

## TEMA N° 6. EQUILIBRIO QUÍMICO

**NOTAS** del profesor para el buen hacer de los alumnos:

Para acceder a las páginas Webs y videos propuestos a lo largo del tema, mantener **PULSADO** control y con el botón izquierdo del ratón **PINCHAR** la página Web o el video seleccionado.

Abordaremos el tema con el siguiente contenido:

- [1.- Naturaleza del Equilibrio Químico. \(pág. N° 1\)](#)
- [2.- Ley del Equilibrio Químico. Constantes de Equilibrio. \(pág. N° 3\)](#)
- [3.- Relación entre las constantes de Equilibrio  \$K\_c\$  y  \$K\_p\$ . \(pág. N° 22\)](#)
- [4.- Grado de Disociación. \(pág. N° 37\)](#)
- [5.- Equilibrios Heterogéneos. \(pág. 54\)](#)
- [6.- Factores que influyen en el Equilibrio Químico. Ley de Le Chatelier \(pág. N° 64\)](#)
- [7.- Reacciones de Precipitación. \(pág. N° 89\)](#)
- [8.- Experiencias de Laboratorio \(pág. N° 111\)](#)

### **1.- Naturaleza del Equilibrio Químico.**

Video: Equilibrio Químico

<http://www.youtube.com/watch?v=l82uoVuIPKQ>

Video: Equilibrio Químico

<http://www.youtube.com/watch?v=zI9R8SfA2-M>

Video: Equilibrio Químico

<http://www.youtube.com/watch?v=C6fl4ohqQOk>

Equilibrio Químico. MUY BUENO

<http://www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/844816962X.pdf>

Equilibrio Químico

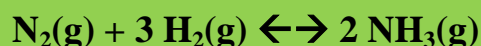
<http://www.escritoscientificos.es/apunquim/uni05-a.htm>

Equilibrio Químico

<http://www.monografias.com/trabajos15/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico.shtml>

**Los procesos químicos** son también **REVERSIBLES**, es decir, que los productos resultantes pueden en parte combinarse entre sí, a medida que se van formando, y originar las sustancias de partida, hasta que se alcanza un **ESTADO DE EQUILIBRIO**.

Un ejemplo de un proceso reversible lo tenemos en la síntesis del amoníaco,  $\text{NH}_3$ . El proceso de obtención del amoníaco se basa en la reacción química:



Observar que en esta reacción química existe una **doble flecha** ( $\leftrightarrow$ ) que nos indica que el proceso se puede producir en los dos sentidos. Cuando llegamos a la situación de Equilibrio Químico se cumple la condición de que la velocidad con la cual interactúan las moléculas de  $\text{H}_2$  y  $\text{N}_2$  para obtener  $\text{NH}_3$  es la misma que la que tiene el  $\text{NH}_3$  para descomponerse en  $\text{H}_2$  y  $\text{N}_2$ . En esta situación el amoníaco, que es lo que queremos obtener, aparece y rápidamente se descompone, dicho de otra forma, la velocidad del proceso de izquierda a derecha es la misma que de derecha a izquierda. Esta situación nos lleva a la pregunta **¿Es el Equilibrio Químico un problema para la industria química?**. La contestación la veremos en el punto correspondiente del tema. De momento yo os adelanto que **NO**.

Sea el caso de la reacción:



Al igual que las moléculas de **A** y de **B** reaccionan entre sí para obtener **C** y **D**, cuando la concentración de **C** y **D** sea la conveniente, las moléculas de **C** y **D** pueden reaccionar entre sí para formar **A** y **B**, es decir, se puede producir el proceso inverso:



Se llegará a una situación en donde la **velocidad del proceso directo será igual a la velocidad del proceso inverso**. A esta situación se le conoce como **EQUILIBRIO QUÍMICO**.



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

En esta situación *coexisten las cuatro sustancias del sistema reaccionante, guardando sus concentraciones una determinada relación fija.*

El equilibrio químico es un equilibrio *DINÁMICO*, es decir, que los *procesos microscópicos continúan* (las moléculas siguen reaccionando), pero las propiedades macroscópicas (concentración) permanecen constantes.

### *2.- Ley del Equilibrio Químico. Constantes de Equilibrio.*

Video: Constantes del Equilibrio Químico

<http://www.youtube.com/watch?v=FQSkqLJNTvo>

Ecuaciones del Equilibrio Químico

[http://www.netcom.es/pilar\\_mu/equilibrio.htm](http://www.netcom.es/pilar_mu/equilibrio.htm)

Constantes del Equilibrio químico

<http://www.monografias.com/trabajos15/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico.shtml>

Constantes del Equilibrio Químico

<http://es.scribd.com/doc/12726256/2Constante-de-Equilibrio-Quimico-de-Un-Sist-Heterogeneo>

Constantes del Equilibrio Químico

[http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo\\_2\\_princ.htm](http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_2_princ.htm)

Constantes del Equilibrio Químico

<http://www.monografias.com/trabajos73/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico.shtml>

Situémonos en el equilibrio (1):



La velocidad del *proceso directo* viene dada por la ecuación:

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$V_1 = K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

Los órdenes de reacción coinciden con los coeficientes estequiométricos porque el equilibrio (1) se realiza en *una sola etapa*.

La velocidad del *proceso inverso* será:  $V_2 = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

Cuando se establece la condición de equilibrio químico se cumple que  $V_1 = V_2$ , y por tanto:

$$K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

Trabajando con esta ecuación:

$$K_1 / K_2 = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b$$

La relación de dos constantes es otra constante:

$$K_1 / K_2 = K_c \quad (\text{Kc porque depende de las concentraciones})$$

luego:

$$K_c = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b$$

obtenemos la expresión de la **LEY DEL EQUILIBRIO QUÍMICO** o **LEY DE ACCIÓN DE MASAS** (LAM). Que podemos enunciar de la siguiente forma:

*A una temperatura determinada, la relación existente entre el producto de las concentraciones de los productos de reacción elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos y el producto de las concentraciones de los reactivos de reacción elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos permanece constante.*

**Kc** recibe el nombre de *Constante de Equilibrio* y depende únicamente de *la temperatura*.

*Es tonto decir* que en la ecuación de **Kc** las concentraciones de reactivos y productos se refieren a las concentraciones de reactivos y productos *en la CONDICIÓN DE EQUILIBRIO QUÍMICO*.

### NOTA IMPORTANTE PARA PODER REALIZAR EJERCICIOS Y CUESTIONES DE EQUILIBRIO QUÍMICO:

Sabemos que las reacciones que constituyen un equilibrio Químico son **REVERSIBLES**, es decir pueden transcurrir en los dos sentidos. Los reactivos pueden pasar a ser productos y los productos reactivos. Tenemos por tanto dos reacciones en todo *Equilibrio Químico*:

- Reacción directa.
- Reacción inversa.

El problema que se os puede presentar es saber cuál es la directa y cuál la inversa. La ambigüedad la resolveremos de dos formas:

- El propio enunciado del ejercicio nos dirá en qué sentido se llega a la situación de equilibrio, es decir, nos proporciona la reacción directa.
- Si nos plantean directamente el equilibrio químico consideraremos que la reacción directa es la que lleva *el sentido de izquierda a derecha*.

### Cuestión resuelta

Dados los equilibrios químicos:

- $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$
- $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}(\text{g})$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}$
- $\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$

Determinar la expresión de  $K_c$  para cada uno de los equilibrios.

### Resolución:

- $K_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$
- $K_c = [\text{NOCl}]^2 / [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$
- $K_c = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$
- $K_c = [\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2] / [\text{COBr}_2]$



**Problema resuelto**

Al analizar una mezcla en equilibrio de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco, contenida en el interior de un matraz a 1000°C, obtenemos los siguientes resultados:  $[N_2] = 1,03 \text{ mol/L}$  ;  $[H_2] = 1,62 \text{ mol/L}$  ;  $[NH_3] = 0,102 \text{ mol/L}$ . Calcular, a dicha temperatura, los valores de las constantes de equilibrio  $K_c$  correspondientes a las reacciones:

- a)  $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$
- b)  $2 NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3 H_2(g)$
- c)  $NH_3(g) \rightleftharpoons \frac{1}{2} N_2(g) + \frac{3}{2} H_2(g)$
- d)  $\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{3}{2} H_2(g) \rightleftharpoons NH_3(g)$

**Resolución:**

$$[N_2]_{\text{equilibrio}} = 1,03 \text{ mol/L}$$

$$[H_2]_{\text{equilibrio}} = 1,62 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3]_{\text{equilibrio}} = 0,102 \text{ mol/L}$$

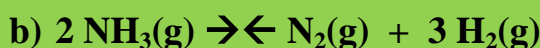


$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{(0,102 \text{ mol/L})^2}{1,03 \text{ mol/L} \cdot (1,62 \text{ mol/L})^2} =$$

$$= \frac{0,01 \text{ mol}^2/\text{L}^2}{1,03 \text{ mol/L} \cdot 2,62 \text{ mol}^2/\text{L}^2} =$$

$$= 0,01 / 2,69 \text{ mol/L} = 3,71 \cdot 10^{-3} \text{ L/mol}$$

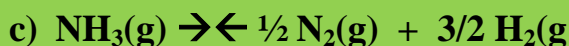
Podéis observar como la  $K_c$  tiene unidades, en este caso  $L/mol$  o  $L \cdot mol^{-1}$ . Se acostumbra, no sé por qué razón, poner únicamente el valor numérico de la  $K_c$ .



