

EQUILIBRIO QUÍMICO

C.E. LUIS VIVES
JULIA SALVADOR

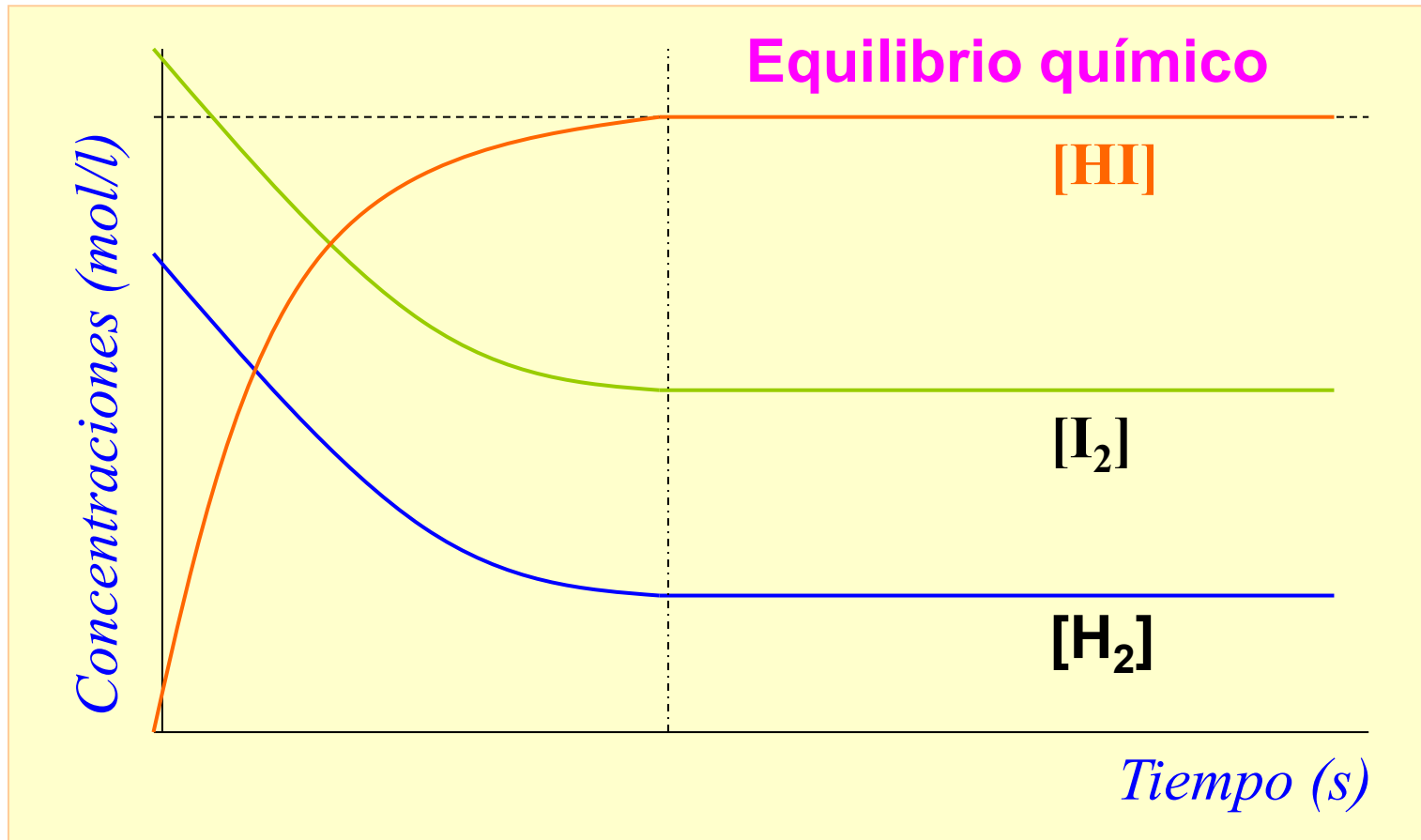
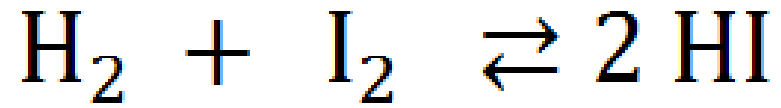
CONTENIDOS:

