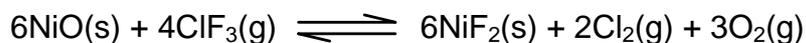


UNIRIO - Disciplina de Química Geral – Lista de exercícios 2

1. O trifluoreto de cloro, ClF_3 , é um gás altamente tóxico, que pode ser usado, por exemplo, para converter óxido de níquel, NiO , em fluoreto de níquel, NiF_2 , segundo a reação abaixo:



- a) Calcule a massa de NiO necessária para reagir com o gás ClF_3 , a 25°C , em um frasco de 1,5 L, considerando que a pressão parcial do ClF_3 é de 350 mmHg e que o rendimento da reação é de 80%, quando o equilíbrio é atingido.
- b) Nas condições descritas no item (a), calcule as pressões parciais de todos os gases presentes na mistura em equilíbrio.
- c) Calcule K_p para essa reação a 25°C .

Resolução:

a) ClF_3

$$P = 0,461 \text{ atm}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$V = 1,50 \text{ L}$$

$$n_{\text{ClF}_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,461 \times 1,50}{0,082 \times 298} = 0,0283 \text{ mol}$$

NiO

$$6 \text{ mol NiO} \text{ — } 4 \text{ mol ClF}_3$$

$$x \text{ — } 0,0283$$

$$x = 0,0424 \text{ mol}$$

$$0,0424 \text{ mol} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 80\%$$

$$x = 0,0339 \text{ mol}$$

$$74,7 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$x \text{ — } 0,0339 \text{ mol}$$

$$x = 2,53 \text{ g}$$

b) ClF_3

$$0,0283 \text{ mol} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 80\%$$

$$x = 0,0226 \text{ mol}$$



0,0283	-	-
-0,0226	+0,0113	+0,0170
0,00570	0,0113	0,0170

$$P_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \frac{RT}{V} = \frac{0,0113 \times 0,082 \times 298}{1,5} = 0,184 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \frac{RT}{V} = \frac{0,0170 \times 0,082 \times 298}{1,5} = 0,277 \text{ atm}$$

$$P_{\text{ClF}_3} = n_{\text{ClF}_3} \frac{RT}{V} = \frac{0,00570 \times 0,082 \times 298}{1,5} = 0,0929 \text{ atm}$$

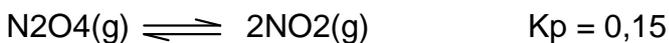
c)

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \times P_{\text{O}_2}^3}{P_{\text{ClF}_3}^4} = \frac{(0,184)^2 (0,277)^3}{(0,0929)^4} = 9,66$$

2. Um químico introduz uma amostra de N₂O₄ em uma ampola mantida a 25 °C. Após ser atingido o equilíbrio, a pressão total é de 0,54 atm.

(a) Qual é a pressão na ampola antes que qualquer N₂O₄ se dissocie?

(b) Qual é a fração de N₂O₄ que se dissociou em NO₂?



Considerando o equilíbrio

	N ₂ O ₄ (g)	\rightleftharpoons	2NO ₂ (g)
Início	1		0
Reagem	x		0
Formam	0		2x
Equilíbrio	1 - x		2x

$$n_{\text{total}} = 1 - x + 2x = 1 + x$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{N}_2\text{O}_4} + P_{\text{NO}_2}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{1-x}{1+x} P_{total}$$

$$P_{NO_2} = \frac{2x}{1+x} P_{total}$$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{2x}{1+x}\right)^2 P_{total}^2}{\frac{1-x}{1+x} P_{total}}$$

$$K_p = \frac{4x^2}{1-x^2} P_{total}$$

$$0,15 = \frac{4x^2}{1-x^2} 0,54$$

$$x = 0,26$$

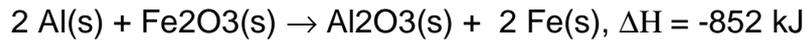
3. O ácido fórmico, HCOOH, é um ácido carboxílico líquido, a temperatura ambiente, e cuja densidade é 1,22 g mL⁻¹.

a) Calcule a variação de entalpia envolvida na decomposição de 1,00 mol de ácido fórmico (Reação I) a partir dos valores de entalpias de formação e de mudança de estado físico (Reações II a V).



b) Calcule a quantidade de calor envolvida na decomposição de 1,00 L de ácido fórmico em carbono, gás oxigênio e gás hidrogênio.

4. A reação entre o alumínio e o óxido de ferro (III), produz uma grande quantidade de calor.



a) Se 10 g de Al reagirem com excesso de Fe_2O_3 , qual a quantidade de calor em kJ, que será liberada, a pressão constante?

b) Se o calor liberado, calculado no item a, for utilizado para aquecer 500 g de água, inicialmente a 25°C , qual seria a temperatura final da água?