$$K_c = \frac{[N_2] \cdot [H_2]^3}{[NH_3]^2}$$

$$K_c = \frac{1,03 \text{ mol/L} \cdot (1,62 \text{ mol/L})^3}{(0,102 \text{ mol/L})^2}$$

$$K_c = 4,37 / 0,01 = 437$$



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$K_c = [\text{N}_2]^{1/2} \cdot [\text{H}_2]^{3/2} / [\text{NH}_3]$$

$$K_c = (1,03)^{1/2} \cdot (1,62)^{3/2} / 1,02$$

$$K_c = 1,015 \cdot 2,06 / 1,02 = \mathbf{7,84}$$



$$K_c = [\text{NH}_3] / [\text{N}_2]^{1/2} \cdot [\text{H}_2]^{3/2}$$

$$K_c = 0,102 \text{ mol/L} / (1,03 \text{ mol/L})^{1/2} \cdot (1,62)^{3/2}$$

$$K_c = 0,102 / 1,014 \cdot 2,06 = 0,102 / 2,09 = \mathbf{4,8 \cdot 10^{-2}}$$

### Problema resuelto

A 2000 °C se encuentran en equilibrio en un recipiente de 2 litros de capacidad 2,90 gramos de hidrógeno, 0,1145 moles de dióxido de carbono, 1,539 gramos de agua y 8,55 moles de monóxido de carbono. Calcular el valor de  $K_c$  para la reacción:



DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; C = 12 u; O = 16 u

### Resolución:

En los ejercicios de Equilibrio Químico trabajamos en moles por lo que lo primero que tenemos que realizar es pasar la masa en gramos a moles:

$$m_{\text{H}_2} = 2,90 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1,539 \text{ g}$$

$$\text{Mm H}_2 : 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} ; \mathbf{1 \text{ mol H}_2 / 2\text{g}}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline 18 \text{ u} \end{array} \right. ; \mathbf{1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g}}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Conociendo el valor del mol de H<sub>2</sub> y el mol de H<sub>2</sub>O, podemos conocer el número de moles de ambos compuestos. Utilizando el método **“Factor de Conversión”**:

$$2,90 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 1,45 \text{ moles de H}_2$$

$$1,539 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,0855 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Para el equilibrio:



La expresión de K<sub>c</sub> es:

$$K_c = [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}] / [\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]$$

Dicha expresión viene en función de concentraciones molares. Tendremos que calcular las concentraciones molares de cada una de las especies químicas en el equilibrio. Recordar que:

$$M(\text{Molaridad}) = n^\circ \text{ moles} / V$$

luego:

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0,0855 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}] = 8,55 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 4,27 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = 1,45 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 0,725 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2] = 0,1145 / 2 \text{ L} = 0,057 \text{ mol/L}$$

Llevamos estos valores a la ecuación de K<sub>c</sub>:

$$K_c = [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}] / [\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]$$

$$K_c = 4,27 \cdot 10^{-2} \cdot 4,27 / 0,725 \cdot 0,057 = 18,23 \cdot 10^{-2} / 0,041 = 4,44$$



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema resuelto

Cuando reacciona hidrógeno gaseoso con yodo gaseoso en un recipiente cerrado, y calentamos a una determinada temperatura, se establece el siguiente equilibrio:  $I_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2 HI (g)$  una vez analizado éste, sabemos que hay 0,3 moles de yoduro de hidrógeno presentes, en equilibrio con 0,8 moles de hidrógeno y 0,8 moles de yodo. Calcula la constante de equilibrio  $K_c$ , a esa temperatura, si el volumen de recipiente es de 0,5 litros.

### Resolución:

Reacción de equilibrio químico:



Expresión de  $K_c$ :

$$K_c = [HI]^2 / [I_2] \cdot [H_2]$$

Moles en equilibrio de  $I_2 = 0,8$

Moles en equilibrio de  $H_2 = 0,8$

Moles en equilibrio de  $HI = 0,3$

$$[I_2]_e = n^\circ \text{ moles} / V = 0,8 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 1,6 \text{ mol/L}$$

$$[H_2]_e = 0,8 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 1,6 \text{ mol/L}$$

$$[HI]_e = 0,3 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,6 \text{ mol/L}$$

Por lo tanto:

$$K_c = (0,6)^2 / 1,6 \cdot 1,6 = 0,36 / 2,56 = 14,04$$

**Problema resuelto** (Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete)  
Se desea determinar el valor de  $K_c$  para la reacción:



Para ello, se introducen 2 moles de AB en un recipiente de 2 L de capacidad, encontrándose que, una vez alcanzado el equilibrio, el número de moles de A existentes es 0,06.

- Calcular el valor de  $K_c$  para dicho equilibrio.
- Determinar la composición (en % ) de la mezcla una vez alcanzado el equilibrio.

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

(Pau Extremadura 2010)

### *Resolución:*

Lo primero que debemos de hacer es interpretar el equilibrio químico desde el punto de vista estequiométrico:



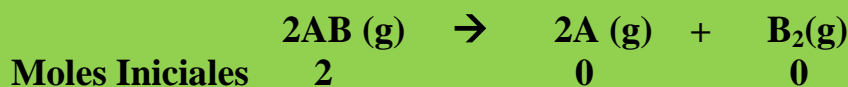
**2 moles de AB / Nos proporcionan 2 moles de A  $\rightarrow$  1 mol AB / 1 mol A**  
**2 moles de AB / Nos proporcionan 1 mol de B<sub>2</sub>**

Entendido esto, planteamos las siguientes etapas:

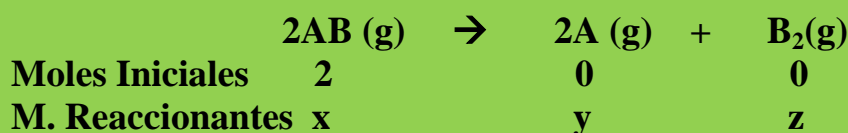
a) **Etapas inicial:**

Introducimos 2 moles de AB en un recipiente de 2 L de capacidad.

Como la reacción todavía no ha empezado tendremos 0 moles de A y 0 moles de B<sub>2</sub>:



b) Supondremos que reaccionan “x” moles de AB que implicarán la producción de “y” moles de A y “z” moles de B<sub>2</sub>.



Debemos poner “y” y “z” en función de “x”. Recordaremos las proporciones estequiométricas:

**2 moles de AB / Nos proporcionan 2 moles de A  $\rightarrow$  1 mol / 1 mol**  
**2 moles de AB / Nos proporcionan 1 mol de B<sub>2</sub>**

No suelo utilizar la famosa “Regla de Tres” pero en este caso haré uso de ella para que entendáis el cálculo que vamos a realizar:

### *Determinación de “y”:*



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$y \cdot 2 \text{ moles AB} = x \text{ moles AB} \cdot 2 \text{ moles de A}$$

$$y = x \text{ moles AB} \cdot \cancel{2 \text{ moles A}} / \cancel{2 \text{ moles AB}}$$

$$\boxed{y = x} \text{ moles de A}$$

**Determinación de “z”:**

2 moles AB ----- Nos proporcionan 1 mol de B<sub>2</sub>

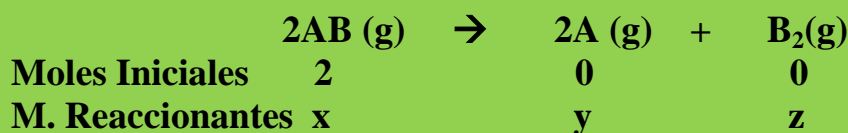
x moles AB ----- z

$$z \cdot 2 \text{ moles AB} = x \text{ moles AB} \cdot 1 \text{ mol de B}_2$$

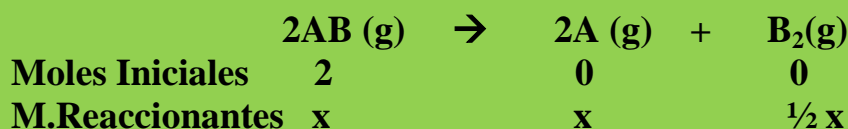
$$z = x \text{ moles AB} \cdot 1 \text{ mol de B}_2 / 2 \text{ moles AB}$$

$$\boxed{z = \frac{1}{2} x} \text{ moles de B}_2$$

La proporción anterior:



la podemos poner de la forma:



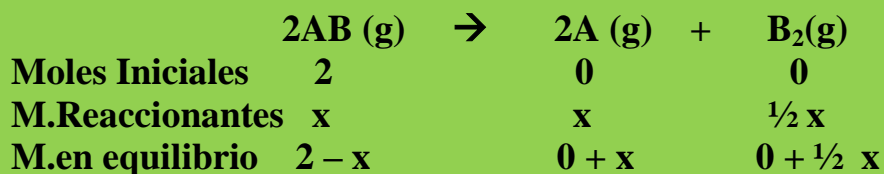
c) Una vez establecido el equilibrio tendremos un número de moles de cada componente:

De AB: Los que habían menos los que reaccionan.

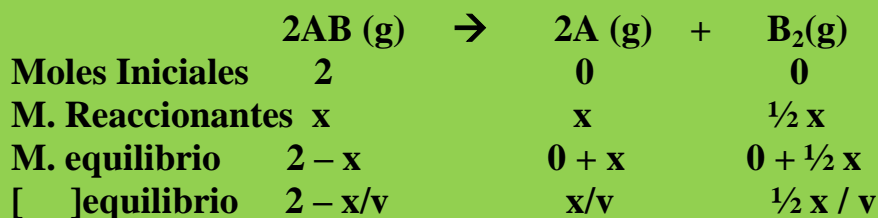
De A: Los que habían más los formados.

De B<sub>2</sub>: Los que habían más los formados.