- 1.- CONCEPTO DE EQUILIBRIO
- 2.- CONSTANTE DE EQUILIBRIO K_c
- 3.- EQUILIBRIO HOMOGÉNEO
- 4.- CÁLCULOS EN EQUILIBRIOS HOMOGÉNEOS.
- 5.- COCIENTE DE REACCIÓN
- 6.- CONSTANTE DE EQUILIBRIO K_p
- 7.- EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS
- 8.- ENERGÍA LIBRE Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO
- 9.- ALTERACIONES DEL EQUILIBRIO. PRINCIPIO DE LE CHATELIER
- 10.- SOLUBILIDAD. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

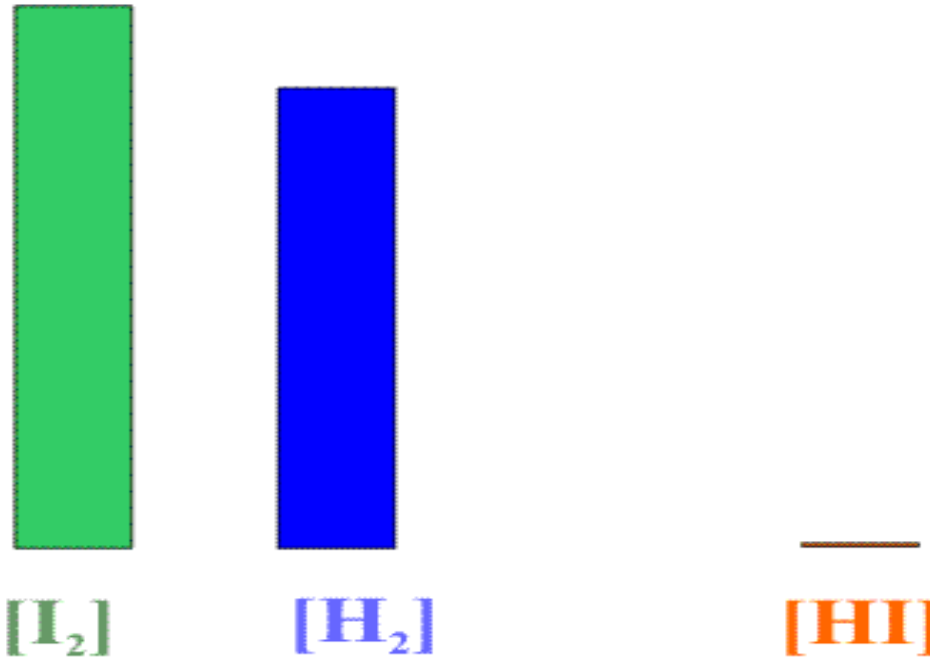
CONCEPTO DE EQUILIBRIO

En una reacción que nunca llega a completarse, ya que los reactivos no llegan a consumirse totalmente y por tanto se produce en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, éstos forman de nuevo reactivos):

Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se estabiliza se llega al EQUILIBRIO QUÍMICO.



Variación de las concentraciones con el tiempo



El equilibrio químico es dinámico ya que las concentraciones se pueden mantener constantes pero no necesariamente iguales.

CONSTANTE DE EQUILIBRIO K_c

LEY DE MASAS

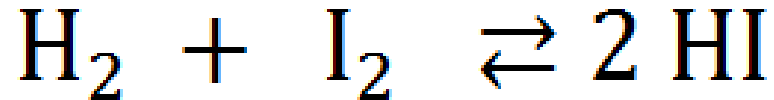
En general, la relación de las concentraciones de las sustancias implicadas en el equilibrio recibe el nombre de CONSTANTE DE EQUILIBRIO

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

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

¡ATENCIÓN!: Sólo se incluyen las especies gaseosas y/o en disolución. Las especies en estado sólido o líquido tienen concentración constante y por tanto, se integran en la constante de equilibrio.

