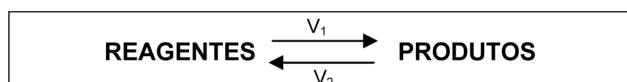


Equilíbrio Químico:

Todas as reações reversíveis em sistemas fechados tendem para o equilíbrio, ou seja, em um determinado instante a velocidade da reação direta (reagentes para produto) passa ser igual a velocidade da reação inversa (produtos para reagente), assim a partir do equilíbrio, as concentrações dos reagentes permanecem inalteradas, constantes.



Importante lembrar

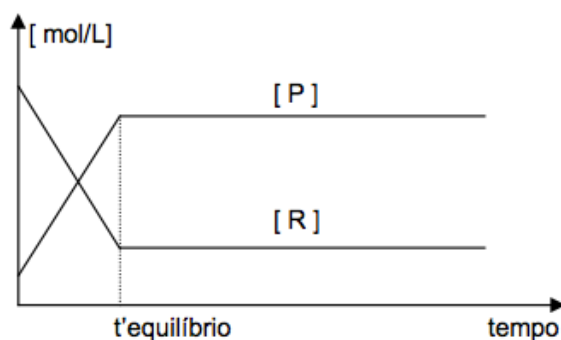
As reações reversíveis em sistema fechado tendem ao equilíbrio.

Equilíbrio químico se dá no instante em que a velocidade da reação direta passa ser igual a velocidade da reação inversa e conseqüentemente, as concentrações de todas as substâncias participantes permanecem constante.

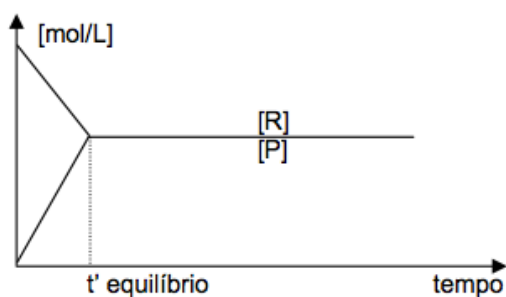
No Equilíbrio Químico:

- 1) $V_1 = V_2$ (velocidade da reação direta = velocidade da reação inversa)
- 2) Concentração dos Reagente e Produtos \rightarrow permanecem constantes (inalteradas).

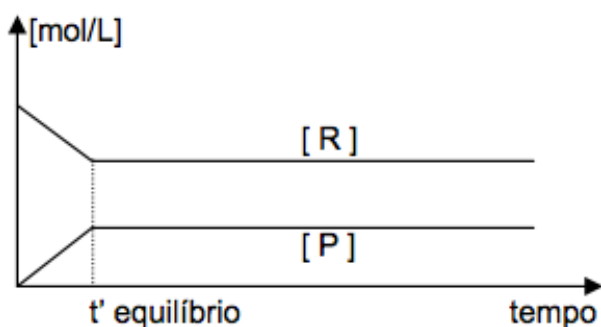
Diagramas - equilíbrio químico:



No gráfico acima, verificamos que depois de atingido o equilíbrio ainda existe predominância dos produtos, ou seja, existem mais produtos que reagentes.



No gráfico acima, verificamos que depois de atingido o equilíbrio ainda existe igualdade nas concentrações dos produtos e reagentes.



No gráfico acima, verificamos que após atingido o equilíbrio ainda existe predominância dos reagentes, ou seja existe mais reagentes que produtos.

Em relação às concentrações, no instante em que o equilíbrio é estabelecido, verificamos que a velocidade da reação direta passa a ser igual a velocidade da reação inversa portanto o **equilíbrio é considerado dinâmico** e as concentrações permanecem constante como relacionadas nos gráficos.

Constante de Equilíbrio:

Constante de equilíbrio em função da concentração:

$$K_c = \frac{[\text{Produtos}]^{\text{coeficientes}}}{[\text{Reagentes}]^{\text{coeficientes}}}$$

Constante de equilíbrio em função da pressão:

$$K_p = \frac{(\text{Pressão Produtos})^{\text{coeficientes}}}{(\text{Pressão Reagentes})^{\text{coeficientes}}}$$

Importante:

- 1) Substâncias homogêneas: as substâncias envolvidas estão em um mesmo estado físico, sendo assim todas entram na expressão de K_c .
- 2) Substâncias heterogêneas: quando as substâncias estiverem em diversos estados físicos, apenas os gases entrarão na expressão de K_c .
- 3) Expressão da constante de equilíbrio em termos de pressão (K_p): neste caso, apenas os gases poderão entrar na expressão de K_p .

Exercícios Resolvido:

Em relação ao sistema em equilíbrio:

$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ Sabendo que, nesse equilíbrio, a determinada temperatura, as pressões parciais dos componentes são: $P_{\text{N}_2}(\text{g}) = 2,0\text{atm}$, $P_{\text{H}_2}(\text{g}) = 1,0\text{atm}$, $P_{\text{NH}_3}(\text{g}) = 4,0\text{atm}$.

I) Escreva a expressão de equilíbrio em função da concentração e em função da pressão.

II) Determine o valor da constante de equilíbrio em função da pressão.

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^1 \cdot [\text{H}_2]^3}$$

$$K_p = \frac{p(\text{NH}_3)^2}{p(\text{N}_2)^1 \cdot p(\text{H}_2)^3}$$

$$K_p = \frac{(4,0)^2}{(2,0)^1 \cdot (1,0)^3}$$

$$K_p = 8 \text{ atm}^{-2}$$

TABELA KC:

(UFF) Em um recipiente de aço inox com capacidade de 1,0 L foram colocados 0,500 mol de H_2 e 0,500 mol de I_2 . A mistura alcança o equilíbrio quando a temperatura atinge 430°C . Calcule as concentrações de H_2 , I_2 e HI na situação de equilíbrio, sabendo-se que K_c para a reação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ é igual a 49,0 na temperatura dada.

	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{I}_2(\text{g})$	$2\text{HI}(\text{g})$
Início	0,5	0,5	0
Varição	$0,5 - x$	$0,5 - x$	$0 + 2x$
Equilíbrio	?	?	?

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \rightarrow 49 = \frac{(2x)^2}{(0,5 - x)(0,5 - x)} \rightarrow x = 0,39$$

Equilíbrio	$0,5 - 0,39 = 0,11$	$0,5 - 0,39 = 0,11$	$2 \cdot 0,39 = 0,78$
------------	---------------------	---------------------	-----------------------