

EQUILIBRIO QUÍMICO

Conceptos iniciales

Ecuación de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Ley de Dalton sobre presiones parciales:

$$P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$$

$$P_T = \sum P_i$$

$$P_i = P_T \cdot X_i$$

$$X_i = \frac{n_i}{n_T}$$

Equilibrio:

Para la reacción: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

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

$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_x \cdot P^{\Delta n}$$

Δn : Diferencia de moles gaseosos de productos menos reactivos; $\Delta n = c + d - a - b$

Equilibrios heterogéneos:

- Si hay líquidos y gases sólo ponemos los gases.
- Si hay sólidos y gases sólo ponemos los gases.
- Si hay sólidos y líquidos sólo ponemos los líquidos.

Ejercicio tipo:

	aA	+	bB	\rightleftharpoons	cC	+	dD
Moles iniciales	n_1		n_2		n_3		n_4
Moles que reaccionan	ax		bx				
Moles que se forman					cx		dx
Moles en el equilibrio	$n_1 - ax$		$n_2 - bx$		$n_3 + cx$		$n_4 + dx$

Puesto que en muchas reacciones los reactivos no se transforman completamente en productos, es útil definir el **grado de disociación (α) de un reactivo** como el cociente entre el número de moles de ese reactivo que han desaparecido al establecerse el equilibrio y el número de moles iniciales del mismo al comienzo de la reacción, multiplicado por 100:

$$\alpha_A (\%) = \frac{n_{\text{Desaparecidos}}}{n_{\text{Iniciales}}} \cdot 100$$

$$\alpha_A (\%) = \frac{x}{n_{\text{Iniciales}}} \cdot 100$$

Ejercicio tipo:

	A	\rightleftharpoons	bB	+	cC
Moles iniciales	n				
Moles que reaccionan	$n\alpha$				
Moles que se forman			$bn\alpha$		$cn\alpha$
Moles en el equilibrio	$n(1-\alpha)$		$bn\alpha$		$cn\alpha$

Cociente de reacción:

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

Ojo! Estas concentraciones no son las del equilibrio, son las que nos dan en un momento determinado para que digamos si se encuentran en equilibrio

- si $Q < K$, la relación entre los productos y reactivos debe aumentar, por lo que el equilibrio se desplazará hacia el lado de los productos, hacia la derecha.
- si $Q > K$, la relación entre los productos y reactivos debe disminuir, por lo que el equilibrio deberá desplazarse hacia el lado de los reactivos, hacia la izquierda.
- si $Q = K$, el sistema está en equilibrio, por lo que las concentraciones de productos y reactivos ya no se modificarán si no cambian las condiciones del sistema.

Factores que afectan al equilibrio. Principio de le châtelier

Las modificaciones o desplazamientos de un equilibrio vienen regidos por una ley simple denominada **Ley de Le Châtelier**, que establece que:

Si en una reacción en equilibrio cambiamos alguna de sus propiedades (concentración, temperatura, presión, ...), el sistema tratará de alcanzar un nuevo estado de equilibrio desplazándose en la dirección adecuada para intentar contrarrestar el cambio producido en la propiedad.

Los factores que afectan al equilibrio son: La temperatura, la concentración, la presión y el volumen.

Espontaneidad de las reacciones químicas y equilibrio químico

$$\Delta G = -R \cdot T \cdot \ln K_p \quad \text{Espontánea } (\Delta G < 0), \text{ no espontánea } (\Delta G > 0),$$

Ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = -\frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$