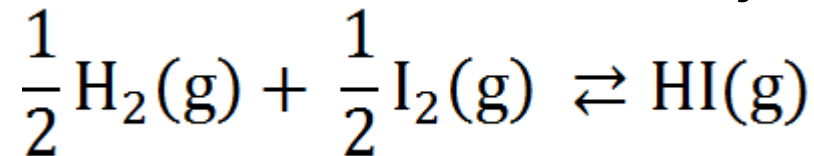
En el ejemplo anterior:



$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}$$

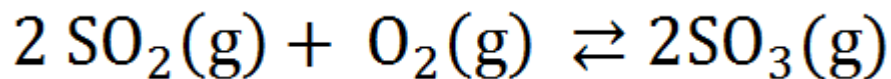
El valor de K_c , dada su expresión, depende de cómo se ajuste la reacción (hay que tener en cuenta los coeficientes estequiométricos)

Si la reacción anterior la hubiéramos ajustado como:



la constante valdría la raíz cuadrada de la anterior

En el siguiente equilibrio:



Se hacen cinco experimentos en los que se introducen diferentes concentraciones iniciales de ambos reactivos (SO_2 y O_2). Se produce la reacción y una vez alcanzado el equilibrio se miden las concentraciones tanto de reactivos como de productos observándose los siguientes datos:

| | Concentr. iniciales (mol/l) | | | Concentr. equilibrio (mol/l) | | | K_c |
|--------------|--------------------------------|----------------|-----------------|---------------------------------|----------------|-----------------|-------|
| | $[\text{SO}_2]$ | $[\text{O}_2]$ | $[\text{SO}_3]$ | $[\text{SO}_2]$ | $[\text{O}_2]$ | $[\text{SO}_3]$ | |
| Exp 1 | 0,20 | 0,20 | — | 0,030 | 0,115 | 0,171 | 282,5 |
| Exp 2 | 0,15 | 0,40 | — | 0,125 | 0,042 | 0,430 | 281,8 |
| Exp 3 | — | — | 0,20 | 0,053 | 0,026 | 0,143 | 280,0 |
| Exp 4 | — | — | 0,70 | 0,132 | 0,066 | 0,568 | 280,5 |
| Exp 5 | 0,15 | 0,40 | 0,25 | 0,037 | 0,343 | 0,363 | 280,6 |

K_c se obtiene aplicando la expresión:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}$$

y como se ve es prácticamente constante.

Como se ve en el ejemplo, todas las especies del equilibrio están en la misma fase (gaseosa). En este caso hablamos de

EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

En un recipiente de 5 litros se introduce una mezcla de 84'28 g de $N_2(g)$ y 4'20 g de $H_2(g)$ obteniéndose 9'61 g de amoníaco. Escribir la reacción de equilibrio y calcular su constante de equilibrio.

Calculamos las concentraciones de cada uno de los componentes



$$n(N_2) = \frac{84'28g}{28 g/mol} = 3'01 mol \qquad n(H_2) = \frac{4'20g}{2 g/mol} = 2'10 mol$$
$$n(NH_3) = \frac{9'61g}{17 g/mol} = 0'565 mol$$

A partir de los moles calculamos las concentraciones molares:

$$[N_2] = \frac{3'01mol}{5 l} = 0'602 mol l^{-1} \qquad [H_2] = \frac{2'10mol}{5 l} = 0'420 mol l^{-1}$$

$$[NH_3] = \frac{0'565 mol}{5 l} = 0'113 mol l^{-1}$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{0,113^2 M^2}{0,602^3 \cdot 0,420 M^4} = 0'286 M^{-2}$$

En un recipiente de 250 ml se introducen 3 g de PCl_5 , estableciéndose el equilibrio. $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Sabiendo que la K_C a la temperatura del experimento es 0,48, determinar la composición molar del equilibrio.

Equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Moles inic.: 3/208,2 0 0

Moles equil. 0,0144 - x x x

conc. eq(mol/l) $\frac{0,0144 - x}{0,25}$ $\frac{x}{0,25}$ $\frac{x}{0,25}$

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] x [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{x}{0,25} \cdot \frac{x}{0,25}}{\frac{0,0144 - x}{0,25}} = 0,48 \quad \Rightarrow x = 0,0130$$

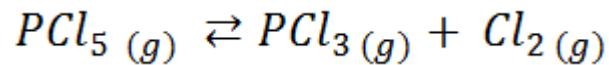
Grado de disociación (α).

