



P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 10/09/08

Nome:	GABARITO	
Nº de Matrícula:		Turma:
Assinatura:		

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

Dados

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

$$T (\text{K}) = T (^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

$$1 \text{ atm} = 760,0 \text{ mmHg}$$

$$PV = nRT$$

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

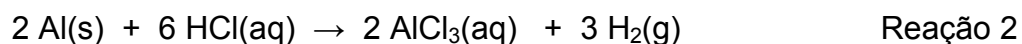
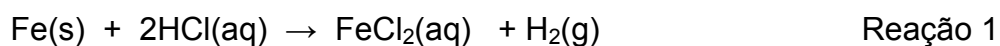
$$d = \frac{m}{V}$$

1ª Questão

Uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl, cuja densidade $1,13 \text{ g mL}^{-1}$ contém 25,7% de HCl em massa.

a) Considerando que um volume de 1,25 mL da solução aquosa de HCl reagiu com 1,00 g de ferro, de acordo com a reação 1, calcule o rendimento percentual sabendo que 0,0070 g de gás hidrogênio, H_2 , foram obtidos.

b) Uma amostra sólida de 2,05 g contendo ferro, Fe, e alumínio, Al, é totalmente reagida com excesso da solução de HCl de acordo com a reação 1 e com a reação 2, produzindo 0,105 g de H_2 . Determine a percentagem, em massa, do Al na amostra.



Resolução:

Primeiro calcular a concentração molar do HCl(aq):

$$\frac{25,7 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de solução}} \times \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,46 \text{ g de HCl}} = \frac{0,704 \text{ mol de HCl}}{100 \text{ g de solução}}$$

$$100 \text{ g de solução} \times \frac{1 \text{ mL de solução}}{1,13 \text{ g de solução}} = 88,50 \text{ mL de solução}$$

$$\text{Concentração molar do HCl} = \frac{0,705 \text{ mol de HCl}}{0,08850 \text{ L de solução}} = 7,97 \text{ mol L}^{-1}$$

a) Verificar qual é o reagente limitante:

$$1,25 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{7,95 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de HCl}} = 0,00497 \text{ mol de H}_2$$

$$1,00 \text{ g de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,85 \text{ g de Fe}} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de Fe}} = 0,0179 \text{ mol de H}_2$$

O HCl(aq) é o reagente limitante.

$$0,00497 \text{ mol de H}_2 \times \frac{2,02 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 0,0100 \text{ g de H}_2 \text{ (rendimento teórico)}$$

O rendimento percentual é então : (0,0070 g é o rendimento real)

$$\frac{0,0070}{0,0100} \times 100 = 70\%$$

b) considere que a massa de Al na amostra seja representada por "x"

$$0,105 \text{ g H}_2 = \left((2,05 - x) \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Fe}} \times \frac{2,02 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \right)$$

$$+ \left("x" \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{2,02 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \right)$$

$$0,105 \text{ g H}_2 = (2,05 - x) 0,0362 + 0,112 x$$

$$0,105 = 0,0742 - 0,0362 x + 0,112 x$$

$$0,0308 = 0,076 x$$

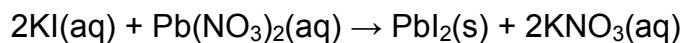
$$x = \frac{0,0308}{0,076} = 0,405 \text{ g de Al}$$

Agora calcular a composição percentual de Al

$$\% \text{ Al} = \frac{0,405 \text{ g Al}}{2,05 \text{ g da amostra}} \times 100 = 19,8\%$$

2ª Questão

Considere a reação de formação do iodeto de chumbo, PbI_2 ; a partir do iodeto de potássio, KI , em nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.



Sabendo que 100 mL de uma solução aquosa de KI , $2,0 \text{ mol L}^{-1}$ reage de forma completa com 100 mL de solução aquosa de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ para formação de iodeto de chumbo, PbI_2 , responda os itens abaixo.

- Calcule a fração molar do KI na solução $2,0 \text{ mol L}^{-1}$, sabendo que a densidade da solução é $1,05 \text{ g mL}^{-1}$.
- Calcule a quantidade de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, em gramas, necessária para preparar 100 mL da solução $1,0 \text{ mol L}^{-1}$.
- Calcule a concentração do KNO_3 , em mol L^{-1} , após a reação. Considere o volume ocupado pela massa do $\text{PbI}_2(\text{s})$ desprezível.
- Calcule a quantidade máxima de PbI_2 , em gramas, que pode ser formada.

Resolução:

a) 2 mol — 1L

d = 1,05 g — 1 mL

m solução = 105,0 g — 100 mL

-m KI = 33,2 g

m H₂O = 71,8 g ÷ 18 = 3,988 mol H₂O

MM_{KI} = 39,10 + 126,90 = 166 g

0,2 mol x 166 g = 33,2 g KI
mol

$$x_{\text{HI}} \frac{n_{\text{KI}}}{n_{\text{KI}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,2}{0,2 + 3,988} = \boxed{0,048 \approx 0,05}$$

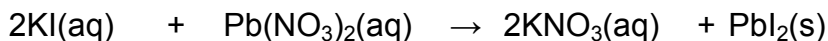
b)

MM_{Pb(NO₃)₂} = 207,2 + {2x[14 + 3x(15)]} = 331g

$$M = \frac{m}{\text{MM} \cdot V} \rightarrow m = M \cdot \text{MM} \cdot V$$

$$\frac{1\cancel{\text{mol}}}{\cancel{L}} \times \frac{331\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} \times 0,1\cancel{L} = \boxed{33,1 \text{ g}}$$

c) [KNO₃] (mol L⁻¹) V_{PbI₂} desprezível



100 mL 100 mL

2 mol L⁻¹ 1 mol L⁻¹

Como os volumes de KI e Pb(NO₃)₂ são iguais cada um ficou diluído à metade (2x) quando foram colocados para reagir.