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO



d) Por último planteamos las concentraciones de las especies químicas en equilibrio:



Establecido este planteamiento estamos en condiciones de abordar los apartados a) y b):

a)  $K_c$ ?



$$K_c = [A]^2 \cdot [B_2] / [AB]^2$$

Recurrimos a la cuarta etapa del planteamiento anterior:

$$K_c = (x/v)^2 \cdot (\frac{1}{2}x/v) / (2 - x)^2 \quad (1)$$

De la ecuación anterior conocemos el volumen pero no conocemos el valor de “x”. Si leemos el enunciado observamos que nos dice: alcanzado el equilibrio el número de moles de A es 0,06. En el planteamiento (3ª Etapa) al número de moles de A le hemos llamado “x”, luego  $x = 0,06$ . Llevamos el valor de “x” a la ecuación (1):

$$V = 2 \text{ litros}$$

$$K_c = (0,06/2)^2 \cdot (\frac{1}{2} \cdot 0,06 / 2) / (2 - 0,06)^2$$

$$K_c = 9 \cdot 10^{-4} \cdot 0,015 / 3,76 = 3,59 \cdot 10^{-6}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

b) En el equilibrio químico, el número de moles totales es:

$$N^{\circ} \text{ moles} = \text{moles de AB} + \text{moles de A} + \text{moles de B}_2$$

Según la 3ª etapa del planteamiento anterior:

$$\text{Moles de AB} = 2 - x = 2 - 0,06 = 1,94$$

$$\text{Moles de A} = x = 0,06$$

$$\text{Moles de B}_2 = \frac{1}{2} x = 0,03$$

$$\text{Moles totales} = 1,94 + 0,06 + 0,03 = 2,03$$

Mediante el “Factor de Conversión” calcularemos la composición de la mezcla en el equilibrio:

$$100 \text{ moles totales} \cdot \frac{1,94 \text{ moles AB}}{2,03 \text{ moles totales}} = 95,56 \% \text{ de AB}$$

$$100 \text{ moles totales} \cdot \frac{0,06 \text{ moles de A}}{2,03 \text{ moles totales}} = 2,95 \% \text{ de A}$$

$$100 \text{ moles totales} \cdot \frac{0,03 \text{ moles B}_2}{2,03 \text{ moles totales}} = 1,47 \% \text{ de B}_2$$

**NOTA:** En el problema anterior lo he explicado cómo se pueden establecer las cuatro etapas necesarias para poder resolver los problemas de Equilibrio Químico. Para los siguientes problemas las etapas las plantearé directamente.

**Problema resuelto** (Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete)  
En una vasija de 10 litros mantenida a 270 °C en donde previamente se hizo el vacío, se introducen 2,5 moles de  $\text{PCl}_5$  y se cierra herméticamente. La presión en el interior comienza a elevarse debido a la disociación del  $\text{PCl}_5$  en  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$  hasta que se estabiliza a 15,68 atm. Sabiendo que la reacción es exotérmica, calcule:

a) El valor de la constante  $K_c$  de dicha reacción a la temperatura señalada.

b) El número de moles de todas las especies en el equilibrio

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm.L.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

**Resolución:**

$$V = 10 \text{ L.}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$T = 273 + 270 = 543 \text{ K}$$

$$\text{Moles iniciales } \text{PCl}_5 = 2,5$$

$$\text{Pequilibrio} = 15,68 \text{ atm}$$

Reacción en equilibrio:

Moles Iniciales	2,5	0	0
Moles Reaccionantes	x	x	x
Moles equilibrio	2,5 - x	0+x	0+x
[ ] equilibrio	2,5 - x /v	x/v	x/v

a)

Expresión de Kc:

$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5]$$

Llevando la 4ª etapa a la ecuación anterior:

$$K_c = x/v \cdot x/v / 2,5 - x \quad (1)$$

Tenemos que conocer el valor de “x”. Para ello estudiemos la situación en el equilibrio químico:

$$\text{Pequilibrio} = 15,68 \text{ atm}$$

$$V = 10 \text{ L}$$

Como estamos en un sistema gaseoso se debe de cumplir:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

en nuestro caso:

$$P_{\text{equilibrio}} \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (2)$$

$$n_T = \text{N}^\circ \text{de moles totales equilibrio} = \text{moles } \text{PCl}_5 + \text{moles } \text{PCl}_3 + \text{moles } \text{Cl}_2$$

Según la 3ª Etapa del planteamiento:

$$n_T = 2,5 - x + x + x = 2,5 + x$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Si nos vamos a la ecuación (2):

$$15,68 \cdot 10 = (2,5 + x) \cdot 0,082 \cdot 543$$
$$156,8 = 111,31 + 44,52 x$$

$$x = 156,8 - 111,31 / 44,52 = 1,021 \text{ moles}$$

Si llevamos “x” a la ecuación (1):

$$K_c = 1,021/10 \cdot 1,021/10 / (2,5 - 1,021)/10$$

$$K_c = 0,01 / 0,15 = 0,067$$

b) Conociendo el valor de “x” y si nos vamos a la etapa N° 3:

$$\text{Moles PCl}_5 = 2,5 - x = 2,5 - 1,021 = 1,48$$

$$\text{Moles PCl}_3 = x = 1,021$$

$$\text{Moles Cl}_2 = x = 1,021$$

### Problema resuelto

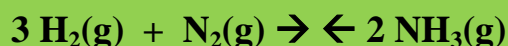
La constante del siguiente equilibrio:



a 150 °C y 200 atm es 0,55: ¿Cuál es la concentración de amoníaco cuando las concentraciones de N<sub>2</sub> e H<sub>2</sub> en el equilibrio son 0,20 mol/L y 0,10 mol/L respectivamente.

### Resolución:

Reacción en equilibrio:



Expresión de K<sub>c</sub>:

$$K_c = [\text{NH}_3]^2 / [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2] \quad (1)$$

$$K_c = 0,55$$

$$[\text{N}_2] = 0,20 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = 0,10 \text{ mol/L}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

De la ecuación (1) despejamos la  $[\text{NH}_3]$ :

$$[\text{NH}_3] = (\text{Kc} \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2])^{1/2}$$

$$[\text{NH}_3] = [0,55 \cdot (0,10)^2 \cdot 0,20]^{1/2} = (0,0011)^{1/2} = 0,033 \text{ mol/L} =$$
$$= 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Problema resuelto

Para la reacción  $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ ,  $\text{K}_C$ , a la temperatura de  $182^\circ\text{C}$ , vale  $9,32 \cdot 10^{-2}$ . En un recipiente de  $0,40$  litros se introducen  $0,2$  moles de  $\text{SbCl}_5$  y se eleva la temperatura a  $182^\circ\text{C}$  hasta que se establece el equilibrio anterior. Calcula: a) la concentración de las especies presentes en el equilibrio; b) la presión de la mezcla gaseosa.

### Resolución:

$$\text{Kc} = 9,32 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles iniciales de } \text{SbCl}_5 = 0,2$$

$$\text{V} = 0,40 \text{ L}$$

a) Reacción en equilibrio:

	$\text{SbCl}_5(\text{g})$	$\rightarrow \leftarrow$	$\text{SbCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles iniciales	0,2		0		0
M. Reaccionantes	x		x		x
M. Equilibrio	$0,2 - x$		$0 + x$		$0 + x$
[ ] Equilibrio	$0,2 - x/v$		$x/v$		$x/v$

Expresión de  $\text{Kc}$ :

$$\text{Kc} = [\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{SbCl}_5] \quad (1)$$

Llevando a (1) los datos:

$$\text{Kc} = x/v \cdot x/v / (0,2 - x)/v ; 9,32 \cdot 10^{-2} = x/0,40 \cdot x/0,40 / (0,2 - x)/0,40$$



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$9,32 \cdot 10^{-2} = x^2/0,16 / (0,2 - x)/0,40 ; 9,32 \cdot 10^{-2} \cdot (0,2 - x)/0,40 = x^2/0,16$$

$$23,3 \cdot 10^{-2} (0,2 - x) = x^2 / 0,16 ; x^2 = 3,73 \cdot 10^{-2} (0,2 - x)$$

$$x^2 = 0,746 \cdot 10^{-2} - 0,746 \cdot 10^{-2} x$$

$$x^2 + 0,746 \cdot 10^{-2} x - 0,746 \cdot 10^{-2} = 0$$

$$x = -0,746 \cdot 10^{-2} \pm [(0,746 \cdot 10^{-2})^2 + 4 \cdot 1 \cdot 0,746 \cdot 10^{-2}]^{1/2} / 2$$

$$x = 0,746 \cdot 10^{-2} \pm (0,56 \cdot 10^{-4} + 2,98 \cdot 10^{-2})^{1/2} / 2$$

$$x = 0,746 \cdot 10^{-2} \pm (0,030)^{1/2} / 2$$

$$x = 0,00746 \pm 0,17/2$$

$x_1 = 0,088$  moles  
 $x_2 = -0,08$  moles

$x_2 = -0,08$  es imposible puesto que el n° de moles nunca puede ser negativo. Nuestro valor de "x" es  $x = 0,088$  moles

**Ya estamos en condiciones de contestar a nuestras cuestiones:**

a) Aplicando la 4ª etapa del planteamiento del equilibrio:

$$[\text{SbCl}_5] = 0,2 - x / 0,40 = 0,2 - 0,088 / 0,40 = 0,28 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SbCl}_3] = x / 0,40 = 0,088 / 0,40 = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = x / 0,40 = 0,088 / 0,40 = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$$

b) Estamos en un estado gas y por tanto se cumple:

$$P_{\text{equilibrio}} \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Según 3ª etapa planteamiento:

$$n_T = \text{moles SbCl}_5 + \text{moles SbCl}_3 + \text{moles Cl}_2 = (0,2 - x) + x + x =$$

$$= 0,2 + x = 0,2 + 0,088 = 0,288$$

$$P_{\text{equilibrio}} \cdot 0,40 = 0,288 \cdot 0,082 \cdot (273 + 182)$$

$$P_{\text{equilibrio}} = 10,74 / 0,40 = 26,86 \text{ atm}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema resuelto

Cuando 30 g de ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , reaccionan con 46 g de etanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  se forman 36,96 g de acetato de etilo  $\text{CH}_3\text{COO}-\text{CH}_2\text{CH}_3$  y una cierta cantidad de agua. Calcula la constante de equilibrio de la reacción de esterificación.