- ❑ Se utiliza en aquellas reacciones en las que existe un único reactivo que se disocia en dos o más.
- ❑ Es la fracción de un mol que se disocia (tanto por 1).
- ❑ En consecuencia, el % de sustancia disociada es igual a $100 \cdot \alpha$.

Se calcula:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}}$$

En un matraz de 10 litros se introducen 3 moles de $\text{PCl}_5(\text{g})$ y 1 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$ y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que K_c (250 °C) = 0,042; **a)** ¿cuáles son las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio?; **b)** ¿cuál es el grado de disociación?

| | | | | | |
|------------------------|--------------------------|----------------------|--------------------------|---|-------------------------|
| <u>Equilibrio:</u> | $\text{PCl}_5(\text{g})$ | \rightleftharpoons | $\text{PCl}_3(\text{g})$ | + | $\text{Cl}_2(\text{g})$ |
| <u>Moles inic.:</u> | 3 | | 1 | | 0 |
| <u>Moles equil.</u> | 3 - x | | 1 + x | | x |
| <u>Conc. eq(mol/l)</u> | (3 - x)/10 | | (1 + x)/10 | | x/10 |

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{1+x}{10} \cdot \frac{x}{10}}{\frac{3-x}{10}} = 0'042$$

Haciendo los cálculos nos da que $x = 0'62$

Podemos calcular las concentraciones molares:

$$[\text{PCl}_5] = (3 - 0,62)/10 = 0,238 \text{ mol/l}$$

$$[\text{PCl}_3] = (1 + 0,62)/10 = 0,162 \text{ mol/l}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,62 / 10 = 0,062 \text{ mol/l}$$

b)
$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}}$$

Luego: $\alpha = 0,62/3 = 0,206 \simeq 21\%$

Relación entre K_c y α .

Si tenemos la reacción: $A \rightleftharpoons B + C$

Si llamamos “c” = [A]inicial y suponemos que en principio sólo existe sustancia “A”, tendremos que:

- Equilibrio: $A \rightleftharpoons B + C$
- Conc. Inic. (mol/l): c 0 0
- conc. eq(mol/l) $c(1-\alpha)$ $c \cdot \alpha$ $c \cdot \alpha$

$$K_c = \frac{[B] \cdot [C]}{[A]} = \frac{c \cdot \alpha \cdot c \cdot \alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

En el caso de que la sustancia esté poco disociada (K_c muy pequeña): $\alpha \ll 1$ y $K_c \cong c \cdot \alpha^2$

En el equilibrio anterior ($K_c = 0,042$): $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
¿cuál sería el grado de disociación y el número de moles en el equilibrio de las tres sustancias si pusiéramos únicamente 2 moles de $PCl_5(g)$ en los 5 litros del matraz?

- Equilibrio: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
- Conc. inic.: $2/5$ 0 0
- conc. eq(mol/l) $0,4(1-\alpha)$ $0,4 \cdot \alpha$ $0,4 \cdot \alpha$

En este caso y dado el valor de la constante no debe despreciarse α frente a 1, por lo que deberíamos resolver el sistema: $\alpha = 0,276$

COCIENTE DE REACCIÓN (Q)

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

Tiene la misma fórmula que la K_c pero en este caso, las concentraciones no tienen por qué ser las del equilibrio.

Nos sirve para saber si una reacción está en equilibrio o no, y en este caso, determinar en que sentido debe progresar para llegar a dicho equilibrio.

- Si $Q = K_c$ entonces el sistema está en equilibrio.
- Si $Q < K_c$ el sistema evolucionará hacia la derecha, es decir, aumentarán las concentraciones de los productos y disminuirán las de los reactivos hasta que Q se iguale con K_c .
- Si $Q > K_c$ el sistema evolucionará hacia la izquierda, es decir, aumentarán las concentraciones de los reactivos y disminuirán las de los productos hasta que Q se iguale con K_c .

