



Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy Ribeiro



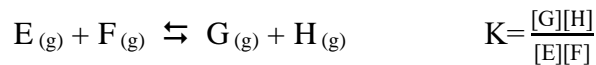
CURSO: LICENCIATURA EM QUÍMICA – GABARITO EXERCÍCIO PROGRAMÁTICO 3

POLOS: Nova Friburgo, Paracambi, Piraí, São Fidélis

DISCIPLINA: QUÍMICA GERAL III

PERÍODO: 2017-1

Exercício 1:

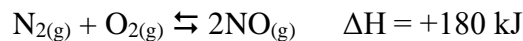


QUANTIDADE	$E_{(g)}$	+	$F_{(g)}$	\rightleftharpoons	$G_{(g)}$	+	$H_{(g)}$
INICIAL	6,0 mol/l		7,0 mol/l		0		0
REAGINDO	Gastou 4,5 mol		Gastou 4,5 mol		Formou 4,5 mol		Formou 4,5 mol
EQUILÍBRIO	6-4,5= 2 mol		7-4,5= 3 mol		4,5 mol		4,5 mol/l
[mol/L] no EQUILÍBRIO	$[E] = \frac{1,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$		$[F] = \frac{2,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$		$[G] = \frac{4,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$		$[H] = \frac{4,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$

Assim a constante de equilíbrio será:

$$K = \frac{[4,5][4,5]}{[1,5][2,5]} \rightarrow K = 5,4$$

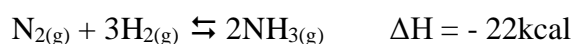
Exercício 2:



- Como a reação é endotérmica ($\Delta H > 0$), a reação se deslocará no sentido dos produtos.
- Como não existe variação no número de mols em fase gás entre o reagente ($N_{2(g)} + O_{2(g)}$) e o produto ($2NO_{(g)}$) não haverá deslocamento no equilíbrio da reação.
- O aumento da concentração de $O_{2(g)}$ irá deslocar a reação no sentido de consumir este excesso de O_2 , logo a reação irá se deslocar para o sentido dos produtos.
- A diminuição da concentração de N_2 irá deslocar o equilíbrio da reação se na direção da formação dos reagentes, para tentar contrabalançar esta redução da concentração de N_2 .

- e. O aumento da concentração de $\text{NO}_{(g)}$ irá deslocar a reação no sentido do consumo de NO , logo a reação irá deslocar no sentido dos reagentes.
- f. A presença de um catalisador não altera o equilíbrio da reação e sim a velocidade na qual o equilíbrio é alcançado.

Exercício 3:



A reação para a formação da amônia pelo processo Harber é uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$), com isso a diminuição da temperatura irá favorecer a produção de NH_3 . Outro fator que favorece a produção da amônia é um aumento da pressão ou diminuição do volume do recipiente já que existe um maior número de mols em fase gás no reagente do que no produto.

Exercício 4:



QUANTIDADE	$\text{A}_{(g)}$	+	$\text{B}_{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{C}_{(g)}$	+	$2\text{D}_{(g)}$
INICIAL	0		0		1		1
REAGINDO	$0,5 - x$		$0,5 - x$		$0,5 + x$		$-(1,0 - 2x)$
EQUILÍBRIO	$0,5 - x \approx 0,5$		$0,5 - x \approx 0,5$		$0,5 + x \approx 0,5$		$1,0 - (1,0 - 2x) = 2x$

O valor da constante de equilíbrio (K) é muito pequeno, ou seja, no equilíbrio, a composição do sistema está deslocada na direção da formação de reagentes. Neste exemplo, temos inicialmente apenas uma certa concentração de produtos C e D. Estes irão reagir, formando A e B, até que as concentrações alcancem os valores necessários para respeitar a constante de equilíbrio. Para isto, quase todo o D deverá ser consumido, pois este é o limitante (1,0 mol de C precisaria de 2,0 moles de D, que não estão disponíveis; 1,0 mol de D é inteiramente consumido por 0,5 mol de C). Se, no equilíbrio, tivermos um valor residual de D de $2x \text{ mol.L}^{-1}$, isto significa que o consumo de D foi de $(1,0 - 2x)$. O consumo de C será a metade disto, ou seja, $(0,5 - x)$, pois, para cada 2 moles de D, apenas 1 mol de C é consumido. Como temos 1 mol de A e 1 mol de B formados para cada mol de C consumido, a produção de A e B será de $(0,5 - x) \text{ mol.L}^{-1}$. Como x é muito pequeno, podemos, provavelmente, considerá-lo desprezível em relação a 0,5. Assim, substituindo os valores finais na expressão de K :

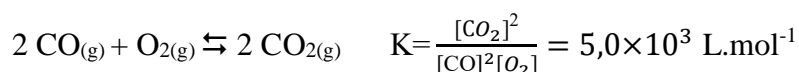
$$K = \frac{[C][D]^2}{[A][B]} = \frac{(0,5)(2x)^2}{(0,5)(0,5)} = 1,8 \times 10^{-6} \therefore x = 4,74 \times 10^{-4}$$

Verificamos que x realmente é desprezível em relação a 0,5 e que as concentrações no equilíbrio são:

$$[A] = [B] = [C] = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[D] = 2x = 9,5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercício 5:



QUANTIDADES	2 CO _(g)	+	O _{2(g)}	⇌	2 CO _{2(g)}
INICIAL	0,5		0,5		0
REAGINDO	-X		-X/2		+X
EQUILÍBRIO	0,5 - x ≈ x		0,25 - x ≈ 0,25		0,5 + x ≈ 0,5

Como K_{eq} é muito maior que 1, significa que praticamente todos os reagentes reagiram formando produtos.

$$5,0 \times 10^3 = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2[\text{O}_2]} \rightarrow 5,0 \times 10^3 = \frac{[0,5]^2}{[x]^2[0,25]} \rightarrow x = 1,4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercício 6:



$$P[\text{NO}_2] + P[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,5 \text{ atm}$$

$$P[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,5 - P[\text{NO}_2]$$

$$K_p = \frac{P[\text{NO}_2]^2}{P[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0,66 \text{ atm} \rightarrow \frac{P[\text{NO}_2]^2}{0,5 - P[\text{NO}_2]} = 0,66 \text{ atm} \rightarrow P[\text{NO}_2]^2 = 0,33 - 0,66 P[\text{NO}_2]$$

$$P[\text{NO}_2]^2 + 0,66 P[\text{NO}_2] - 0,33 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \rightarrow x = \frac{-0,66 \pm \sqrt{(0,66)^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-0,33)}}{2 \cdot 1} \rightarrow x = 0,332 \text{ atm} = P[\text{NO}_2]$$

$$P[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,5 - P[\text{NO}_2]$$

$$P[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,5 - 0,332$$

$$P[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,167 \text{ atm}$$