Resolução:

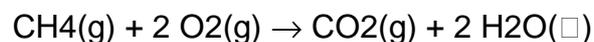
$$\begin{array}{l} \text{a) } 54 \text{ g} \text{ — } -852 \text{ kJ} \\ 10 \text{ g} \quad \text{— } X \end{array} \quad \begin{array}{l} X = -157,8 \text{ kJ} \\ \text{Calor liberado} = 157,8 \text{ kJ} \end{array}$$

$$\text{b) } 157,8 \times 103 = 500 \times 4,18 \times \Delta t$$

$$\Delta t = 75,49^\circ\text{C}$$

$$\text{Logo } t_{\text{final}} = 100,5^\circ\text{C}$$

5. A combustão de 1,0 mol de metano, $\text{CH}_4\text{(g)}$, libera 820,2 kJ nas condições-padrão, segundo a reação:



Nestas condições, calcule:

a) A variação de entalpia quando 0,5 mol de metano queima totalmente na presença de oxigênio.

Resolução:

$$\text{a) A variação da entalpia é: } - (0,5 \times 820,2) = - 410,1 \text{ kJ}$$

5. Considere a reação de decomposição do fosgênio abaixo:



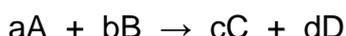
a) Calcule ΔH°

	ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)
$\text{COCl}_2\text{(g)}$	-220
CO(g)	-110,5
$\text{Cl}_2\text{(g)}$	0

Resolução:

a) $\Delta H^\circ \text{ reação} = \sum n \Delta H^\circ_f \text{ Produtos} - \sum n \Delta H^\circ_f \text{ Reagentes}$
 $= \{0 + (-110,5)\} - \{-220\} = 109,5 \text{ kJ/mol}$

6. Parte 1: Sabendo que a Lei de Velocidade é uma equação que fornece a velocidade da reação em função das concentrações das espécies presentes num sistema reacional e utilizando uma representação genérica de uma reação química como segue abaixo:



Responda as questões abaixo:

- a) Escreva a lei de velocidade para a representação acima;
- b) Explique o que é ordem de reação;

Resolução:

a) $V = k [A]^m [B]^n$

b) Ordem de reação é a potência a que está elevada a concentração de uma espécie (produto ou reagente) na expressão da lei de velocidade, em relação à espécie química.

7. A sacarose, um açúcar de 12 carbonos, é hidrolisada segundo a reação abaixo:



- a) Como se pode medir experimentalmente a velocidade de uma reação química?
- b) Defina velocidade de reação.
- c) Qual é a percentagem de sacarose que reagiu, num reator de 1,0 L, após 1 hora de reação, a 37 °C, sabendo que a concentração inicial é de 20,0 g L⁻¹.

Resolução:

- a) Acompanharia/mediria a formação/concentração dos produtos ou o desaparecimento do reagente
- b) É a variação da concentração de produtos (+) ou reagentes (-) em função do tempo

c) $MM = (12 \times 12) + (22 \times 1) + (11 \times 16) = 342 \text{ g mol}^{-1}$

1 mol — 342 g

0,058 mol ← 20 g

2ª ordem $\Rightarrow \frac{1}{A_t} = kt + \frac{1}{A_0}$ $t = 3600\text{s}$ $k = 1 \times 10^{-3} \text{ L mol}^{-1}\text{s}^{-1}$

$$\frac{1}{A_t} = 1 \times 10^{-3} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1} \cdot 3600 \text{ s} + \frac{1 \cdot \text{L}}{0,058 \text{ mol}} = 3,6 + 17,24 = 20,84$$

Após 1h: $A_t = 0,048 \text{ mol/L}$

Reagiu: $0,058 - 0,048 = 0,01$ \longrightarrow **17,27%**

0,058 \longrightarrow **100%**

8. 1) A taxa de decomposição do acetaldeído (CH_3CHO) foi medida na faixa de temperatura de 700 a 1000 K. As constantes de velocidade encontradas estão tabeladas abaixo.

T (K)	700	730	760	790	810	840	910	1000
k ($\text{L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$)	0,011	0,035	0,105	0,343	0,789	2,17	20,0	145

a) Qual a ordem da reação de decomposição do acetaldeído. Justifique sua resposta.

2) Segundo a teoria das colisões, a colisão entre moléculas é um dos fatores necessários para que ocorra uma reação química. Como explicar então, segundo essa mesma teoria, que no ar há cerca de um bilhão de colisões por segundo entre as moléculas do gás oxigênio e do gás metano e não ocorre reação? (na explicação cite dois fatores determinantes para a colisão ser efetiva, ou seja, para que ocorra a reação).

Resolução:

1) A reação de decomposição do acetaldeído é de segunda ordem. Esta informação pode ser obtida pela unidade da constante cinética, k, uma vez que para segunda ordem:

$$v = k [A]^2$$

$$\frac{\Delta []}{\Delta T} = k []^2 \rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L s}} = k \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \rightarrow k = \frac{\text{L}}{\text{mol s}}$$

2) Na teoria da colisão os produtos só se formam se a colisão envolver energia suficiente, ou seja, a colisão só será bem sucedida se a energia cinética for maior que um certo valor mínimo, a energia de ativação, E_a , da reação. Porém, nem toda colisão provocará a reação mesmo que as exigências de energia sejam satisfeitas. Os reagentes devem também colidir numa orientação apropriada, é o que se pode chamar de “exigência estérica”. Assim, além da colisão entre as partículas, dois outros fatores para a ocorrência de uma reação química são energia suficiente e orientação adequada.