

Tema 4. Equilibrio Químico

- 1) El potencial químico**
- 2) Condición general de equilibrio químico**
- 3) La Constante de Equilibrio.
Expresiones para la Constante de Equilibrio**
- 4) Factores que afectan al equilibrio**
- 5) Equilibrios en Sistemas Heterogéneos**
- 6) Equilibrios Ácido-Base**

El Potencial Químico

1) El potencial químico

Supongamos un sistema formado por una mezcla de dos sustancias 1 y 2. La energía libre se puede expresar como:

$$G = \mu_1 n_1 + \mu_2 n_2$$

n_i es el número de moles de cada componente

μ_i es el **potencial químico** del componente i en el sistema es una magnitud intensiva que indica el desplazamiento espontáneo de la materia (de μ_i altos a μ_i bajos)

El Potencial Químico

Para una sustancia pura

$$G = \mu \cdot n$$

El potencial químico es entonces una energía libre molar

$$\mu = G / n$$

En general, el potencial químico de una mezcla se define como una energía libre molar parcial

$$\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P, T, n_j}$$

El Potencial Químico

El potencial químico de una sustancia se puede expresar como:

$$\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln a_i$$

μ_i^0 es el potencial químico en condiciones estándar

a_i es la 'actividad' de la sustancia. Para sistemas ideales es la concentración relativa a las condiciones estándar

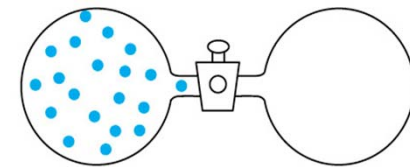
* Gases ideales $\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln \left(\frac{P_i}{P^0} \right)$ $P^0 = 1 \text{ bar} \sim 1 \text{ atm}$

* Disoluciones ideales $\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln \left(\frac{C_i}{C^0} \right)$ $C^0 = 1 \text{ M}$

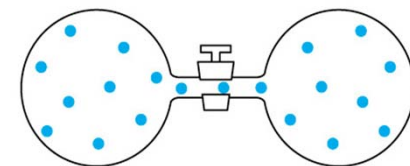
El Potencial Químico

$$\mu = \mu^\circ + RT \cdot \ln(P/P^\circ)$$

μ es menor cuando disminuye la presión:
La expansión es un proceso espontáneo



(a) Initial condition



(b) After expansion into vacuum

El Potencial Químico

$$\mu = \mu^{\circ} + RT \cdot \ln(P/P^{\circ})$$

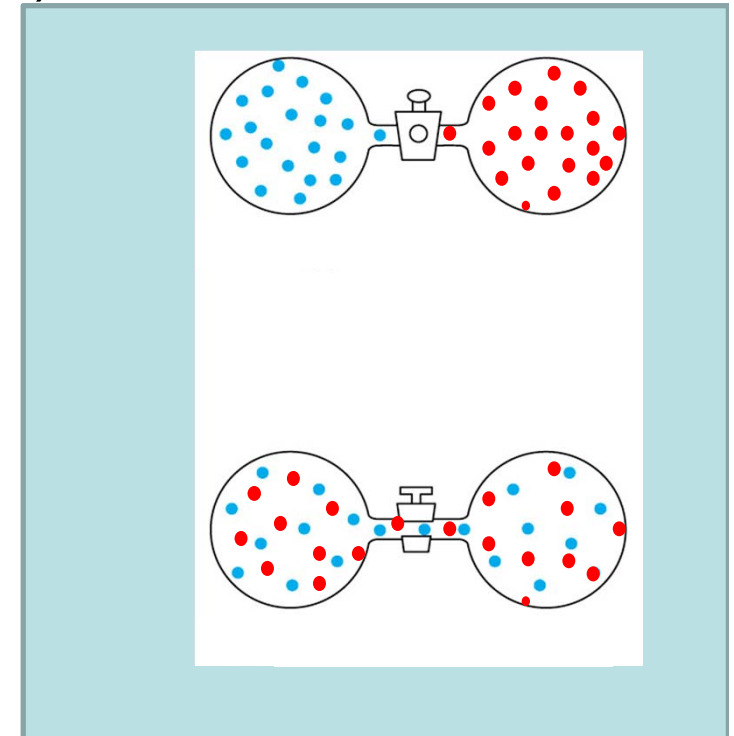
En una mezcla de gases ideales (Dalton: $P_i = P \cdot X_i$)

$$\begin{aligned}\mu_i &= \mu_i^{\circ} + RT \cdot \ln(P_i/P^{\circ}) = \mu_i^{\circ} + RT \cdot \ln(P \cdot X_i/P^{\circ}) = \\ &= \mu_i^{\circ} + RT \cdot \ln(P/P^{\circ}) + RT \cdot \ln X_i = \\ &= \mu_i(\text{puro a } P) + RT \ln X_i\end{aligned}$$

Como X_i (fracción molar) < 1 , μ_i en la mezcla es menor que en el gas puro

Si $P = P^{\circ}$

$$\mu_i = \mu_i^{\circ} + RT \cdot \ln X_i < \mu_i^{\circ}$$



El Equilibrio Químico

2) Condición general de equilibrio químico

A P y T constantes, la condición de equilibrio se puede expresar como:

$$dG=0$$

A P, T constantes la variación de energía libre se debe al cambio en el número de moles. Para una mezcla de dos sustancias