En un recipiente de 5 litros se introducen 0'8 moles de HI; 0'5 moles de H₂ y 0'5 moles de I₂ a 490°C.

Si K_c = 0,025 a 490°C para $2 HI (g) \rightleftharpoons H_2 (g) + I_2 (g)$

a) ¿se encuentra en equilibrio?; **b)** Caso de no encontrarse, ¿cuantos moles de HI, H₂ e I₂ habrá en el equilibrio?

a)

$$Q = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2} = \frac{\frac{0'5}{5} \cdot \frac{0'5}{5}}{\left(\frac{0'8}{5}\right)^2} = 0'39$$

Como $Q > K_c$ **el sistema no se encuentra en equilibrio** y la reacción se desplazará hacia la izquierda

b)

| | | | |
|------------------------|------------------------------|---------------|---------------|
| <u>Equilibrio:</u> | $2 HI(g) \rightleftharpoons$ | $I_2(g) +$ | $H_2(g)$ |
| <u>Moles inic.:</u> | 0'8 | 0'5 | 0'5 |
| <u>Moles equil.</u> | $0'8 + 2x$ | $0'5 - x$ | $0'5 - x$ |
| <u>conc. eq(mol/l)</u> | $(0'8 + 2x)/5$ | $(0'5 - x)/5$ | $(0'5 - x)/5$ |

$$K_c = \frac{\frac{0'5-x}{5} \cdot \frac{0'5-x}{5}}{\left(\frac{0'8-x}{5}\right)^2} = \frac{(0'5-x)^2}{(0'8-x)^2} = 0'025 \Rightarrow x = 0'25$$

Mol eq: 0,8 + 2·0,25 de HI → 1'8 mol

0,5 – 0,25 de I_2 → 0'25 mol

0,5 – 0,25 de H_2 → 0'25 mol

CONSTANTE DE EQUILIBRIO K_p

En las reacciones en que intervengan **gases** es más sencillo medir presiones parciales que concentraciones, siendo la presión parcial:

$$p_i \cdot v = n_i \cdot R \cdot T$$

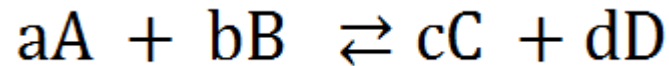
n_i = nº de moles del gas

V = volumen total de la mezcla

Si despejamos la presión:

$$p_i = \left(\frac{n_i}{v} \right) RT \rightarrow C_i \text{ Concentración molar}$$

En una reacción:



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

- Siendo P_A, P_B, P_C, P_D las presiones parciales de los gases en el equilibrio y a, b, c y d, los coeficientes estequiométricos de la reacción.
- Varía con la Temperatura
- Es independiente de las cantidades iniciales de reactivos y productos

Relación de la Kc y la Kp

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} = \frac{[C]^c (RT)^c \cdot [D]^d (RT)^d}{[A]^a (RT)^a \cdot [B]^b (RT)^b} =$$

$$\mathbf{K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n}}$$

en donde Δn = incremento en n° de moles de gases
($n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}}$)

En un recipiente de 2'0 L se mezcla una cierta cantidad de nitrógeno y de hidrógeno gaseoso, a temperatura de 1000 °K hasta que el sistema entra en equilibrio. A esta temperatura, la $K_c = 2'32 \cdot 10^{-3} \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}$

¿Cuál es la K_p de la reacción?



$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 2 - (1 + 3) = -2$$

$$\begin{aligned} K_p &= K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 2'32 \cdot 10^{-3} \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2} \cdot (0'082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 1000\text{K})^{-2} = \\ &= 3'45 \cdot 10^{-7} \text{ atm}^{-2} \end{aligned}$$

La constante de equilibrio de la reacción: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ vale 0,671 a 45°C . Calcule la presión total en el equilibrio en un recipiente que se ha llenado con N_2O_4 a 10 atmósferas y a dicha temperatura.
 Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