Logo [KI] início da reação = 1 mol L⁻¹

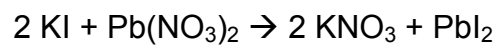
[Pb(NO₃)₂] início da reação = 0,5 mol L⁻¹

Como a reação precisa de 2x KI: 1 Pb(NO₃)₂ e já temos esta proporção, estamos no ponto estequiométrico, ou seja, não há excesso.

Pela estequiometria 2 KI — 2 KNO₃ = 1 KI — 1 KNO₃

$$[\text{KNO}_3] = [\text{KI}] = \boxed{1 \text{ mol L}^{-1}}$$

d) m_{PbI_2} ?



Pela proporção estequiométrica

2 1

1 0,5

em 200 mL

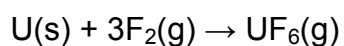
0,2 0,1

$$MM_{\text{PbI}_2} = 207,2 + (2 \times 126,9) = 461 \text{ g} \text{ — 1 mol}$$

$$\boxed{46,1 \text{ g}} \longleftarrow 0,1$$

3ª Questão

Em um reator fechado de volume igual a 10,0 L, uma massa de 200,0 g de urânio, U, foi colocada para reagir com gás flúor, F₂, inicialmente à pressão de 31,8 atm e temperatura de 50°C. Baseado nessas informações e assumindo o comportamento ideal para os gases, responda os itens “a” e “b” abaixo.



- Calcule a quantidade máxima, em gramas, de UF₆ que se poderia obter na reação.
- Calcule a pressão total no reator no final da reação, considerando que o rendimento foi de 75% e que a temperatura foi mantida constante.
- Calcule a densidade do gás UF₆ a 100°C e 1 atm.

Resolução:

a)

Fazer uma relação de mols de reagentes:

$$n_U = \frac{m}{M} = \frac{200 \text{ g}}{238 \text{ g mol}^{-1}} = 0,84 \text{ mol}$$

$$n_{F_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{(31,8 \text{ atm} \times 10 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 323 \text{ K})} = 12 \text{ mol}$$

O U é o reagente limitante, pois está em menor quantidade em relação ao balanço estequiométrico.

	U(s)	+	3F ₂ (g)	→	UF ₆ (g)
Início	0,84 mol		12 mol		0 mol
Fim	0		(12 - 2,5) mol		0,84 mol

$$m_{UF_6} = n_{UF_6} \times M_{UF_6} = 0,84 \times 352 \text{ g mol}^{-1} = \mathbf{295,6 \text{ g}}$$

b)

Se o rendimento for de 75%, as quantidades relativas da reação seriam calculadas em relação a 75% de 0,84 mol de UF₆, ou seja, 0,63 mol.:

	U(s)	+	F ₂ (g)	→	UF ₆ (g)
Início	0,84 mol		12 mol		0 mol
Fim	0,21 mol		(12 - 1,9) mol		0,63 mol

Ao final, tem-se dois componentes gasosos, o F₂ residual (10,1 mol) e UF₆ (0,63 mol)

Assim, o número total de gases no reator, ao final do processo seria 10,1 + 0,63 = 10,73 mol.

Logo:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{10,73 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 323 \text{ K}}{10 \text{ L}} = \mathbf{28,4 \text{ atm.}}$$

c)

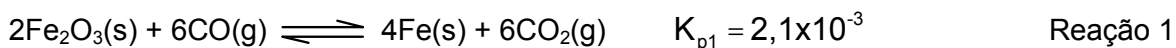
A 100 °C, um mol de UF₆ (352 g) ocuparia o seguinte volume:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 373 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 30,5 \text{ L}$$

$$D = \frac{m}{V} = \frac{352 \text{ g}}{30,5 \text{ L}} = \mathbf{11,5 \text{ g L}^{-1}}.$$

4ª Questão

A Companhia Siderúrgica Nacional utiliza hematita, Fe_2O_3 , para obtenção de ferro, Fe, considerando os equilíbrios abaixo e supondo que essas reações ocorrem em um reator fechado de volume V. Faça o que se pede abaixo:



- Escreva as expressões das constantes de equilíbrio, K_{p1} e K_{p2} .
- Explique o efeito do aumento da temperatura no equilíbrio da reação 1 sabendo que esta reação é endotérmica?
- Explique o efeito da diminuição do volume do reator no equilíbrio da reação 2.
- Explique o efeito da pressão parcial de $\text{CO}_2(\text{g})$ no equilíbrio da reação 2.
- Escreva a reação química global a partir da reação 1 e 2, e calcule a pressão parcial de O_2 no equilíbrio.

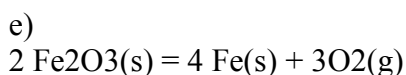
Resolução:

$$\begin{aligned} \text{a)} \quad K_{ps} (1) &= P_{\text{CO}_2}^6 / P_{\text{CO}}^6 \\ K_{ps} (2) &= P_{\text{CO}}^6 P_{\text{O}_2}^3 / P_{\text{CO}_2}^6 \end{aligned}$$

b) Desloca para a direita (formação de produtos)

c) Desloca para a esquerda (formação de reagentes)

d) Desloca para a direita (formação de produtos)



$$K_{ps} = P_{\text{O}_2}^3$$

$$5,67 \times 10^{-39} = P_{\text{O}_2}^3$$

$$P_{\text{O}_2}^3 = 1,78 \times 10^{-13} \text{ atm}$$