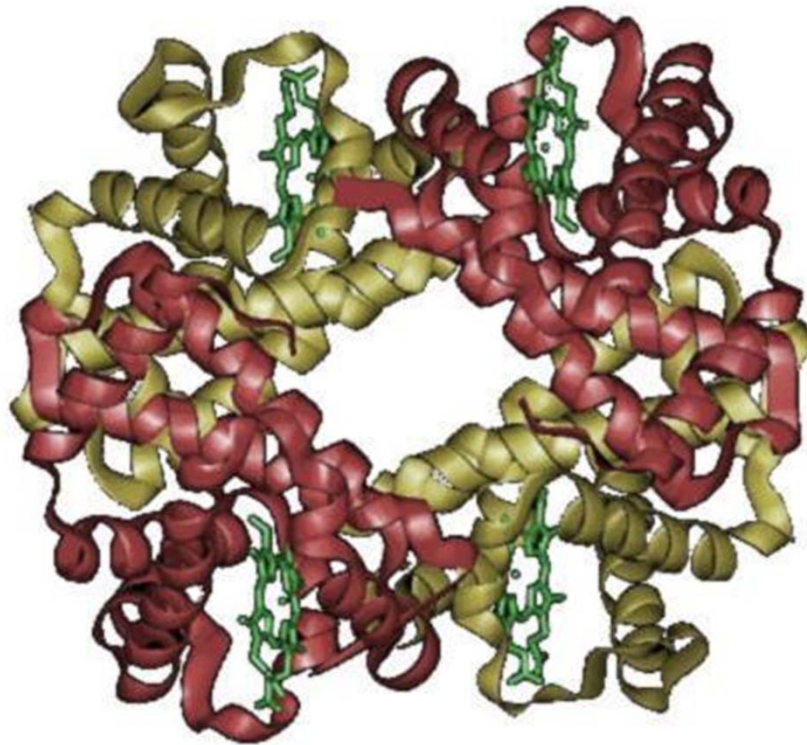
$$dG = \mu_1 dn_1 + \mu_2 dn_2$$

El Equilibrio Químico

Supongamos una reacción química:



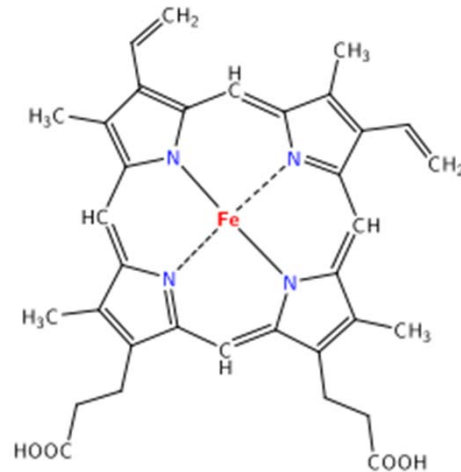
La hemoglobina es una proteína que forma parte de los glóbulos rojos sanguíneos



Contiene 4 unidades o globinas (2 de tipo alfa y 2 de tipo beta)

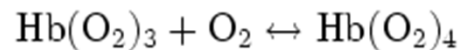
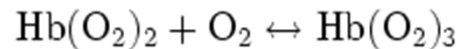
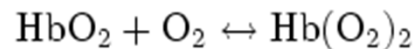
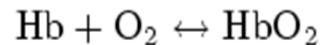
El Equilibrio Químico

Cada unidad de hemoglobina contiene 4 grupos hemo

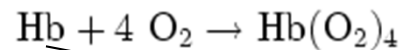


Cada átomo de hierro puede unirse a una molécula de oxígeno

Reacción paso a paso:



Reacción total:



Oxihemoglobina, color rojo vivo

Hemoglobina reducida, color rojo oscuro

El Equilibrio Químico



Si la reacción avanza y reaccionan dn moles de Hb, reaccionarán $4dn$ moles de O_2 y se formarán dn moles de $\text{Hb}(\text{O}_2)_4$. El cambio de energía libre será

$$dG = -\mu_{\text{Hb}}dn - 4\mu_{\text{O}_2}dn + \mu_{\text{Hb}(\text{O}_2)_4}dn$$

En una reacción general



$$dG = -a \cdot \mu_a dn - b \cdot \mu_b dn + c \cdot \mu_c dn + d \cdot \mu_d dn$$

$$dG = \sum_i \mu_i (v_i dn)$$

El Equilibrio Químico

$$dG = \sum_i \mu_i (v_i dn)$$

Definimos la energía libre de reacción como el cambio de energía libre con el avance de la reacción

$$\Delta G_R = \frac{dG}{dn} = \sum_i v_i \mu_i$$

Sustituyendo el potencial químico por su expresión:

$$\Delta G_R = \sum_i v_i \mu_i = \sum_i v_i \mu_i^0 + RT \sum_i v_i \ln a_i$$

$$\Delta G_R = \sum_i v_i \mu_i = \sum_i v_i \mu_i^0 + RT \sum_i \ln a_i^{v_i}$$

$$\Delta G_R = \sum_i v_i \mu_i = \sum_i v_i \mu_i^0 + RT \ln \prod_i a_i^{v_i}$$

El Equilibrio Químico

$$\Delta G_R = \sum_i v_i \mu_i = \sum_i v_i \mu_i^0 + RT \ln \prod_i a_i^{v_i}$$

En una reacción general



$$\Delta G_R = c\mu_C^0 + d\mu_D^0 - a\mu_A^0 - b\mu_B^0 + RT \ln \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$$

1) $c\mu_C^0 + d\mu_D^0 - a\mu_A^0 - b\mu_B^0 = \Delta G_R^0$

Es la diferencia de potenciales químicos estándar (energías libres molares estándar) de productos y reactivos multiplicadas por los coeficientes estequiométricos.