### Resolución

Pasaremos los gramos a moles. Para ello debemos conocer la Mm de cada una de las sustancias que actúan en el equilibrio:

$$\text{Mm } \text{CH}_3 - \text{COOH} = 60 \text{ u} ; 1 \text{ mol } \text{CH}_3 - \text{COOH} / 60 \text{ g}$$

$$\text{Mm } \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} = 46 \text{ u} ; 1 \text{ mol } \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} / 46 \text{ g}$$

$$\text{Mm } \text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 = 88 \text{ u} ; 1 \text{ mol } \text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$

Recordemos que:  $N^\circ \text{ moles} = m/\text{Mm}$

$$N^\circ \text{ moles } \text{CH}_3 - \text{COOH} = 30/60 = 0,5$$

$$N^\circ \text{ moles } \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} = 46/46 = 1$$

$$N^\circ \text{ moles } \text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 = 36,96/88 = 0,41$$



$n_{\text{inic}}(\text{mol})$	0,5	1	0	0
$n_{\text{reacc}}(\text{mol})$	x	x	x	x
$n_{\text{equi}}(\text{mol})$	0,5 - x	1 - x	0+x	0+x
$[ ]_{\text{Equi}}$	0,5 - x/v	1 - x/v	x/v	x/v

En el equilibrio se formaron 0,41 mol de  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ . En la tercera etapa los moles de  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  le hemos llamado “x” por lo que podemos concluir que **x = 0,41 mol**. Los moles de  $\text{H}_2\text{O}$  que se forman son también 0,41. Las concentraciones en el equilibrio químico serán:

$$[\text{CH}_3 - \text{COOH}] = 0,5 - x/v = 0,5 - 0,41/v$$

$$[\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}] = 1 - x/v = 1 - 0,41/v$$

$$[\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3] = x/v$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = x/v$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

El enunciado del problema no nos proporciona el volumen. Dejaremos las concentraciones en función del volumen:

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}] = 0,5 - 0,41/v = 0,09/v$$

$$[\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}] = 1 - 0,41/v = 0,59/v$$

$$[\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3] = 0,41/v$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0,41/v$$

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = [\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}] / [\text{CH}_3\text{-COOH}] \cdot [\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}]$$

$$K_c = 0,41/v \cdot 0,41/v / 0,09/v \cdot 0,59/v = (0,41)^2 / 0,09 \cdot 0,59 =$$

los volúmenes se marchan matemáticamente

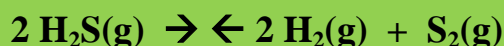
$$= 0,1681 / 0,053 = 3,17$$

### Problema resuelto

A 634K la reacción  $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g})$  alcanza el equilibrio cuando hay 1 mol de  $\text{H}_2\text{S}$ ; 0,2 moles de  $\text{H}_2$  y 0,8 moles de  $\text{S}_2$  en un reactor de 2 litros. Hallar a)  $K_c$  a 634K. b) A la misma temperatura y en un reactor igual, hay 0,1 moles de  $\text{H}_2$  y 0,4 moles de  $\text{S}_2$ , en equilibrio con  $\text{H}_2\text{S}$  ¿Cuántas moles de  $\text{H}_2\text{S}$  habrá en la mezcla? R// 0,016 mol/l 0,3535 moles

### Resolución:

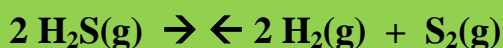
Reacción en equilibrio químico:



$$[\text{ ] equilibrio} \quad \frac{1}{2} \quad \quad \quad 0,2/2 \quad \quad 0,8/2$$

$$K_c = [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{S}_2] / [\text{H}_2\text{S}]^2$$

$$K_c = (0,2/2)^2 \cdot 0,8/2 / (1/2)^2 = 0,01 \cdot 0,4 / 0,25 = 0,016$$



$$[\text{ ] equilibrio} \quad \quad \quad x \quad \quad \quad 0,1/2 \quad \quad 0,4/2$$

$$K_c = [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{S}_2] / [\text{H}_2\text{S}]^2 ; 0,016 = (0,1/2)^2 \cdot 0,4/2 / x^2$$

$$0,016 = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 / x^2 ; 0,016 \cdot x^2 = 5 \cdot 10^{-4} ; x = (5 \cdot 10^{-4} / 0,016)^{1/2}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$x = (3,125 \cdot 10^{-2})^{1/2} \text{ mol/L} = 1,76 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

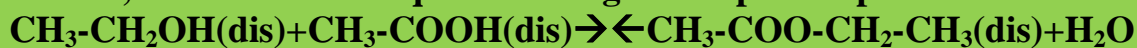
Como el problema nos pide el número de moles:

$$M = n^\circ \text{ moles} / v ; 1,76 \cdot 10^{-1} = n^\circ \text{ moles} / 2$$

$$n^\circ \text{ moles} = 2 \cdot 1,76 \cdot 10^{-1} = 0,35$$

### Problema resuelto

A 20°C, la constante de equilibrio es igual a 4 para el proceso:



Hallar las cantidades de reactivos que se han de mezclar, en proporción estequiométrica, para obtener 1 mol de acetato de etilo.

### Resolución:



n	n	0	0
x	x	x	x
n - x	n - x	0+x	0+x
n - x/v	n - x/v	x/v	x/v

$$K_c = [\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}] / [\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}] \cdot [\text{CH}_3\text{-COOH}]$$

Según el enunciado  $x = 1$  mol, luego:

$4 = (n - x/v) \cdot (n - x)/v / 1/v \cdot 1/v$  ; los volúmenes se marchan matemáticamente

$$4 = (n - 1) \cdot (n - 1) / 1 ; 4 = (n - 1)^2 ; 4 = n^2 - 2 \cdot n \cdot 1 + 1 ;$$

$$4 = n^2 - 2n + 1$$

$$n^2 - 2n - 3 = 0 ; n = 2 \pm (4 + 4 \cdot 1 \cdot 3)^{1/2} / 2 ; n = 2 \pm 4 / 2 = \begin{matrix} \nearrow n = 3 \\ \searrow n = -1 \end{matrix}$$

El valor negativo no tiene significado químico por lo que los moles que tendremos que mezclar de  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$  y  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  es de **3 moles**.

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema propuesto

La constante de equilibrio para la reacción:



es 4 a cierta temperatura. Se introducen 0,6 moles de CO y 0,6 moles de vapor de agua en un recipiente de 2 litros a esa temperatura. Hallar la concentración de CO<sub>2</sub> en el equilibrio. **R// 0,2 moles/litro**

### Problema propuesto

Reaccionan 46 g de yodo y 1 g de hidrógeno a 450 °C, la mezcla en equilibrio contiene 1,9 g de yodo. Hallar: a) moles de cada gas en el equilibrio; b) K<sub>c</sub> para  $\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI(g)}$

(Ma: I=127; H=1) **R// a)0,00748moles, 0,326moles, 0,347moles b)49,152**

### Problema resuelto

Se mezclan 0,84 moles de PCl<sub>5</sub> (g) y 0,18 moles de PCl<sub>3</sub> (g) en un reactor de 1 litro. Cuando se alcanza el equilibrio existen 0,72 moles de PCl<sub>5</sub>(g). Calcula K<sub>c</sub> a la temperatura del sistema para la reacción  $\text{PCl}_5\text{(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$ .

### Resolución:



M. Iniciales	0,84	0,18	0
M. Reaccionantes	x	x	x
M. Equilibrio	0,84 – x	0,18+x	0+x
[ ]Equilibrio	0,84 – x/v	0,18+x/v	x/v

En el equilibrio se han firmado 0,72 moles de PCl<sub>5</sub>. En el planteamiento (3ª Etapa) al número de moles de PCl<sub>5</sub> le hemos dado el valor de 0,84 – x por lo que:  $0,72 = 0,84 - x$ , ecuación que nos permite conocer el valor de “x”:

$$0,72 = 0,84 - x ; x = 0,84 - 0,72 ; x = 0,12 \text{ moles}$$

Podemos establecer las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{PCl}_5] = 0,84 - x / 1 = 0,84 - 0,12 / 1 = 0,72 \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_3] = 0,18 + x / 1 = 0,18 + 0,12 / 1 = 0,3 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2] = x/v = 0,12 / 1 = 0,12 \text{ mol/L}$$

La constante de equilibrio  $K_c$  tendrá la expresión:

$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5]$$

$$K_c = 0,3 \cdot 0,12 / 0,72 = 0,05$$

### 3.- Relación entre las constantes de Equilibrio $K_c$ y $K_p$ .

En *Sistemas Homogéneos Gaseosos*, más que trabajar con concentraciones se trabajan con *presiones* y por lo tanto, para la reacción:



$$K_p = P_C^c \cdot P_D^d / P_A^a \cdot P_B^b$$

En esta ecuación  $K_p$  depende de la *temperatura* y las presiones de **A**, **B**, **C** y **D** podemos calcularlas por los métodos:

a) Como gases que son, cumplen la ecuación:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$\left. \begin{array}{l} P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T \\ P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T \\ P_C \cdot V_C = n_C \cdot R \cdot T \\ P_D \cdot V_D = n_D \cdot R \cdot T \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Los gases se caracterizan porque ocupan} \\ \text{todo el volumen de la vasija que los} \\ \text{contiene y por tanto: } V_A = V_B = V_C = V_D \end{array}$$

Lógicamente, estas presiones son las que ejercen los componentes químicos *en la situación de equilibrio químico*.

