

Semana 20

Equilibrio Químico - Parte 2



Cálculo da constante de equilíbrio

O valor da constante de equilíbrio é calculado pela expressão matemática que relaciona as concentrações do(s) reagente(s) e do(s) produto(s) no equilíbrio químico.

Ex.: Para o cálculo do valor da constante K_C , considere o equilíbrio estabelecido entre as substâncias gasosas: SO_3 , SO_2 e O_2 .

Em determinadas condições de temperatura e pressão, encontram-se em equilíbrio:

$3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de $SO_2(g)$, $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de $O_2(g)$ e $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de $SO_3(g)$,

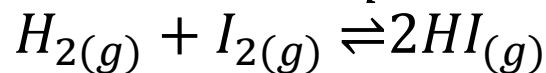
segundo a equação: $2 SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$

Determine o valor da constante de equilíbrio em termos de concentração para essa reação.

Resolução: Como as concentrações em mol/L estão no equilíbrio, o valor da constante K_c é diretamente calculado pela relação entre as concentrações dos produtos e do reagente.

$$K_c = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2} \quad K_c = \frac{(3)^2 \cdot (2)}{(2)^2} \quad K_c = 4,5$$

Ex.: Para o cálculo do valor da constante K_p , considere o seguinte equilíbrio:



A certa temperatura, verifica-se que as pressões parciais do equilíbrio químico estabelecido entre os gases H_2 , I_2 e HI são: $p_{H_2} = 0,5 \text{ atm}$, $p_{I_2} = 0,4 \text{ atm}$ e $p_{HI} = 0,6 \text{ atm}$. Tendo essas informações, determine o valor da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais

Resolução: Como os valores das pressões parciais estão no equilíbrio, o valor da constante K_p é diretamente calculado pela relação entre as pressões do produto e do(s) reagente(s).

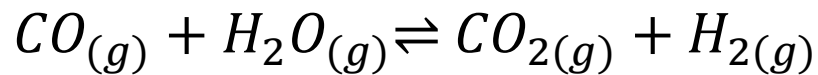
$$K_p = \frac{(p_{HI_2})^2}{(p_{H_2}) \cdot (p_{I_2})} \quad K_p = \frac{(0,6)^2}{(0,5) \cdot 0,4} \quad K_p = 1,8$$

Quando as quantidades do(s) reagente(s) e do(s) produto(s) não correspondem aos valores em equilíbrio, é necessário organizar as informações de cada participante em cada etapa do processo. Isso pode ser feito com auxílio de uma tabela.

	Reagente(s)	⇌	Produto(s)
Quantidade no INÍCIO		⇌	
Quantidade que REAGE /Quantidade que se FORMA (de acordo com a proporção estequiométrica entre os participantes da reação)		⇌	
Quantidade no EQUILÍBRIO		⇌	

Para encontrar as quantidades no equilíbrio, é importante considerar que somente uma parte inicial do(s) reagente(s) se transforma em produto(s). A diferença entre essa quantidade inicial e a quantidade que efetivamente reagiu corresponde ao valor no equilíbrio.

Ex.: A necessidade de se obter energia limpa está cada vez mais evidente. Uma fonte energética bem-aceita e utilizada atualmente é a célula combustível do gás hidrogênio. Um dos processos de fabricação de $H_{2(g)}$ consiste em misturar monóxido de carbono e vapor-d'água com catalisador adequado. A reação é representada segundo a equação:



Em um recipiente de 2 L foram colocados 6 mol de $CO_{(g)}$ e 6 mol de $H_2O_{(g)}$. Após aquecimento até $430\text{ }^{\circ}\text{C}$, verificou-se a presença de 2 mol/L de combustível. Calcule a constante de equilíbrio K_c para essa temperatura.

Resolução: Para calcular a constante de equilíbrio em termos de concentração, é necessário determinar os valores das concentrações dos reagentes e dos produtos no estado de equilíbrio. Entre os dados fornecidos, somente a concentração do $H_{2(g)}$ está no equilíbrio. As quantidades iniciais dos reagentes devem ser convertidas em mol/L.

Cálculo da concentração inicial de cada reagente:

$$6 \text{ mol de reagente} \quad - \quad 2L$$

$$x \quad - \quad 1L$$

$$x = 3 \text{ mol de reagente} \therefore 3 \text{ mol/L para cada reagente}$$

Portanto:

	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_{2(g)}$
Início	3 mol/L	3 mol/L	\rightleftharpoons		
Reage/forma			\rightleftharpoons		
Equilíbrio			\rightleftharpoons		2 mol/L

Se no equilíbrio há 2 mol/L de $\text{H}_{2(g)}$ e inicialmente não existe nenhum produto, pode-se dizer que esse valor corresponde também à quantidade formada.

	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_{2(g)}$
Início	3 mol/L	3 mol/L	\rightleftharpoons	0	0
Reage/forma			\rightleftharpoons		2 mol/L
Equilíbrio			\rightleftharpoons		2 mol/L

Com a quantidade formada de um dos produtos, pode-se determinar a quantidade formada do outro produto, assim como os valores das concentrações de cada reagente consumido seguindo a relação estequiométrica da equação (1 : 1 : 1 : 1).

	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2(g)$
Início	3 mol/L	3 mol/L	\rightleftharpoons	0	0
Reage/forma	2 mol/L	2 mol/L	\rightleftharpoons	2 mol/L	2 mol/L
Equilíbrio			\rightleftharpoons		2 mol/L

A diferença entre as concentrações iniciais e as quantidades que reagem fornece a concentração em equilíbrio para cada reagente, CO e H_2O . A concentração do CO_2 , no equilíbrio, corresponde ao valor da quantidade formada.

	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2(g)$
Início	3 mol/L	3 mol/L	\rightleftharpoons	0	0
Reage/forma	2 mol/L	2 mol/L	\rightleftharpoons	2 mol/L	2 mol/L
Equilíbrio	1 mol/L	1 mol/L	\rightleftharpoons	2 mol/L	2 mol/L

Com as concentrações no estado de equilíbrio, calcula-se a constante K_c pela expressão:

$$K_c = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]} \quad K_c = \frac{(2) \cdot (2)}{(1) \cdot (1)} \quad K_c = 4$$