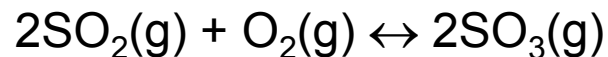
Variación de energía libre asociada a la conversión de cantidades estequiométricas de reactivos en productos en condiciones estándar: es la **energía libre de reacción estándar**

El Equilibrio Químico

$$2) \quad Q = \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$$

Es el **cociente de reacción**: nos da la relación entre actividades (presiones, concentraciones) de productos y reactivos elevadas a sus coeficientes estequiométricos

Ej: Escribe el cociente de reacción para la siguiente reacción:



$$Q = \frac{(a_{\text{SO}_3})^2}{(a_{\text{SO}_2})^2 (a_{\text{O}_2})}$$

Utilizando la escala de presiones y teniendo en cuenta que el valor estándar es la unidad (en bar o atm)

$$Q = \frac{\left(\frac{P_{\text{SO}_3}}{P^0}\right)^2}{\left(\frac{P_{\text{SO}_2}}{P^0}\right)^2 \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P^0}\right)} = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 (P_{\text{O}_2})}$$

El Equilibrio Químico

Condición de equilibrio

$$\Delta G_R = 0$$

$$\Delta G_R = \Delta G_R^0 + RT \ln \frac{a_{C,eq}^c a_{D,eq}^d}{a_{A,eq}^a a_{B,eq}^b} = 0$$

$$\Delta G_R^0 + RT \ln K_{eq} = 0$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G_R^0}{RT}}$$

Las reacciones químicas evolucionan hasta que se alcanza la condición de equilibrio, las concentraciones o presiones de productos y reactivos son tales que el cociente de reacción vale precisamente K_{eq}

El Equilibrio Químico

Un ejemplo: $aA(g) + bB(g) \rightarrow cC(g) + dD(g)$

$$K_P = \prod (P_{i,eq}/P^\circ)^{v_i}$$



$$\left\{ \begin{array}{l} P^\circ = 1 \text{ !!} \\ v_i > 0 \text{ para productos} \\ v_i < 0 \text{ para reactivos} \end{array} \right.$$

$$K_P = \frac{(P_{C,eq})^c (P_{D,eq})^d}{(P_{A,eq})^a (P_{B,eq})^b}$$

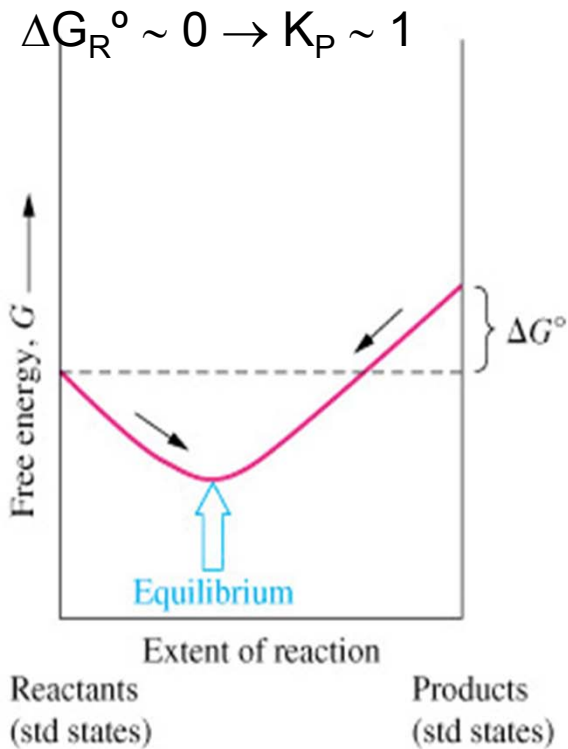
$$K_P = \exp(-\Delta G_R^\circ / RT)$$

Dependiendo del signo de ΔG_R° (+ / -) tendremos un valor de K_P **menor** o **mayor** que la unidad

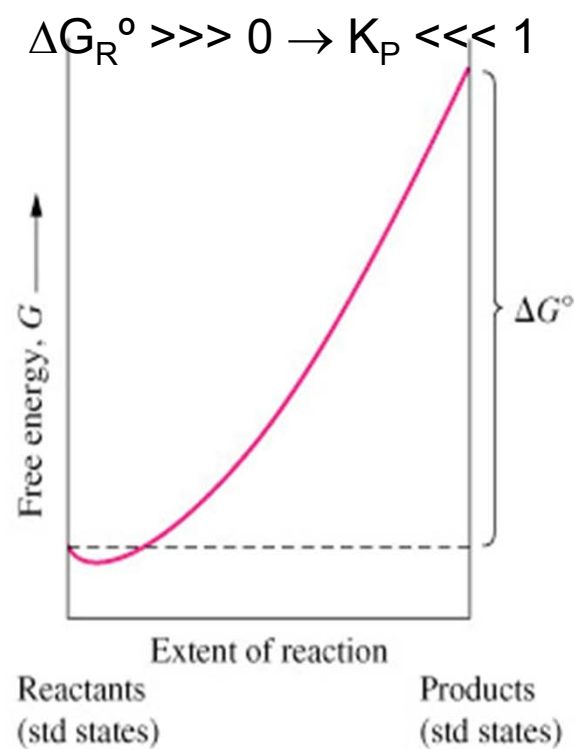
El equilibrio estará desplazado hacia los **reactivos** o hacia los **productos**