b) Las presiones parciales también se pueden calcular en base a la ecuación:

$$P_{\text{parcial}} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{componente}}$$

$$X_{\text{comp.}} = n^{\circ} \text{ moles del comp.} / n^{\circ} \text{ de moles totales}$$

$$P_{\text{total}} = \text{Presión en la situación de equilibrio.}$$

$$P_A = P_T \cdot \text{moles de A} / \text{moles totales}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$P_B = P_T \cdot \text{moles de B} / \text{moles totales}$$

$$P_C = P_T \cdot \text{moles de C} / \text{moles totales}$$

$$P_D = P_T \cdot \text{moles de D} / \text{moles totales}$$

Moles de A en Equilibrio

Moles de B en Equilibrio

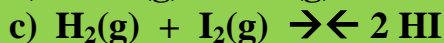
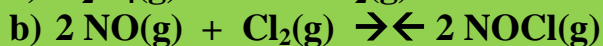
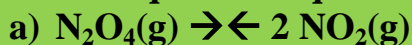
Moles de C en Equilibrio

Moles de D en Equilibrio

$$\begin{aligned} \text{Moles totales en Equilibrio Químico} &= \\ &= n^\circ \text{ moles A} + n^\circ \text{ moles B} + n^\circ \text{ moles C} + n^\circ \text{ moles D} \end{aligned}$$

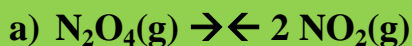
### Cuestión resuelta

Dados los equilibrios químicos:



Determinar la expresión de  $K_p$  para cada uno de los equilibrios

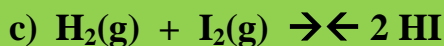
### Resolución



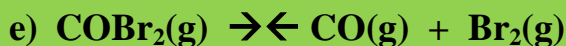
$$K_p = P_{\text{NO}_2}^2 / P_{\text{N}_2\text{O}_4}$$



$$K_p = P_{\text{NOCl}}^2 / P_{\text{NO}}^2 \cdot P_{\text{Cl}_2}$$



$$K_p = P_{\text{HI}}^2 / P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}$$



$$K_p = P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Br}_2} / P_{\text{COBr}_2}$$



***Kc*** y ***Kp*** se relacionan mediante la ecuación:



Recordemos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \quad ; \quad n/V = \text{Concentración Molar}$$

$$P = [ \quad ] \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$P_A = [A] \cdot R \cdot T$$

$$P_B = [B] \cdot R \cdot T$$

$$P_C = [C] \cdot R \cdot T$$

$$P_D = [D] \cdot R \cdot T$$

Para el equilibrio (2):

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

Si en esta ecuación sustituimos las ***P<sub>parciales</sub>*** por sus ecuaciones:

$$K_p = \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c \cdot ([D] \cdot R \cdot T)^d}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b}$$

Realizando las operaciones exponenciales, nos queda:

$$K_p = \frac{[C]^c \cdot (R.T)^c \cdot [D]^d \cdot (R.T)^d}{[A]^a \cdot (R.T)^a \cdot [B]^b \cdot (R.T)^b}$$



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Reagrupando términos:

$$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot \frac{(R.T)^{c+d}}{(R.T)^{a+b}}$$

Recordando que:

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

Nos queda:

$$K_p = K_c \cdot \frac{(R.T)^{c+d}}{(R.T)^{a+b}} \quad ; \quad K_p = K_c \cdot (R.T)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$\Delta n = (c+d) - (a+b)$$

$$K_p = K_c (R.T)^{\Delta n}$$

**Problema resuelto** (Enunciado: IES Tomá Navarro Tomás (Albacete))

Se mezclan en un recipiente de 10 L , 2 moles de H<sub>2</sub>(g) y 2 moles de CO<sub>2</sub>(g). Al establecerse el equilibrio a 550 °C se forma 0,540 moles de H<sub>2</sub>O y 0,540 moles de CO. Calcular para este equilibrio a) Presión total en el Equilibrio ; b) El valor de K<sub>p</sub> ; c) El valor de K<sub>c</sub>.

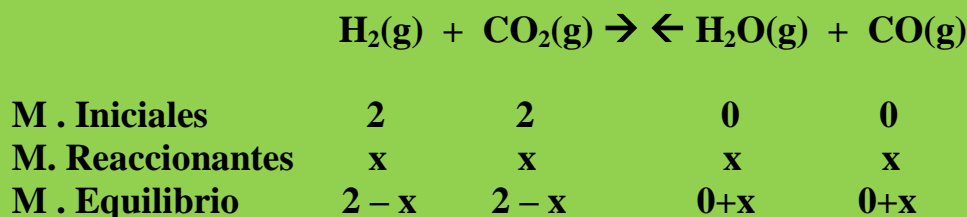
**Resolución:**

$$V = 10 \text{ L}$$

$$T = 273 + 550 = 823 \text{ K}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

a) Reacción en equilibrio:



En el equilibrio se forman 0,540 moles de H<sub>2</sub>O y 0,540 moles de CO. Como en la 3ª Etapa del planteamiento hemos llamado a los moles de H<sub>2</sub>O y CO “x”, esto implica que  $x = 0,540$  moles.

Luego en el equilibrio el número de moles totales son:

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ moles equilibrio} &= \text{moles H}_2 + \text{moles CO}_2 + \text{moles H}_2\text{O} + \text{moles CO} \\ \text{N}^\circ \text{ moles totales} &= (2 - x) + (2 - x) + x + x = 2 - x + 2 - x + x + x = 4 \end{aligned}$$

a) La presión total en el equilibrio:

Como estamos en un sistema gaseoso se cumple que:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$P_T \cdot 10 = 4 \cdot 0,082 \cdot 823 ; P_T = 26,99 \text{ atm.}$$

b)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$

$$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}} / P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{CO}_2} \quad (1)$$

Para conocer K<sub>p</sub> debemos conocer primero las presiones parciales de los componentes en el equilibrio:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_T \cdot \text{n}^\circ \text{ moles H}_2\text{O} / \text{n}^\circ \text{ moles totales}$$

$$P_{\text{CO}} = P_T \cdot \text{n}^\circ \text{ moles CO} / \text{n}^\circ \text{ moles totales}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_T \cdot \text{n}^\circ \text{ moles H}_2 / \text{n}^\circ \text{ moles totales}$$

$$P_{\text{CO}_2} = P_T \cdot \text{n}^\circ \text{ moles CO}_2 / \text{n}^\circ \text{ moles totales}$$

Según la 3ª etapa del planteamiento:

$$\text{N}^\circ \text{ moles H}_2\text{O} = 0,540$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles CO} = 0,540$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$N^{\circ} \text{ moles } H_2 = 2 - x = 2 - 0,540 = 1,46$$

$$N^{\circ} \text{ moles } CO_2 = 2 - x = 2 - 0,540 = 1,46$$

$$N^{\circ} \text{ moles totales} = 4$$

$$P_{H_2O} = 26,99 \cdot 0,540/4 = 3,64 \text{ atm}$$

$$P_{CO} = 26,99 \cdot 0,540/4 = 3,64 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 26,99 \cdot 1,46/4 = 9,85 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = 26,99 \cdot 1,46/4 = 9,85 \text{ atm}$$

Si queremos tener una prueba de que lo que estamos haciendo está bien, la suma de las  $P_{\text{parciales}}$  debe ser igual a la  $P_T$ :

$$3,64 + 3,64 + 9,85 + 9,85 = 26,98 \text{ atm}$$

No obtenemos exactamente el mismo valor pero lo podemos aceptar como válido.

Para conocer  $K_p$  nos vamos a la ecuación (1) y sustituimos valores:

$$K_p = P_{H_2O} \cdot P_{CO} / P_{H_2} \cdot P_{CO_2} ; K_p = 3,64 \cdot 3,64 / 9,85 \cdot 9,85 =$$

$$= 13,25/98 = 0,135$$

c) Recordemos que:

$$K_p = K_c (R.T)^{\Delta n}$$

$\Delta n$  = moles finales de componentes gaseosos – moles iniciales de componentes gaseosos =  $(1+1) - (1+1) = 0$

$$K_c = K_p / (R.T)^0 = K_p / 1 = K_p = 0,135$$

**Problema resuelto** (I.E.S. Al-Ándalus. Dpto de Física y Química)  
A 400°C, la constante  $K_p$  para el equilibrio:



vale 59,4. Un matraz de 2,5 litros de capacidad, a 25°C y 1 atm, se llena de HI y se calienta hasta alcanzar la temperatura de 400°C. Calcula la composición de la mezcla en equilibrio.

