EQUILÍBRIO QUÍMICO

Você já viu cinzas se transformarem em madeira? Provavelmente não... Esse é um clássico exemplo de reação irreversível, ou seja, toda aquela que não pode ser feita no sentido inverso. Porém algumas reações têm a interessante característica de ser reversível, ou seja, aquela em que os reagentes se transformam em produtos e esses produtos voltam a se transformar em reagentes; um exemplo disso é a formação de gás carbônico quando se abre uma garrafa de refrigerante.

Reação direta: $A + B \rightarrow C + D$

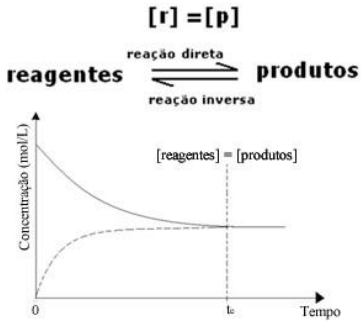
Reação inversa: $C + D \rightarrow A + B$

Equilíbrio químico (dinâmica): $A + B \rightleftarrows C + D$

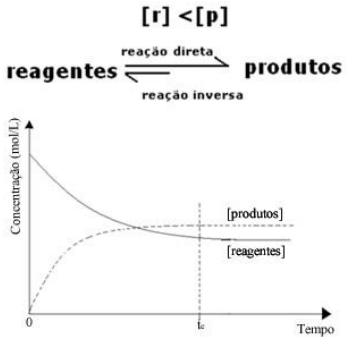
Quando um sistema está em equilíbrio, a velocidade da reação direta e inversa são numericamente iguais e a concentração das espécies envolvidas são constantes e uma reação será reversível somente se o sistema for fechado e só atingirá o equilíbrio com temperatura constante. **Quando um sistema está em equilíbrio coexistem reagentes e produtos.**

Estudo gráfico do equilíbrio químico: podemos observar três possíveis gráficos vistos sobre o equilíbrio, sendo esses

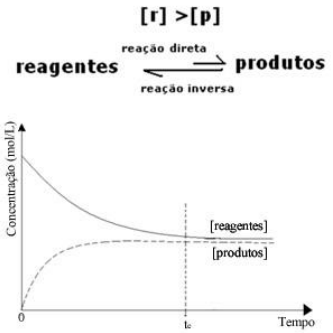
-A concentração final dos reagentes e produtos sendo iguais:



-A concentração final dos produtos sendo maior que a dos reagentes:



-A concentração final dos produtos sendo maior que a dos reagentes:



Tipos de equilíbrio:

-Equilíbrio físico: ocorre em processos físicos sem formação de novas substâncias.

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

-Equilíbrio químico: ocorre nos processos químicos com formação de novas substâncias.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

Constante de equilíbrio: serve de informação quantitativa para definir para onde tende a reação.

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$\boldsymbol{K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}}$$

A concentração de um gás é expressa e termos de sua pressão parcial (K_p):

$$\boldsymbol{K_P = \frac{(pC)^c(pD)^d}{(pA)^a(pB)^b}}$$

$$\boldsymbol{K_P = K_C.(R.T)^{\Delta n}}$$

Quanto maior o valor de K_c maior será a tendência da reação para a direita. Só faz parte de K a substância que tem sua concentração em mol/L ou pressões parciais.

DESEQUILÍBRIO QUÍMICO

"Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação, ele se reajusta espontaneamente no sentido que tende a minimizar os efeitos desta força." – Le Chatelier.

Fatores que afetam o estado de equilíbrio de uma reação:

-Concentração das substãncias (K_c não varia):

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftarrows cC_{(g)} + dD_{(g)} \quad K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Adicionar A ou B aumenta a velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita. Remover A ou B promove diminuição na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a esquerda. **A retirada ou adição de sólidos não afeta o equilíbrio.**

-Pressão (K_C não varia): somente afetará o equilíbrio de uma substância se apresentar pelo menos um participante no estado gasoso.

I. O aumento de pressão desloca o equilíbrio para o lado de menos volume (o que tem menos gás);

II. A diminuição de pressão desloca o equilíbrio para o lado de maior volume (que tem mais gás).

$$aA_{(g)} + bB_{(l)} \rightleftarrows cC_{(g)} + dD_{(g)}$$

I. Aumentando a pressão o equilíbrio se desloca para a esquerda;

II. Diminuindo-se a pressão o equilíbrio se desloca para a direita.

A variação de pressão interfere na concentração de substâncias no estado gasoso. Portanto o efeito da pressão é desprezado para sólidos e líquidos. No equilíbrio a seguir:

$$X_{2(g)} + Y_{2(g)} \rightleftarrows 2XY_{(g)}$$

Como não há variação volumétrica (2 mols de gás nos produtos e 2 mols de gases nos reagentes resulta em zero) o equilíbrio não sofre deslocamento com a pressão.

-Temperatura (K_C varia): O aumento da temperatura promove o aumento nas velocidades tanto na reação direta quanto inversa.

I. O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica;

II. A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação exotérmica.

Reação exotérmica:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)} + \text{calor} \qquad \Delta H<0$$

K_C diminui com o aumento de temperatura, pois o equilíbrio se desloca para os reagentes.

Reação endotérmica:

$$\text{calor} + N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)} \qquad \Delta H>0$$

K_C aumenta com o aumento de temperatura, pois o equilíbrio se desloca para os produtos.

-Catalisador: não influencia o equilíbrio.