El Equilibrio Químico

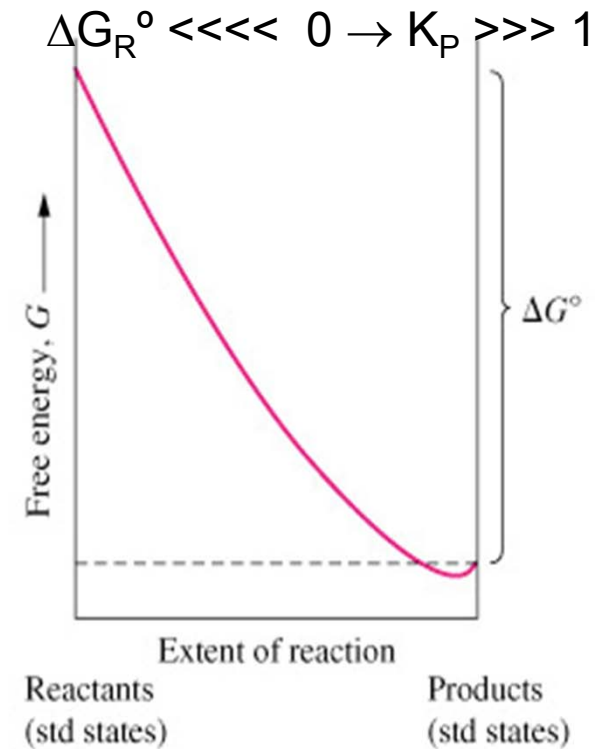
Tipos de Equilibrios



(a)



(b)



(c)

El Equilibrio Químico

Energía libre de Reacción Estándar ΔG_R° : Cambio de energía libre cuando los reactivos en estado estándar se convierten en productos en estado estándar

Se puede obtener de dos formas:

1) A partir de la entalpía y entropía de reacción

$$\Delta G_R^\circ = \Delta H_R^\circ - T\Delta S_R^\circ$$

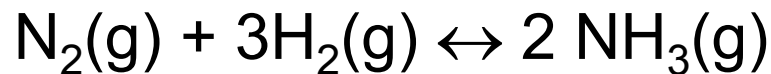
2) A partir de las energías libre de formación

$$\Delta G_R^\circ = \sum v_p \Delta G_f^\circ(\text{prod}) - \sum v_r \Delta G_f^\circ(\text{reactivos})$$

Conocida la energía libre de reacción estándar, podemos calcular la K_{eq} y a partir de ella la composición en el equilibrio

El Equilibrio Químico

Calcular la constante de equilibrio a 25°C para la reacción:



sabiendo que $\Delta G_R^0 = -32.90 \text{ kJ/mol}$

$$K_P = e^{-\frac{\Delta G_R^0}{RT}} = e^{-\frac{-32900}{8.31 \cdot 298}} = e^{13.3} = 5.8 \cdot 10^5$$

Se tiene una mezcla inicial con presiones parciales de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco igual a 1, 2 y 3 atm respectivamente ¿Hacia dónde evoluciona la reacción?

$$Q = \frac{3^2}{1 \cdot 2^3} = 1.125 < K_P$$

Evoluciona hacia la formación de más productos hasta que se alcance el equilibrio

El Equilibrio Químico

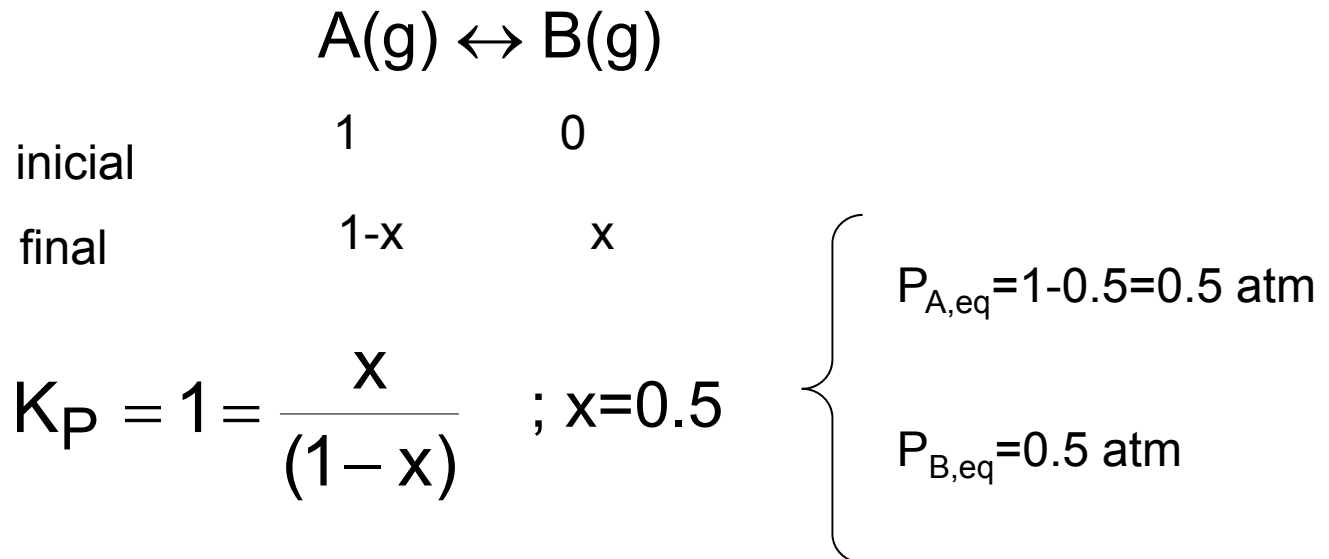
Supongamos una reacción del tipo:



Si inicialmente se tiene una presión de A puro de 1 atm a 25°C calcular la presión de A y B cuando se alcance el equilibrio si

a) $\Delta G_R^\circ = 0$ kJ/mol; b) $\Delta G_R^\circ = -5$ kJ/mol $\Delta G_R^\circ = +5$ kJ/mol

$$A) \quad K_P = e^{-\frac{\Delta G_R^\circ}{RT}} = e^0 = 1$$



El Equilibrio Químico

Supongamos una reacción del tipo:



Si inicialmente se tiene una presión de A puro de 1 atm a 25°C calcular la presión de A y B cuando se alcance el equilibrio si

a) $\Delta G_R^\circ = 0$ kJ/mol; b) $\Delta G_R^\circ = -5$ kJ/mol $\Delta G_R^\circ = +5$ kJ/mol

$$B) \quad K_P = e^{-\frac{\Delta G_R^\circ}{RT}} = e^{2.02} = 7.5$$

	$A(g) \leftrightarrow B(g)$		
inicial	1	0	
final	1-x	x	

$$K_P = 7.5 = \frac{x}{(1-x)} ; x=0.88$$

}

$$P_{A,eq} = 1 - 0.88 = 0.12 \text{ atm}$$

$$P_{B,eq} = 0.88 \text{ atm}$$

El Equilibrio Químico

Supongamos una reacción del tipo:



Si inicialmente se tiene una presión de A puro de 1 atm a 25°C calcular la presión de A y B cuando se alcance el equilibrio si

a) $\Delta G_R^\circ = 0$ kJ/mol; b) $\Delta G_R^\circ = -5$ kJ/mol $\Delta G_R^\circ = 5$ kJ/mol

$$c) \quad K_P = e^{-\frac{\Delta G_R^\circ}{RT}} = e^{-2.02} = 0.13$$

	$A(g) \leftrightarrow B(g)$		
inicial	1	0	
final	1-x	x	

$$K_{eq} = 0.13 = \frac{x}{(1-x)}; x=0.12$$

}

$P_{A,eq} = 1 - 0.12 = 0.88 \text{ atm}$
 $P_{B,eq} = 0.12 \text{ atm}$

La Constante de Equilibrio

3) La constante de equilibrio. Expresiones

La constante de equilibrio recoge una relación entre las cantidades de productos y reactivos. Esta relación puede expresarse en formas diversas, ya que la cantidad de productos y/o reactivo puede expresarse de diferentes formas

En una reacción general: $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

Presión

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} = C_i RT \quad K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

Fracción molar

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_j n_j} \quad K_X = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b}$$

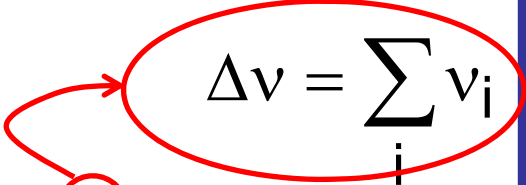
Concentración

$$C_i = \frac{n_i}{V} \quad K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

La Constante de Equilibrio

Expresiones de la constante de equilibrio

En función de las fracciones molares, X_i :

$$P_i = P_T X_i$$
$$K_P = \prod_i (P_i)^{\nu_i} = \prod_i (P_T \cdot X_i)^{\nu_i} = \prod_i (P_T)^{\nu_i} \prod_i (X_i)^{\nu_i} = P_T^{\Delta \nu} \prod_i (X_i)^{\nu_i}$$
$$= P_T^{\Delta \nu} \cdot K_X$$


En función de las concentraciones molares, c_i :

$$P_i = c_i RT$$
$$K_P = \prod_i (P_i)^{\nu_i} = \prod_i (RT \cdot c_i)^{\nu_i} = \prod_i (RT)^{\nu_i} \prod_i (c_i)^{\nu_i} = RT^{\Delta \nu} \prod_i (c_i)^{\nu_i}$$
$$= RT^{\Delta \nu} \cdot K_C$$

La Constante de Equilibrio



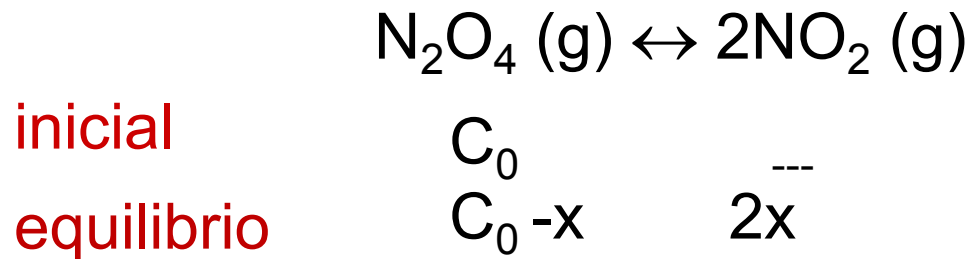
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{P_{\text{SO}_3}}{RT}\right)^2}{\left(\frac{P_{\text{SO}_2}}{RT}\right)^2 \frac{P_{\text{O}_2}}{RT}} = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}} RT$$

$$K_c = K_p(RT)$$

$$K_p = K_c(RT)^{-1}$$

La Constante de Equilibrio

Se deja que una muestra de 0.024 mol de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ alcance el equilibrio con $\text{NO}_2(\text{g})$ en un recipiente de 0.372 litros a 25°C . Calcule la cantidad de cada gas en el equilibrio si la constante vale $K_C=4.61 \cdot 10^{-3}$



$$C_0 = 0.024 / 0.372 = 0.0645 \text{ M}$$

$$K_C = 4.61 \cdot 10^{-3} = \frac{(2x)^2}{(C_0 - x)}$$

$$4x^2 + 4.61 \cdot 10^{-3}x - 3 \cdot 10^{-4} = 0 \left\{ \begin{array}{l} x = 8 \cdot 10^{-3} \\ x = -9.25 \cdot 10^{-3} \end{array} \right.$$

$$\text{Moles NO}_2 = (2x) \cdot V = 5.9 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{Moles N}_2\text{O}_4 = (C_0 - x) \cdot V = (0.0645 - 8 \cdot 10^{-3}) \cdot 0.372 = 0.021 \text{ moles}$$

