NO_2	$5,9 \times 10^{-2}$
Cl	$1,5 \times 10^{-4}$
H	$6,8 \times 10^{-6}$
CH_3	$1,0 \times 10^{-6}$

- a) Suponha que cada ácido listado na Tabela seja dissolvido em água e que todas as soluções obtidas tenham a mesma concentração. Qual solução teria o maior pH? E o menor pH? Justifique.
- b) Calcule a concentração de íons hidrogênio, no equilíbrio, em 1,0 L de solução aquosa preparada com 0,25 mol da piridina substituída com Cl. Quais são o pH e o pOH da solução?

Resolução:

a) pH mais alto: X = CH₃

pH mais baixo: X = NO₂

HC₅H₄CH₃⁺ é o ácido mais fraco, pois tem o menor valor de Ka. Seu pH será, portanto, mais elevado.

HC₅H₄NO₂⁺ é o ácido mais forte, pois tem o maior valor de Ka. Seu pH será mais baixo

b)

	HC ₅ H ₄ NX ⁺ (aq)	\rightleftharpoons	H ⁺ (aq)	+	C ₅ H ₄ NX(aq)
Início (mol L ⁻¹)	0,25		-		-
Δ	-x		+x		+x
Eq.	0,25 - x		x		x

$$K_a = \frac{x^2}{0,25 - x}$$

$$\frac{x^2}{0,25 - x} = 1,5 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 3,8 \times 10^{-5}$$

$$x = 6,1 \times 10^{-3}$$

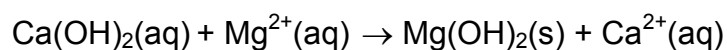
$$[H^+] = x = 6,1 \times 10^{-3}$$

$$pH = 2,21$$

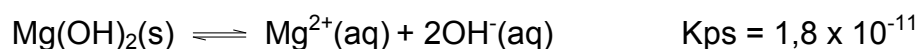
$$pOH = 11,8$$

2ª Questão

A água de mar contém cerca de 0,13% em massa de íons de Mg^{2+} que podem ser extraídos usando cal hidratada, Ca(OH)_2 , solúvel em água, para formar o precipitado Mg(OH)_2 , segundo a reação abaixo:



O equilíbrio de solubilidade do Mg(OH)_2 a 25°C é representado pela reação abaixo:



Quando 750 mL de uma solução $0,0010 \text{ mol L}^{-1}$ de Ca(OH)_2 forem misturados a 2,00 L de água de mar (densidade da água de mar = $1,025 \text{ g mL}^{-1}$) haverá precipitação de Mg(OH)_2 .

- Mostre com cálculos que a precipitação de Mg(OH)_2 ocorre.
- Calcule a quantidade (em mol L^{-1}) de íons de Mg^{2+} que permanece em solução depois da precipitação do Mg(OH)_2 .
- Calcule a percentagem de íons Mg^{2+} extraídos da água de mar.

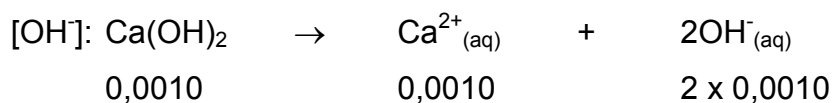
Resolução:

a) Para saber precipitação ocorre, temos que comparar K_{ps} com Q_{ps} , assim:

$$Q_{ps} = [Mg^{2+}] [OH^-]^2$$

$$\begin{array}{l} [Mg^{2+}]: \quad 1,025 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mL} \qquad 2050 \text{ g} \text{ ————— } 100\% \\ \qquad \qquad \qquad m \qquad \qquad \qquad 2000 \text{ ml} \qquad \qquad m \qquad \qquad \qquad 0,13\% \\ \qquad \qquad \qquad m_{\text{solução}} = 2050 \text{ g} \qquad \qquad m \text{ Mg}^{2+} = 2,665 \text{ g} \end{array}$$

$$[Mg^{2+}] = \frac{2,665 \text{ g}}{24,3 \cdot 2,75 \text{ L}} = 0,0399 \text{ mol L}^{-1}$$



$$[OH^-]: 0,0020 \text{ mol} \text{ ————— } 1 \text{ L} \qquad [OH^-] = \frac{0,0015 \text{ mol}}{2,75 \text{ L}} = 0,00055 \text{ mol L}^{-1}$$

$n \qquad \qquad \qquad 0,75 \text{ L}$

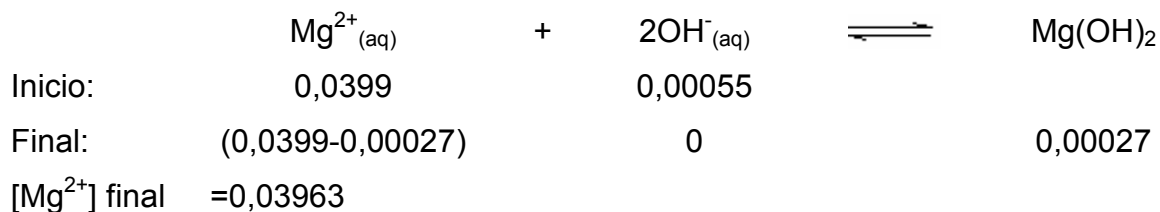
$$n = 0,0015 \text{ mol}$$

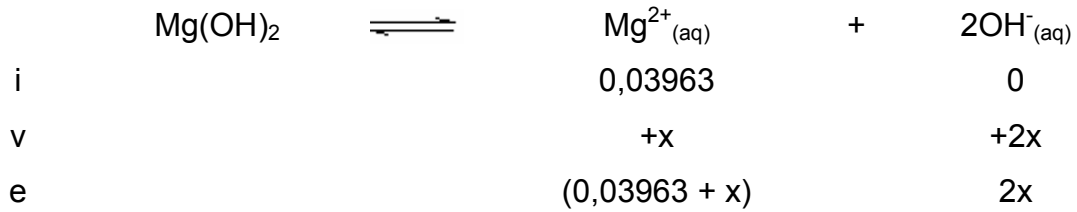
$$Q_{ps} = (0,0399) \cdot (0,00055)^2 = 1,1 \cdot 10^{-8}$$