**Resolución:**

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$T = 273 + 400 = 673 \text{ K}$$

$$K_p = 59,4$$

$$V = 2,5 \text{ L}$$

Reacción en equilibrio químico:



Un detalle muy **IMPORTANTE**: Daros cuenta que la reacción dato



es la inversa a la reacción que está ocurriendo realmente. La constante de equilibrio de la reacción inversa la llamamos  $K'p$  y la podemos obtener aplicando la Ley de Acción de Masas al equilibrio:

$$K'p = P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2} / P_{\text{HI}}^2$$

O bien:  $K'p = 1/K_p \rightarrow K'p = 1/59,4$  ;  $K'p = 1,68 \cdot 10^{-2}$

Los moles puestos en juego de HI inicialmente, los conoceremos aplicando:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Ahora trabajamos a 25°C

$$1 \cdot 2,5 = n \cdot 0,082 \cdot (273+25) \text{ ; } 2,5 = 24,436 n$$

$$n = 2,5/24,436 = 0,102 \text{ moles iniciales de HI}$$



M. Iniciales	0,102	0	0
M. Reaccionantes	x	1/2 x	1/2 x
M. Equilibrio	0,102 - x	0 + 1/2 x	0 + 1/2 x
[ ] Equilibrio	0,102 - x/v	1/2x/ v	1/2x /v

**OBSERVACIÓN**: Los 1/2 aparecen de las proporciones estequiométricas.

*2 moles HI / Producen 1 mol H<sub>2</sub>*

*2 moles HI / Producen 1 mol I<sub>2</sub>*

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Para obtener la composición de la mezcla en equilibrio debemos conocer “ $x$ ” ¿cómo?. Se podría trabajar con  $K_p$  o  $K_c$ . De  $K_p$  no conocemos nada y de  $K_c$  todo, está claro:

$$K_c = [H_2] \cdot [I_2] / [HI]^2$$

Se cumple que  $K_c = K_p = 1,68 \cdot 10^{-2}$

$$K_c = \frac{1}{2} x / v \cdot \frac{1}{2} x / v / (0,102 - x/v)$$

$$K_c = \frac{1}{4} \cdot x^2 \cdot 1/v^2 / (0,102 - x) \cdot 1/v$$

$$1,68 \cdot 10^{-2} = x^2 / 4 \cdot v \cdot (0,102 - x)$$

$$4 v (0,102 - x) \cdot 1,68 \cdot 10^{-2} = x^2 ; 4 \cdot 2,5 (0,102 - x) \cdot 1,68 \cdot 10^{-2} = x^2$$

$$16,8 \cdot (0,102 - x) \cdot 10^{-2} = x^2 ; 0,168 (0,102 - x) = x^2$$

$$0,017 - 0,168x = x^2 ; x^2 + 0,168x - 0,017 = 0$$

$$x = -0,168 \pm (0,028 + 0,068)^{1/2} / 2 ; x = -0,168 \pm (0,096)^{1/2} / 2$$

$x = -0,168 \pm 0,3 / 2 = 0,066$  moles ( El valor negativo no tiene sentido químico)

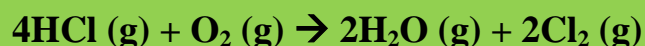
Luego la composición de la mezcla, en el equilibrio químico y según la etapa 3ª del planteamiento, será:

$$N^{\circ} \text{ moles } H_2 = \frac{1}{2} x = \frac{1}{2} \cdot 0,066 = 0,033 \text{ moles}$$

$$N^{\circ} \text{ moles } I_2 = \frac{1}{2} x = \frac{1}{2} \cdot 0,066 = 0,033 \text{ moles}$$

$$N^{\circ} \text{ moles } HI = 0,102 - x = 0,102 - 0,066 = 0,036 \text{ moles}$$

**Problema resuelto** (I.E.S. Al-Ándalus. Dpto de Física y Química)  
El cloro se obtiene mediante el llamado proceso Deacon, según el equilibrio:



Si a la temperatura de 390°C, se mezclan 0,08 moles de HCl con 0,1 moles de oxígeno, se observa la formación de 0,0332 moles de cloro a la presión total de 1 atm. Calcula la constante  $K_p$  correspondiente al equilibrio y el volumen del recipiente.

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Resolución:

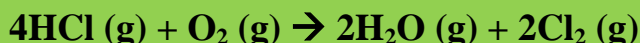
$$T = 273 + 390 = 663 \text{ K}$$

$$P_{\text{Equilibrio}} = 1 \text{ atm}$$

Kp?

V?

Reacción en equilibrio:



M. Iniciales	0,08	0,1	0	0
M. Reaccionantes	x	1/4 x	1/2 x	1/2 x
M. Equilibrio	0,08-x	0,1 - 1/4x	1/2 x	1/2 x
[ ] Equilibrio	0,08-x/v	0,1-1/4 x /v	1/2 x /v	1/2 x /v

En el equilibrio se han formado 0,0332 moles de Cl<sub>2</sub> , luego:

$$\frac{1}{2} x = 0,0332 \quad ; \quad x = 0,0664 \text{ moles}$$

$$K_p = P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2 / P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2} \quad (1)$$

Recordemos que:

$$P_{\text{parcial}} = P_T \cdot \text{moles del componente/moles totales}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles Cl}_2 = \frac{1}{2} x = \frac{1}{2} 0,0664 = 0,0332$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles H}_2\text{O} = \frac{1}{2} x = \frac{1}{2} 0,0664 = 0,0332$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles HCl} = 0,08 - x = 0,08 - 0,0664 = 0,0136$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles O}_2 = 0,1 - \frac{1}{4} x = 0,1 - \frac{1}{4} \cdot 0,0664 = 0,083$$

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ moles totales} &= \text{moles Cl}_2 + \text{moles H}_2\text{O} + \text{moles HCl} + \text{moles O}_2 = \\ &= 0,0332 + 0,0332 + 0,0136 + 0,083 = 0,163 \end{aligned}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = P_T \cdot \text{moles Cl}_2/\text{moles totales} = 1 \cdot 0,0332/0,163 = 0,20 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 0,0332/0,163 = 0,20 \text{ atm}$$

$$P_{\text{HCl}} = 1 \cdot 0,0136/0,163 = 0,083 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = 1 \cdot 0,083/0,163 = 0,51 \text{ atm}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Volviendo a la ecuación (1):

$$K_p = P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2 / P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}$$

$$K_p = (0,20)^2 \cdot (0,20)^2 / (0,083)^4 \cdot 0,51 = 0,012 / 2 \cdot 10^{-6} = 6000$$

*En lo referente al volumen del recipiente:*

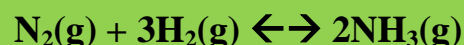
Recordemos que nos encontramos en un sistema homogéneo gaseoso en donde todos los gases ocupan un volumen igual al del recipiente que los contiene. Al ser un sistema gaseoso podemos, en la **SITUACIÓN DE EQUILIBRIO**, aplicar la ecuación General de los Gases Perfectos:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 0,163 \cdot 0,082 \cdot 663 \quad ; \quad V = 34,3 \text{ L}$$

### Problema resuelto

Un matraz contiene una mezcla de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$  en equilibrio a la presión total de 2,8 atm, la presión parcial del  $\text{H}_2$  es 0,4 atm y la del  $\text{N}_2$ , 0,8 atm. Calcula  $K_p$  para la reacción en fase gaseosa:



a la temperatura de la mezcla.

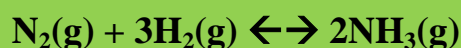
*Resolución:*

$$P_T = 2,8 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = 0,4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = 0,8 \text{ atm}$$

Para el equilibrio:



$K_p$  tiene la siguiente expresión:

$$K_p = P_{\text{NH}_3}^2 / P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3 \quad (1)$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

No conocemos la  $P_{\text{NH}_3}$ , pero sabemos que la  $P_T = 2,8 \text{ atm}$

La  $P_T$  en el equilibrio viene dada por:

$$P_T = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{N}_2}$$

Sustituyendo datos:

$$2,8 \text{ atm} = P_{\text{NH}_3} + 0,4 \text{ atm} + 0,8 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 2,8 - 0,4 - 0,8 = 1,6 \text{ atm}$$

Si volvemos a (1) y sustituimos valores:

$$\begin{aligned} K_p &= P_{\text{NH}_3}^2 / P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3 ; \quad K_p = (1,6)^2 / 0,8 \cdot (0,4)^3 = 2,56 / 0,8 \cdot 0,064 = \\ &= 2,56 / 0,051 = 50,19 \end{aligned}$$

### Problema resuelto

La siguiente mezcla es un sistema en equilibrio: 3,6 moles de hidrógeno, 13,5 moles de nitrógeno y 1 mol de amoníaco a una presión total de 2 atm y a una temperatura de 25 °C. Se pide:

a) la presión parcial de cada gas; b)  $K_c$  y  $K_p$  para la reacción



### Resolución:

Moles de  $\text{H}_2 = 3,6$

Moles de  $\text{N}_2 = 13,5$

Moles de  $\text{NH}_3 = 1$

a)  $P_p = P_T \cdot \text{moles del componente} / \text{moles totales}$

$P_T = 2 \text{ atm}$

Moles totales = moles  $\text{H}_2$  + moles  $\text{N}_2$  + moles  $\text{NH}_3$

$$\text{Moles totales} = 3,6 + 13,5 + 1 = 18,1$$

$$P_{\text{H}_2} = 2 \cdot 3,6 / 18,1 = 0,4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = 2 \cdot 13,5 / 18,1 = 1,50 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 2 \cdot 1 / 18,1 = 0,11 \text{ atm}$$



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

b) Para el equilibrio:



$$K_p = P_{\text{NH}_3}^2 / P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3 \quad (1)$$

Llevando valores a (1):

$$K_p = (0,11)^2 / 1,50 \cdot (0,4)^3 \quad ; \quad K_p = 0,0121 / 1,50 \cdot 0,064$$

$$K_p = 0,126$$

Recordemos que:

$$K_p = K_c (R.T)^{\Delta n} \quad ; \quad K_c = K_p / (R.T)^{\Delta n} \quad (2)$$

$$\begin{aligned} \Delta n &= \text{moles finales en estado gas} - \text{moles iniciales en estado gas} = \\ &= 2 - (1+3) = -2 \end{aligned}$$

Llevando valores a (2):

$$K_c = 0,126 / [0,082 \cdot (273 + 25)]^{-2} \quad ; \quad K_c = 0,126 / (24,44)^{-2}$$

$$K_c = 0,126 \cdot (24,44)^2 = 75,26$$

### Problema resuelto

Calcula los valores de  $K_c$  y  $K_p$  a  $250^\circ\text{C}$  en la reacción de formación del yoduro de hidrógeno,  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ . sabiendo que el volumen del recipiente de reacción es de 10 litros y que partiendo de 2 moles de  $\text{I}_2$  y 4 moles de  $\text{H}_2$ , se han obtenido 3 moles de yoduro de hidrógeno.