Factores que Afectan el Equilibrio

4) Factores que afectan el equilibrio

Supongamos una reacción en equilibrio



¿Qué ocurre si añadimos productos de forma que la concentración aumente en x?

$$Q = \frac{[\text{Prod}]_{\text{eq}} + x}{[\text{Reac}]_{\text{eq}}} > K_{\text{eq}} \quad \text{La reacción se desplazará hacia la formación de más reactivos}$$

¿Qué ocurre si añadimos reactivos de forma que la concentración aumente en x?

$$Q = \frac{[\text{Prod}]_{\text{eq}}}{[\text{Reac}]_{\text{eq}} + x} < K_{\text{eq}} \quad \text{La reacción se desplazará hacia la formación de más productos}$$

Factores que Afectan el Equilibrio

Variación de la constante de equilibrio con la temperatura

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{\text{eq}}$$

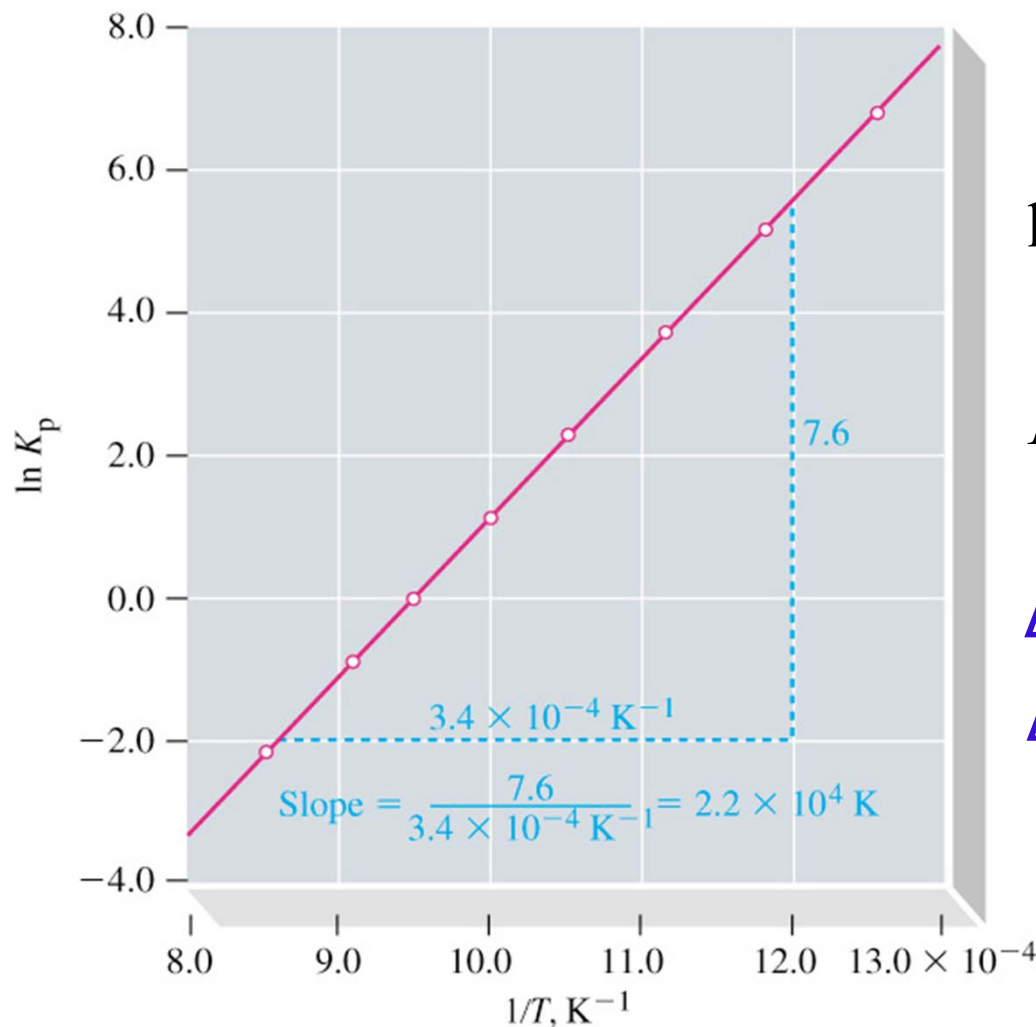
$$\ln K_{\text{eq}} = \frac{-\Delta G^\circ}{RT} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{T\Delta S^\circ}{RT}$$

$$\ln K_{\text{eq}} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

Suponiendo que ΔH° y ΔS° no cambien mucho con la temperatura ...