De la ecuación de los gases podemos deducir:

$$[N_2O_4]_{\text{inic.}} = \frac{p}{R \cdot T} = \frac{10 \text{ atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}{0,082 \text{ atm}\cdot\text{L} \cdot 318 \text{ K}} = 0,38 \text{ M}$$

| | | |
|-------------------------|--|------|
| <u>Equilibrio:</u> | $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ | |
| <u>conc. Inic. (M)</u> | 0,38 | 0 |
| <u>conc. Equil. (M)</u> | $0,38 - x$ | $2x$ |

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{4x^2}{0,38 - x} = 0,671 \Rightarrow x = 0,18$$

Concentraciones en el equilibrio:

$$\text{N}_2\text{O}_4 = 0'20 \text{ M}$$

$$\text{NO}_2 = 0'36 \text{ M}$$

$$p_{\text{TOTAL}} = ([\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} + [\text{NO}_2]_{\text{eq}}) \cdot R \cdot T =$$

$$(0,20 \text{ M} + 0,36 \text{ M}) \cdot \frac{0'082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}} \cdot 318^\circ \text{ K} = 14'6 \text{ atm}$$

Equilibrios heterogéneos

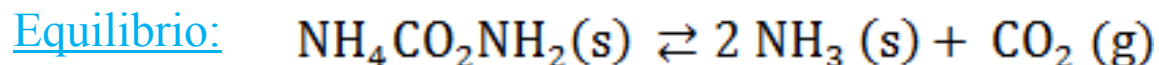
- Una reacción es homogénea cuando tanto reactivos como productos se encuentran en el mismo estado físico.
- Si entre las sustancias que intervienen en la reacción se distinguen varias fases o estados físicos, hablamos de reacciones heterogéneas.
- Por ejemplo, la reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ se trata de un equilibrio heterogéneo.
- Aplicando la ley de acción de masas se cumplirá que:

$$\frac{[\text{CaO}] \times [\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} = K(\text{constante})$$

Tenemos que tener en cuenta:

- Las concentraciones (n/V) de ambas sustancias sólidas (CaCO_3 y CaO) son constantes, al igual que las densidades de sustancias puras (m/V) son también constantes.
- Por eso, se agrupan todas las constantes en una sola, la K_C , se tiene: $K_C = [\text{CO}_2]$
- Análogamente: $K_P = p(\text{CO}_2)$
- ¡ATENCIÓN!: En la expresión de K_C de la ley de acción de masas sólo aparecen las concentraciones de gases y sustancias en disolución, mientras que en la expresión de K_P únicamente aparecen las presiones parciales de las sustancias gaseosas.

En un recipiente se introduce cierta cantidad de carbamato amónico, $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$ sólido que se disocia en amoníaco y dióxido de carbono cuando se evapora a 25°C . Sabiendo que la constante K_p para el equilibrio $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ y a esa temperatura vale $2,3 \cdot 10^{-4}$. Calcular K_c y las presiones parciales en el equilibrio.



Como $p(\text{NH}_3) = 2 p(\text{CO}_2)$ ya que la presión parcial es directamente proporcional al n° de moles.

$$K_p = 2,3 \times 10^{-4} = p(\text{NH}_3)^2 \times p(\text{CO}_2) = 4p(\text{CO}_2)^3$$

$$p(\text{CO}_2) = 0,039 \text{ atm} \Rightarrow p(\text{NH}_3) = 0,078 \text{ atm}.$$

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^n} = \frac{2,3 \times 10^{-4}}{(0,082 \times 298)^3} = 1,57 \times 10^{-8}$$

ENERGÍA LIBRE Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO

- ❑ En un equilibrio químico: $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$
donde Q es el cociente de reacción y $R = 8'31 \text{ J/mol}^\circ\text{K}$
- ❑ En el equilibrio se cumple que: $\Delta G^\circ = - RT \ln K$
- ❑ También se cumple que $Q = K$

Por tanto:

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K$$

- Cuando $\Delta G^\circ < 0$ la $K > 1$ la reacción tiende hacia \rightarrow
(formación de producto)
- Cuando $\Delta G^\circ > 0$, la $K < 1$ la reacción tiende hacia \leftarrow
(formación de reactivo)

