

Equilibrio químico - Resumo

1.- Procesos reversibles e irreversibles.

Reaccións irreversibles son as que **transcorren nun sentido único**, rematando cando se esgota un dos reaccionantes (o reactivo limitante). **Reaccións reversibles** son aquelas nas que **os produtos** que se forman **reaccionan** entre eles para volver a dar os reaccionantes.

2.- Equilibrio químico.

Os **procesos reversibles** considérase que **rematan cando se alcanza o equilibrio** momento en que a **velocidade con que os reactivos se transforman en produtos é igual á velocidade con que os produtos se transforman en reactivos**, polo tanto, a **concentración de cada unha das substancias que interveñen na reacción permanece constante**. É dicir, trátase dun equilibrio dinámico, non estático.

3.- A constante de equilibrio K_C .

Como nunha reacción reversible calquera, entre gases,
 $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g) + dD(g)$
unha vez alcanzado o equilibrio, as concentracións permanecen constantes, defínese a **constante de equilibrio K_C** como:

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

onde os corchetes representan as **concentracións** das substancias correspondentes, **medidas no equilibrio en mol/L**.

O valor de K_C , dada a súa expresión, depende de como se axuste a reacción. Na expresión de K_C só se inclúen as especies gasosas; as especies en estado sólido ou líquido teñen concentración constante, e polo tanto, intégranse na constante de equilibrio.

Se a temperatura cambia, a constante de equilibrio tamén.

4.- Significado da constante de equilibrio.

Un valor moi grande significa que as concentracións dos produtos son moito maiores cás dos reaccionantes, polo tanto que o equilibrio está moi desprazado á dereita (practicamente irreversible). Ao revés, un valor moi pequeno, significa que as concentracións dos produtos son moito menores cás dos reaccionantes, polo tanto o equilibrio está moi desprazado á esquerda (case non hai reacción).

5.- A constante de equilibrio K_P . Relación con K_C .

$$K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} ; \quad K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad \text{onde} \quad \Delta n = (c+d) - (a+b)$$

representa a resta dos coeficientes estequiométricos dos produtos e os dos reactivos.

6.- Grao de disociación (α).

Nas reaccións nas que un único reactivo se disocia en dous ou máis produtos, defínese como o **número de moles de reaccionante que se disocian por cada mol inicial**: $\alpha = n \text{ moles disociados} / n_0 \text{ moles iniciais}$. Se utilizamos concentracións en vez de moles, o grao de disociación será $\alpha = X/C_0$, onde X é a concentración que

desaparece (reacciona) e C_0 a concentración inicial de reaccionante. Habitualmente exprésase en porcentaxe, é dicir, o resultado anterior multiplícase por cen.

7.- Principio de Le Chatelier.

Un cambio en calquera das variables que determinan o estado de equilibrio químico, produce un desprazamento do equilibrio no sentido de contrarrestar o efecto causado pola perturbación.

7.1. Cambio na concentración de reactivos ou produtos.

Se aumenta a concentración dalgún reactivo o equilibrio se despraza cara á dereita, para consumilo; se diminúe se despraza cara á esquerda, para formalo. Se aumenta a concentración dalgún produto o equilibrio se despraza cara á esquerda, para consumilo; se diminúe se despraza cara á dereita, para formalo.

7.2. Cambio na presión ou volume.

Se aumentamos a presión que soporta o sistema (ou, o que é o mesmo, diminuímos o volume), para contrarrestar a perturbación, o equilibrio desprazarase de xeito que diminúa o seu volume, o que conseguirá consumindo substancias gasosas, é dicir, irá cara onde haxa menos moles de gas. Ao revés, se diminuímos a presión, o equilibrio desprazarase de xeito que aumente o seu volume, o que conseguirá formando substancias gasosas, é dicir, irá cara onde haxa máis moles de gas.

7.3. Cambio na temperatura.

Se aumentamos a temperatura nun sistema en equilibrio, estaremos subministrándolle enerxía, e o equilibrio, para contrarrestar o efecto, desprazarase de xeito que consuma enerxía: cara á esquerda se o proceso é exotérmico e cara á dereita se é endotérmico. Ao revés se diminuímos a temperatura.

8.- Equilibrios heteroxéneos.

Se as substancias que interveñen nunha reacción se presentan en distintas fases ou estados físicos, diremos que é unha reacción heteroxénea. Neses procesos os sólidos e líquidos puros non se teñen en conta nas expresións das constantes de equilibrio.