Como $Q_{ps} > K_{ps}$

$$1,1 \cdot 10^{-8} > 1,8 \cdot 10^{-11}, \text{ haverá precipitação}$$

b)





$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 = (0,03963 + x) (2x)^2 = 1,8 \cdot 10^{-11}$$

Mas, sem o efeito íon comum:

$$K_{ps} = 4x^3 \Rightarrow x = 3\sqrt{\frac{K_{ps}}{4}} = 1,65 \cdot 10^{-4} = [\text{Mg}^{2+}]$$

Sem o efeito íon comum $[\text{Mg}^{2+}] = 1,65 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$, portanto, com o efeito íon comum será bem menor, e, portanto, desprezível. Assim, pode-se dizer que a quantidade de Mg^{2+} que permanece em solução será $\approx 0,03963 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\begin{aligned} \text{c) } 0,0399 & \text{ ————— } 100\% \\ 0,00027 & \quad \quad \quad x \\ x & = 0,68\% \end{aligned}$$

3ª Questão

O tetracloreto de carbono, CCl_4 , é um solvente que pode dissolver cera de vela, $\text{C}_{22}\text{H}_{46}$.

- a) Qual será a pressão de vapor de uma solução preparada pela dissolução de 10 g de cera, que é uma substância não volátil, em 40 g de CCl_4 , a 23°C ? Mostre com cálculos.
- b) Explique o que ocorre com a pressão de vapor de uma solução quando:
- i) a quantidade de soluto é dobrada.
 - ii) a temperatura é aumentada.

Dados:

Pressão de vapor de $\text{CCl}_4 = 100$ torr a 23°C .

Resolução:

a)

$$P = x_{\text{CCl}_4} P^\circ_{\text{CCl}_4}$$

$$MM_{\text{CCl}_4} = 154 \text{ g mol}^{-1}$$

$$MM_{\text{C}_{22}\text{H}_{46}} = 310 \text{ g mol}^{-1}$$

$$x_{\text{CCl}_4} = \frac{n_{\text{CCl}_4}}{n_{\text{CCl}_4} + n_{\text{cera}}}$$

$$n_{\text{CCl}_4} = 40/154 = 0,26 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}_{22}\text{H}_{46}} = 10/310 = 0,03 \text{ mol}$$

$$n_t = 0,26 + 0,03 = 0,29$$

$$x_{\text{CCl}_4} = \frac{0,26}{0,26 + 0,03} = 0,89$$

$$P = 0,89 \times 100 \text{ torr} = 89 \text{ torr}$$

b)i - O dobro do soluto (n_{cera}) diminuirá a fração molar do solvente (x_{CCl_4}) logo, como a P_v é diretamente proporcional a x , P_v diminuirá.

ii - Quando a T aumenta, aumenta também o movimento das moléculas, diminui o número de interações entre as espécies e mais facilmente estas passam para a fase vapor (escapam do líquido) $\Rightarrow P_v$ aumenta.

4ª Questão

Considere a reação de produção de amônia representada abaixo:



- Calcule a quantidade de energia na forma de calor liberada quando 1,00 L de amônia é produzida a 25°C e 1 atm?
- Qual percentagem do calor, calculado no item a, seria necessária para aquecer 0,500 L de nitrogênio inicialmente a 25°C até 400°C? (densidade do nitrogênio 1,145 g L⁻¹ e calor específico do nitrogênio 1,04 J g⁻¹ °C⁻¹)
- Calcule a variação de energia interna, em kJ, na produção de 102g de amônia a 1,00 atm e 25 °C?
- Calcule ΔS° para a reação e comente os valores de ΔH° e ΔS° .

Resolução:

$$\text{a) } n = \frac{PV}{RT} = \frac{1.1}{0,082.298} = 0,0409 \qquad 0,0409 \times \frac{91,8 \text{ kJ}}{2} = 1,88 \text{ kJ}$$

$$\text{b) } 0,500 \times 1,145 = 0,573 \text{ g}$$

$$q = m \cdot c \cdot \Delta T \therefore q = 0,573 \times 1,04 \times (400-25) = 223\text{J} = 0,223\text{kJ}$$

$$\frac{0,223}{1,88} \times 100 = 11,9\%$$

c)

$$n = \frac{102}{17} = 6 \qquad 91,8 \times \frac{6}{2} = 275,4 \text{ kJ}$$

$$\Delta n = n_{\text{produto}} - n_{\text{reagentes}} = -6$$

$$\Delta E = \Delta H - \Delta nRT = (-275,4) - (-6 \cdot 8,314 \times 10^{-3} \cdot 298) =$$

$$\Delta E = -260\text{kJ}$$

$$\text{d) } \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \qquad -33,0 \text{ kJ} = -91,8 \text{ kJ} - (298 \cdot \Delta S^\circ)$$

$$\Delta S^\circ = -0,197 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = -197 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Como o ΔH° e o ΔS° são negativos, esta reação é espontânea nas condições padrão; e a maior contribuição é devido ao valor ΔH° .