Se considera la reacción de descomposición en fase gaseosa



Para ella, a 25° C, la $K_p = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $\Delta H^\circ = 97,5 \text{ KJ mol}^{-1}$, $\Delta S^\circ = 143,7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

- Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c de la reacción
- Indica si la reacción es espontánea a 25°C según el valor de la energía libre de Gibbs
- Hacia dónde tenderá la reacción en esas condiciones

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

$$\Delta n = (2 + 1) - 1 = 2 \text{ despejando } K_c = 4,18 \cdot 10^{-7}$$

$$b) \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \rightarrow \Delta G^\circ = 97,5 - 298 \cdot 0,1437 = 54,67 \text{ KJ mol}^{-1}$$

c) Como se da el caso que $\Delta G^\circ > 0$, la $K < 1$ la reacción tiende hacia \leftarrow , es decir, hacia la formación de reactivo

ALTERACIONES DEL EQUILIBRIO. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Principio de Le Chatelier

“Un cambio o perturbación en cualquiera de las variables que determinan el estado de equilibrio químico produce un desplazamiento del equilibrio en el sentido de contrarrestar o minimizar el efecto causado por la perturbación”.

Si un sistema se encuentra en equilibrio ($Q = K_c$) y se produce una perturbación:

Cambio en la concentración de alguno de los reactivos o productos.

Cambio en la presión (o volumen)

Cambio en la temperatura.

El sistema deja de estar en equilibrio y trata de volver a él.

Variaciones en el equilibrio

- $\Delta [\text{reactivos}] > 0$ \longrightarrow
- $\Delta [\text{reactivos}] < 0$ \longleftarrow
- $\Delta [\text{productos}] > 0$ \longleftarrow
- $\Delta [\text{productos}] < 0$ \longrightarrow
- $\Delta T > 0$ (exotérmicas) \longleftarrow
- $\Delta T > 0$ (endotérmicas) \longrightarrow
- $\Delta T < 0$ (exotérmicas) \longrightarrow
- $\Delta T < 0$ (endotérmicas) \longleftarrow
- $\Delta p > 0$ Hacia donde menos n° moles de gases
- $\Delta p < 0$ Hacia donde más n° moles de gases

En el equilibrio $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
sabemos que partiendo de 2 moles de $PCl_5(g)$ en un volumen de 5 litros, el equilibrio se conseguía con 1,45 moles de PCl_5 , 0,55 moles de PCl_3 y 0,55 moles de Cl_2 ¿cuántos moles habrá en el nuevo equilibrio si una vez alcanzado el primero añadimos 1 mol de Cl_2 al matraz? ($K_c = 0,042$)

| | | | | | |
|------------------------|----------------|----------------------|----------------|---|----------------|
| <u>Equilibrio:</u> | $PCl_5(g)$ | \rightleftharpoons | $PCl_3(g)$ | + | $Cl_2(g)$ |
| <u>Moles inic.:</u> | 1'45 | | 0'55 | | 1'55 |
| <u>Moles equil.</u> | $1'45 + x$ | | $0'55 - x$ | | $1'55 - x$ |
| <u>Conc. eq(mol/l)</u> | $(1'45 + x)/5$ | | $(0'55 - x)/5$ | | $(1'55 - x)/5$ |

Haciendo las operaciones da que $x = 0'268$

| | | | | |
|------------------------|---|--------------------------|---|-------------------------|
| <u>Equilibrio:</u> | $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons$ | $\text{PCl}_3(\text{g})$ | + | $\text{Cl}_2(\text{g})$ |
| <u>Moles inic.:</u> | 1'45 | 0'55 | | 1'55 |
| <u>Moles equil.</u> | $1'45 + 0'268$ | $0'55 - 0'268$ | | $1'55 - 0'268$ |
| <u>Conc. eq(mol/l)</u> | 0'3436 | 0'0564 | | 0'2564 |

El equilibrio se ha desplazado a la izquierda.
Se puede comprobar calculando de nuevo la K_c :

$$K_c = \frac{0,0564 \text{ M} \cdot 0,2564 \text{ M}}{0,3436 \text{ M}} = 0,042$$

SOLUBILIDAD. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Es la máxima concentración molar de soluto en un determinado disolvente, es decir, la molaridad de la disolución saturada de dicho soluto.