Factores que Afectan el Equilibrio

Variación de la constante de equilibrio con la temperatura



$$\ln K_{eq} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$Pend. = \frac{-\Delta H^\circ}{R}$$

$\Delta H^\circ > 0$ K_{eq} disminuye con $1/T$

$\Delta H^\circ < 0$ K_{eq} aumenta con $1/T$

$\Delta H^\circ > 0$ K_{eq} aumenta con T

$\Delta H^\circ < 0$ K_{eq} disminuye con T

Factores que Afectan el Equilibrio

Variación de la constante de equilibrio con la temperatura

$$\ln K_{\text{eq},1} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT_1} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$\ln K_{\text{eq},2} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT_2} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$\ln \frac{K_{\text{eq}2}}{K_{\text{eq}1}} = \left(\frac{-\Delta H^\circ}{RT_2} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \right) - \left(\frac{-\Delta H^\circ}{RT_1} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \right) = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

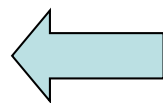
Factores que Afectan el Equilibrio

Principio de Le Chatelier: si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor, el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación

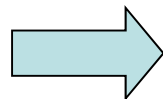


Reacción exotérmica, genera calor

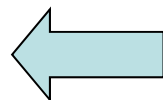
* Si añadimos Producto



* Si añadimos Reactivo



* Si calentamos



* Si enfriamos



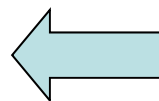
La evolución sería la opuesta en una reacción endotérmica

Factores que Afectan el Equilibrio

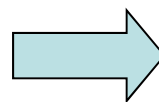
Principio de Le Chatelier: si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor, el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación

Reactivos (g) \leftrightarrow 2 Productos (g) + Q Reacción exotérmica, genera calor

• Si aumenta la presión
o disminuye el volumen



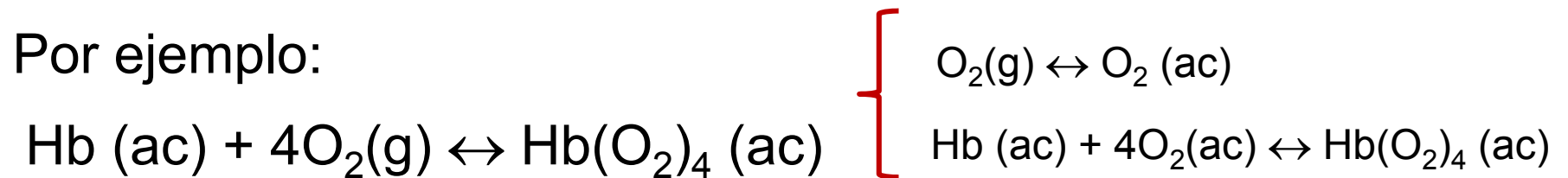
• Si disminuye la presión
o aumenta el volumen



Equilibrios en Sistemas Heterogéneos

5) Equilibrios en sistemas heterogéneos

En un equilibrio pueden aparecer especies en diferentes fases



Sabiendo que en el pulmón (presión de oxígeno de 0.14 atm) la proporción de hemoglobina oxigenada es del 98%, calcula la constante del equilibrio anterior

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}]P_{\text{O}_2}^4} \left\{ \begin{array}{l} P_{\text{O}_2} = 0.14 \\ \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4] + [\text{Hb}]} = 0.98 \Rightarrow \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}]} = 49 \end{array} \right.$$
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}]P_{\text{O}_2}^4} = \frac{49}{(0.14)^4} = 1.3 \cdot 10^5$$

Equilibrios en Sistemas Heterogéneos

5) Equilibrios en sistemas heterogéneos

Para los sólidos o líquidos el estado estándar es la sustancia pura. Así, para un líquido puro o un sólido puro su actividad siempre es la unidad y no aparece en la expresión de la constante de equilibrio.



$$K_{eq} = \frac{a_{\text{CO}} \cdot a_{\text{H}_2}}{a_{\text{C}} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

1 1

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad K_p = \frac{P_{\text{CO}}P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-1}$$

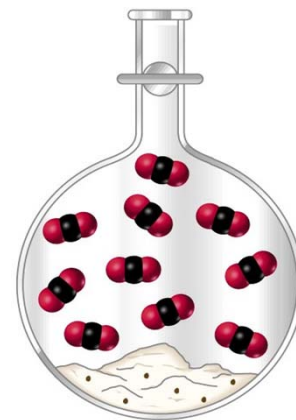


$$K_{eq} = \frac{a_{\text{CO}_2} \cdot a_{\text{CaO}}}{a_{\text{CaCO}_3}}$$

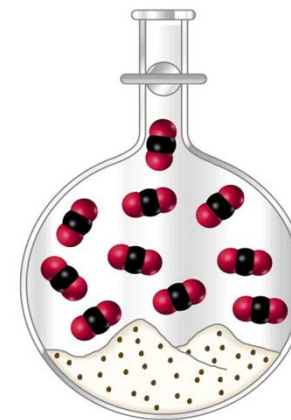
1 1

$$K_c = [\text{CO}_2] \quad K_p = P_{\text{CO}_2}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-1}$$



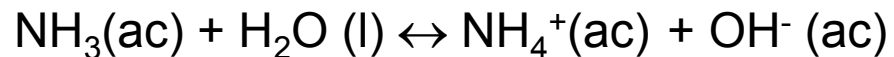
(a)



(b)

Equilibrios en Sistemas Heterogéneos

Para los sólidos o líquidos el estado estándar es la sustancia pura. Así, para un líquido puro o un sólido puro su actividad siempre es la unidad y no aparece en la expresión de la constante de equilibrio.



$$K_{\text{eq}} = \frac{a_{\text{NH}_4^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{NH}_3} a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

1

Disolución diluida (la concentración del agua es casi la del agua pura)

Si la disolución es diluida podemos suponer que las actividades son iguales a las concentraciones

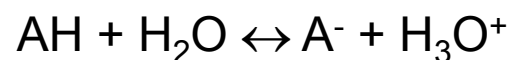
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Equilibrios Acido-Base