#### Resolución:

Equilibrio:	$\text{H}_2(\text{g}) +$	$\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons$	$2 \text{HI}(\text{g})$
M. Iniciales	4	2	0
M. Reaccionantes	x	x	2x
M. Equilibrio	$4 - x$	$2 - x$	$0 + 2x$
[ ] Equilibrio	$4 - x/v$	$2 - x/v$	$2x/v$

Para el equilibrio de formación del HI:

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \quad (1)$$

Como en el equilibrio se formaron 3 moles de HI y en la 3ª etapa del planteamiento a los moles de HI le llamamos  $2x$ , se cumple que:

$$2x = 3 \quad ; \quad x = 3/2 = 1,5 \text{ moles}$$

Por lo que:

$$[HI] = 2x/v = 2 \cdot 1,5/10 = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_2] = 4 - x / v = 4 - 1,5/10 = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[I_2] = 2 - x/v = 2 - 1,5/10 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$$

Llevando valores a (1):

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{(0,3)^2}{0,25 \cdot 0,05} = \frac{0,09}{0,0125} = 7,2$$

Recordar que:

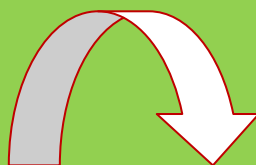
$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = 2 - (1+1) = 0$$

$$K_P = 7,2 \cdot (0,082 \cdot 523)^0 = 7,2$$

### Problema propuesto

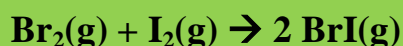
En un recipiente metálico de 2,0 litros se introducen 28 g de  $N_2$  y 3,23 g de  $H_2$ . Se cierra y se calienta a  $350 \text{ }^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentran 5,11 g de  $NH_3$ . Calcular los valores de  $K_C$  y  $K_P$  de la reacción  $3 H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$  a dicha temperatura. (Masas atómicas: N=14; H=1)



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema resuelto

En un recipiente cerrado de 400 ml, en el que se ha hecho el vacío, se introducen 2,032 g de yodo y 1,280 g de bromo. Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio:

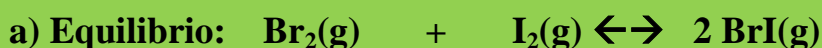


Calcula: a) las concentraciones molares y la presión total en el equilibrio; b)  $K_P$  para este equilibrio a 150 °C.

Datos:  $K_C$  (150 °C) = 280

Masas atómicas:  $M_a \text{ I} = 126,9 \text{ u}$  ;  $M_a \text{ Br} = 79,9 \text{ u}$

### Resolución:



$$V = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$$

Calculemos los moles de  $\text{I}_2$  y de  $\text{Br}_2$ :

$$M_m \text{ I}_2 = 2 \cdot 126,9 = 253,8 \text{ u} ; 1 \text{ mol I}_2/253,8 \text{ g de I}_2$$

$$M_m \text{ Br}_2 = 2 \cdot 79,9 = 159,8 \text{ u} ; 1 \text{ mol Br}_2/159,8 \text{ g de Br}_2$$

$$2,032 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles de I}_2 \text{ puestos en juego}$$

$$1,280 \text{ g Br}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{159,8 \text{ g Br}_2} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles Br}_2 \text{ puestos en juego}$$

	$\text{Br}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{BrI}(\text{g})$
M. Iniciales	$8 \cdot 10^{-3}$		$8 \cdot 10^{-3}$		0
M. Reaccionantes	x		x		2x
M. Equilibrio	$8 \cdot 10^{-3} - x$		$8 \cdot 10^{-3} - x$		0+2x
[ ] Equilibrio	$8 \cdot 10^{-3} - x/v$		$8 \cdot 10^{-3} - x/v$		$2x/v$

La expresión de la constante de equilibrio tiene la expresión:

$$K_c = [\text{BrI}]_2 / [\text{Br}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Si llevamos a la ecuación anterior el valor de  $K_c$  y el planteamiento de la 4ª etapa, nos queda:

$$280 = (2x/v)^2 / (8 \cdot 10^{-3} - x/v) \cdot (8 \cdot 10^{-3} - x/v)$$

$$280 = 4x^2 / (0,4)^2 / (8 \cdot 10^{-3} - x/0,4) \cdot (8 \cdot 10^{-3} - x/0,4)$$

$$280 = 4x^2 / (8 \cdot 10^{-3} - x)^2 ; 280 (8 \cdot 10^{-3} - x)^2 = 4x^2$$

$$280 (64 \cdot 10^{-6} - 16 \cdot 10^{-3} x + x^2) = 4x^2$$

$$17920 \cdot 10^{-6} - 4480 \cdot 10^{-3} x + 280 x^2 = 4 x^2$$

$$0,018 - 4,48 x + 280 x^2 = 4x^2$$

$$276 x^2 - 4,48 x + 0,018 = 0$$

$$x = 4,48 \pm (20,07 - 19,87)^{1/2} / 2 \cdot 276$$

$$x = 4,48 \pm 0,45/552 = \begin{cases} x_1 = 0,0089 \\ x_2 = 0,0073 \end{cases}$$

Tenemos un problema. Me explico: si una de las soluciones fuera negativa la podríamos suprimir porque no tiene sentido químico, pero las dos son positivas. Debemos estudiar cada uno de los valores de "x". El valor  $x_1 = 0,0089$  **NO PUEDE SER** puesto que *es superior* a los moles iniciales puestos en juego ( $8 \cdot 10^{-3}$  moles de  $I_2$  y la misma cantidad para el  $Br_2$ ) El valor debe ser el de  $x_2 = 0,0073$  moles.

Ya podemos determinar las concentraciones molares de las especies químicas en el equilibrio. Según la 4ª etapa del planteamiento:

$$[Br_2] = 8 \cdot 10^{-3} - x/v = 8 \cdot 10^{-3} - 0,0073/0,4 = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[I_2] = 8 \cdot 10^{-3} - x/v = 8 \cdot 10^{-3} - 0,0073/0,4 = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[BrI] = 2x/v = 2 \cdot 0,0073/0,4 = 3,65 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Respecto a la Presión en el equilibrio al estar en un medio homogéneo gaseoso, se debe cumplir:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (1)$$

$$n_T = \text{moles } Br_2 + \text{moles } I_2 + \text{moles } BrI \quad (2)$$

$$\text{moles } Br_2 = 8 \cdot 10^{-3} - 0,0073 = 7 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{moles } I_2 = 8 \cdot 10^{-3} - 0,0073 = 7 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{moles } BrI = 2x = 2 \cdot 0,0073 = 0,0146 = 146 \cdot 10^{-4}$$

Nos vamos a (2):

$$n_T = 7 \cdot 10^{-4} + 7 \cdot 10^{-4} + 146 \cdot 10^{-4} = 160 \cdot 10^{-4}$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$P_T \cdot 0,4 = 160 \cdot 10^{-4} \cdot 0,082 \cdot (273+150)$$

$$P_T \cdot 0,4 = 0,55 \quad ; \quad P_T = 0,55/0,4 = 1,375 \text{ atm}$$

b) La relación entre  $K_p$  y  $K_c$  viene dada por la ecuación:

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad (3)$$



$$\Delta n = \text{moles finales}(g) - \text{moles iniciales}(g) = 2 - (1+1) = 0$$

Nos vamos a (3) y sustituimos valores:

$$K_p = K_c (R \cdot T)^0 = K_c = 280$$

### 4.- Grado de disociación.

*Nos vamos a encontrar* con un tipo de ejercicios de equilibrio químico en donde nos piden el **GRADO DE DISOCIACIÓN**. Lógicamente antes de afrontar estos ejercicios debemos saber que es esta nueva magnitud: *Se define el grado de disociación, ( $\alpha$ ), como la fracción de mol que se disocia; es decir, el tanto por uno de reactivo disociado en el equilibrio.*



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

**Problema resuelto** (Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete)  
A 1000 K se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que cuando la concentración inicial de  $\text{I}_2$  es  $0,02 \text{ M}$ , su grado de disociación es  $2,14 \%$ , calcule: a) El valor de  $K_c$  a esa temperatura. b) El grado de disociación del  $\text{I}_2$ , cuando su concentración inicial es  $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ .

### Resolución

El ejercicio se realiza de la misma forma de los ya realizados pero la exigencia de la definición de “grado de disociación” debemos partir siempre de **UN MOL INICIAL**. Veamos el problema con esta nueva magnitud.

Si consideramos  $V = 1 \text{ L}$ , los moles iniciales puestos en juego de  $\text{I}_2$  serán  $0,02$ . A los moles iniciales les llamaremos “ $n$ ”. Recordar que siempre debemos partir de 1 mol inicial.

Planteamiento de las etapas:

	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$2 \text{ I}(\text{g})$
M. Iniciales	1		0
M. Disociados	$\alpha$		$2 \alpha$
M. Equilibrio	$1 - \alpha$		$2 \alpha$

En esta tercera etapa es cuando generalizamos para los moles reales que se han puesto en juego y la 3ª etapa quedaría de la forma:

	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$2 \text{ I}(\text{g})$
M. Iniciales	1		0
M. Disociados	$\alpha$		$2 \alpha$
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) \cdot n$		$2 \alpha \cdot n$
[ ] Equilibrio	$(1 - \alpha) n/v$		$2 \alpha n/v$

**IMPORTANTE:** El grado de disociación suele venir expresado en % pero cuando sustituimos su valor en las ecuaciones debemos ponerlo en “tanto por uno”, es decir:  $\alpha = 21,14 \%$   $\rightarrow$   $\alpha = 0,2114$  moles.

$$a) K_c = [\text{I}]^2 / [\text{I}_2]$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Si llevamos a la ecuación de  $K_c$  la 4ª etapa del planteamiento nos queda:

$$K_c = (2\alpha n / v)^2 / (1 - \alpha) n / v$$

$$K_c = 4 \alpha^2 n^2 / v^2 / (1 - \alpha) n / v$$

$$K_c = 4 \alpha^2 n / (1 - \alpha) v$$

$$K_c = 4 \cdot (0,21)^2 \cdot 0,02 / (1 - 0,21) \cdot 1$$

$$K_c = 0,0035 / 0,79 = 4,4 \cdot 10^{-3}$$

b) Conociendo el valor de  $K_c$  podemos abordar la esta cuestión.