Depende de:

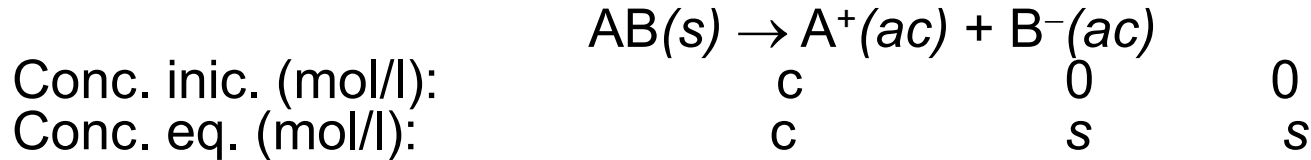
La **temperatura**. Normalmente es mayor a mayor temperatura debido a la mayor energía del cristal para romper uniones entre iones.

Energía reticular. Si la energía de solvatación es mayor que la reticular U se favorece la disolución. A mayor carácter covalente mayor U y por tanto menor solubilidad.

La **entropía**. Al diluirse una sal se produce un sistema más desordenado por lo que aunque energéticamente no esté favorecida la disolución ésta puede llegar a producirse.

Producto de solubilidad (KS o PS)

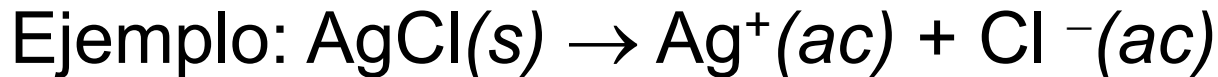
En un electrolito de tipo AB el equilibrio de solubilidad viene determinado por:



La concentración del sólido permanece constante.

Y la constante de equilibrio tiene la expresión:

$$K_S = s \times s = s^2 \quad \Rightarrow \quad s = \sqrt{K_S}$$



$$K_S = [Ag^+] \times [Cl^-] = s^2$$

“s” es la solubilidad de la sal.

Producto de solubilidad en otro tipo de electrolito



Conc. inic. (mol/l): c 0 0

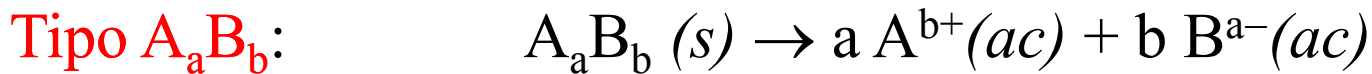
Conc. eq. (mol/l): c $2s$ s

Y la constante de equilibrio tiene la expresión:

$$K_S = (2s)^2 \times s = 4s^3$$

\Rightarrow

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}}$$



Conc. inic. (mol/l): c 0 0

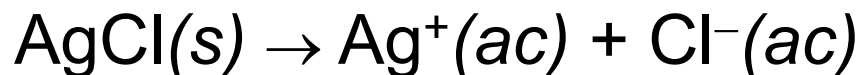
Conc. eq. (mol/l): c as bs

$$K_S = (as)^a \times (bs)^b = a^a b^b s^{a+b}$$

\Rightarrow

$$s = \sqrt[a+b]{\frac{K_S}{a^a b^b}}$$

Deduce si se formará precipitado de cloruro de plata cuyo $K_S = 1,7 \times 10^{-10}$ a 25°C al añadir a 250 cm^3 de cloruro de sodio $0,02 \text{ M}$ 50 cm^3 de nitrato de plata $0,5 \text{ M}$.



$$K_S = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = s^2$$

$$n(\text{Cl}^-) = 0,25 \text{ L} \times 0,02 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ mol}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,0167 \text{ M}$$

$$n(\text{Ag}^+) = 0,05 \text{ L} \times 0,5 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ mol}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0,025 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,0833 \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = 0,0167 \text{ M} \times 0,0833 \text{ M} = 1,39 \times 10^{-3} \text{ M}^2$$

Como $[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] > K_S$ entonces **precipitará**.