6) Equilibrios ácido base

Ácido: Sustancia capaz de ceder protones (H^+)

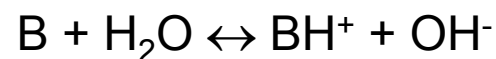
Constante de acidez



$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$$

Base: Sustancia capaz de aceptar protones (H^+)

Constante de basicidad



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

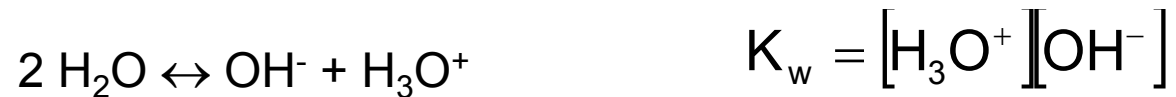
La concentración de protones en disolución acuosa suele expresarse en forma de pH

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad (\text{si } [H_3O^+] = 10^{-4} \text{ M entonces } pH=4)$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Equilibrios Acido-Base

En disoluciones acuosas el pH y pOH (cantidad de iones hidronio e hidroxilos) están relacionados por el equilibrio de autohidrólisis del agua



A 25°C $K_w = 1.0 \cdot 10^{-14}$, por lo que tomando logaritmos en la expresión anterior:

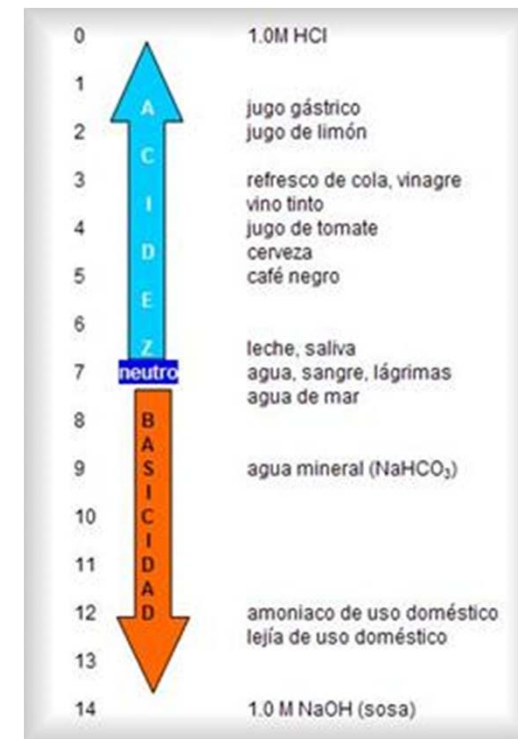
$$-\log K_w = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-]$$

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

pH < 7	$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$	disolución ácida
pH > 7	$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$	disolución básica
pH = 7	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$	disolución neutra

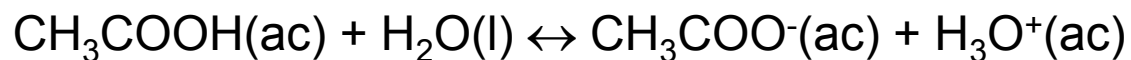
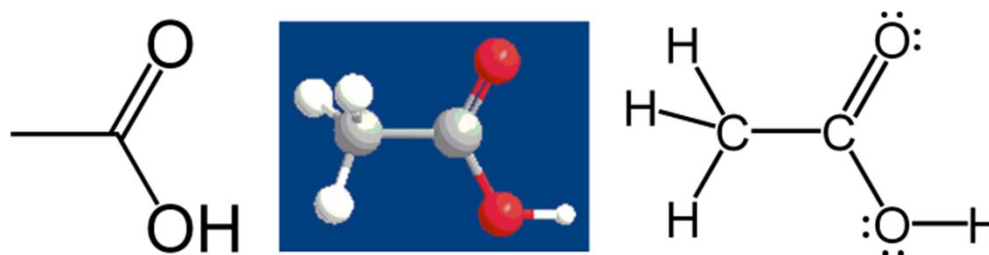
Equilibrios Acido-Base

Efectos en el medio ambiente	Valores del PH	Ejemplos
<p>Ácido</p> <p>Mueren todos los peces (4.2)</p> <p>Mueren los huevos de rana, renacuajos, cangrejos de río y efímeras (5.5)</p>	pH = 0	Ácido de baterías
	pH = 1	Ácido sulfúrico
	pH = 2	Jugo de limón, vinagre
	pH = 3	Juego de naranja, bebida gaseosa
	pH = 4	Lluvia ácida (4.2-4.4)
		Lago ácido (4.5)
	pH = 5	Bananas (5.0-5.3)
		Lluvia limpia (5.6)
		Lago saludable (6.5)
		Leche (6.5-6.8)
<p>Neutro</p> <p>Comienzan a morir las truchas arco iris</p>	pH = 6	
	pH = 7	Agua pura
	pH = 8	Agua de mar, huevos
	pH = 9	Bicarbonato de soda
	pH = 10	Leche de magnesia
	pH = 11	Amoniaco
	pH = 12	Agua jabonosa
	pH = 13	Blanqueador
<p>Básico</p>	pH = 14	Limpiador líquido para desagües



Equilibrios Acido-Base

El vinagre es una disolución aproximadamente 0.5 M de ácido acético, cuya constante de acidez es $5.6 \cdot 10^{-5}$ a 25°C . Calcula el pH.



Inicial	0.5	----	----
equilibrio	0.5-x	x	x

$$5.6 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0.5 - x}$$

$$x = 0.0053 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.0053) = 2.3$$