Sabemos que:

$$K_c = 4 \alpha^2 n / (1 - \alpha) v \quad (1)$$

La nueva concentración es  $5 \cdot 10^{-4}$  M (mol/L).

Si consideramos  $1 \text{ L} \rightarrow n = 5 \cdot 10^{-4}$  moles

Si nos vamos a la ecuación (1):

$$4,4 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot \alpha^2 \cdot 5 \cdot 10^{-4} / (1 - \alpha) \cdot 1$$

$$4,4 \cdot 10^{-3} (1 - \alpha) = 20 \cdot 10^{-4} \alpha^2$$

$$4,4 \cdot 10^{-3} - 4,4 \cdot 10^{-3} \alpha = 20 \cdot 10^{-4} \alpha^2$$

Nos aparece la ecuación de 2º grado:

$$20 \cdot 10^{-4} \alpha^2 + 4,4 \cdot 10^{-3} \alpha - 4,4 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\alpha = (-4,4 \cdot 10^{-3}) \pm (19,36 \cdot 10^{-6} + 352 \cdot 10^{-7})^{1/2} / 2 \cdot 20 \cdot 10^{-4}$$

$$\alpha = (-4,4 \cdot 10^{-3}) \pm 7,38 \cdot 10^{-3} / 40 \cdot 10^{-4}$$

$$\alpha_1 = -4,4 \cdot 10^{-3} + 7,38 \cdot 10^{-3} / 40 \cdot 10^{-4} = 0,75 \text{ moles}$$

$$\alpha_2 = -4,4 \cdot 10^{-3} - 7,38 \cdot 10^{-3} / 40 \cdot 10^{-4} = -2,9 \text{ moles}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

El valor de  $\alpha_2$  no tiene sentido por dos razones:

- El grado de disociación nunca puede ser igual o mayor a la **UNIDAD** (Recordar la definición de grado de disociación).
- El signo **NEGATIVO** no tiene sentido químico, es decir, **NO SE PUEDEN DISOCIAR**(  $-0,20$  moles), por ejemplo.

En definitiva, el grado de disociación es del  $\alpha = 75\%$ . También podemos decir que  $\alpha = 0,75$  moles.

Debemos saber interpretar esos resultados:

$\alpha = 75\%$  → Por cada 100 moles de  $I_2$  se disocian 75 moles.

$\alpha = 0,75$  moles → Por cada mol de  $I_2$  se disocian 0,75 moles.

**Problema resuelto** (Fuente Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete). Resolución A. Zaragoza)

En un matraz de un litro de capacidad de colocan 6 g de  $PCl_5$  sólido. Se hace el vacío, se cierra el matraz y se calienta a  $250^\circ C$ . El  $PCl_5$  pasa al estado vapor y parte se disocia en  $PCl_3$  y  $Cl_2$ . La presión de equilibrio es 1,078 atm. Calcule el grado de disociación del pentacloruro de fósforo y la constante de equilibrio ( $K_p$ ) a dicha temperatura. Datos: Cl = 35,5; P= 31,0 ; R = 0,082 atm.L/mol.K

**Resolución:**

$$V = 1 \text{ L.}$$

$$m_{PCl_5} = 6 \text{ g.}$$

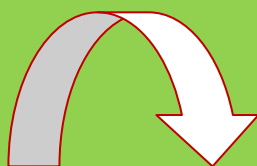
$$T = 273 + 250 = 523 \text{ K}$$

$$P_{\text{Tequilibrio}} = 1,078 \text{ atm}$$

$$Mm \text{ } PCl_5 \begin{cases} P: 1 \cdot 31 \text{ u} = 31 \text{ u} \\ Cl: 5 \cdot 35,5 = 177,5 \text{ u} \end{cases}$$

$$\text{-----}$$
$$208,5 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol } PCl_5 / 208,5 \text{ g } PCl_5$$

$$6 \text{ g } PCl_5 \cdot \frac{1 \text{ mol } PCl_5}{208,5 \text{ g } PCl_5} = 0,029 \text{ moles } PCl_5 \text{ (iniciales)}$$





## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Reacción en equilibrio:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	$\alpha$	$\alpha$	$\alpha$
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) \cdot n$	$\alpha \cdot n$	$\alpha \cdot n$
[ ] Equilibrio	$(1 - \alpha) \cdot n/v$	$\alpha n/v$	$\alpha n/v$

La ecuación de la constante de equilibrio será:

$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5] \quad (1)$$

Si llevamos la 4ª etapa a la ecuación (1) nos queda:

$$K_c = \alpha n/v \cdot \alpha n/v / (1 - \alpha) n/v ; \quad K_c = n\alpha^2 / (1 - \alpha) v \quad (2)$$

En esta última ecuación nos encontramos con las dos incógnitas que nos pide el ejercicio. De momento no podemos utilizar la ecuación (2).

Nos encontramos en un sistema homogéneo gaseoso y por lo tanto se debe cumplir, en la situación de equilibrio:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (3)$$

De esta ecuación lo conocemos todo excepto  $n_T$ . Si sumamos los moles de la etapa 3ª obtendremos los moles totales en el equilibrio:

$$n_T = \text{moles PCl}_5 + \text{moles PCl}_3 + \text{moles Cl}_2$$

$$n_T = (1 - \alpha) n + n\alpha + n\alpha = n - n\alpha + n\alpha + n\alpha = n + n\alpha = n(1 + \alpha)$$

Si nos vamos a la ecuación (3):

$$P_T \cdot V = n(1 + \alpha) \cdot R \cdot T$$

Ecuación que nos permite conocer “ $\alpha$ ”:

$$1,078 \cdot 1 = 0,029 (1 - \alpha) \cdot 0,082 \cdot 523$$

$$1,078 = 1,24 (1 - \alpha) ; \quad 1,078 = 1,24 - 1,24 \alpha ; \quad 1,24 \alpha = 1,24 - 1,078$$

$$\alpha = 0,13 \text{ moles} \rightarrow \alpha = 13 \%$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Para el cálculo de  $K_p$ :

$$K_p = P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2} / P_{PCl_5} \quad (4)$$

Debemos conocer las presiones parciales recordando que:

$$P_{parcial} = P_T \cdot n^\circ \text{ moles componente} / n^\circ \text{ moles totales}$$

$$P_{PCl_5} = P_T \cdot (1 - \alpha) n / n (1 + \alpha) = 1,078 \cdot (1 - 0,13) / (1 + 0,13) = \\ = 1,078 \cdot 0,87 / 1,13 = 0,83 \text{ atm}$$

$$P_{PCl_3} = P_T \cdot n \alpha / (1 + \alpha) n = 1,078 \cdot 0,13 / 1,13 = 0,12 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} = P_T \cdot n \alpha / (1 + \alpha) n = 1,078 \cdot 0,13 / 1,13 = 0,12 \text{ atm}$$

Si llevamos las presiones parciales a la ecuación (4):

$$K_p = 0,12 \cdot 0,12 / 0,83 = 0,017$$

**Problema resuelto** (Fuente Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete). Resolución A. Zaragoza)

Para la reacción en equilibrio:



la constante  $K_p$  es 2,4 a 375 K.

A esta temperatura, se introducen 0,050 moles de  $SO_2Cl_2$  en un recipiente cerrado de un litro de capacidad. En el equilibrio, calcule:

- Las presiones parciales de cada uno de los gases presentes.
- El grado de disociación del  $SO_2Cl_2$  a esta temperatura.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm.L.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

### Resolución

$$K_p = 2,4$$

$$T = 375 \text{ K}$$

$$n = 0,050$$

$$V = 1 \text{ L.}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Equilibrio químico:



M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	$\alpha$	$\alpha$	$\alpha$
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$n\alpha$	$n\alpha$

Pondremos las presiones parciales en función de “ $\alpha$ ”:

$$n_T = (1 - \alpha) n + n\alpha + n\alpha = n - n\alpha + n\alpha + n\alpha = n + n\alpha = n(1 + \alpha)$$

$$P_{\text{SO}_2} = P_T \cdot \cancel{n\alpha} / (1 + \alpha) \cancel{n} = P_T \cdot \alpha / (1 + \alpha)$$

$$P_{\text{Cl}_2} = P_T \cdot \cancel{n\alpha} / (1 + \alpha) \cancel{n} = P_T \cdot \alpha / (1 + \alpha)$$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = P_T \cdot (1 - \alpha) \cancel{n} / (1 + \alpha) \cancel{n} = P_T \cdot (1 - \alpha) / (1 + \alpha)$$

La  $K_p$  para nuestro equilibrio es:

$$K_p = P_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{Cl}_2} / P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}$$

Llevando a esta ecuación los datos:

$$2,4 = P_T \cdot \alpha / (1 + \alpha) \cdot P_T \cdot \alpha / (1 + \alpha) / P_T (1 - \alpha) / (1 + \alpha)$$

$$2,4 = P_T \cdot \alpha^2 / 1 - \alpha^2 \quad (1) ; \quad 1 - \alpha^2 = (1 + \alpha) \cdot (1 - \alpha)$$

Una ecuación con dos incógnitas,  $P_T$  y  $\alpha$ .

Como estamos en un medio homogéneo gaseoso se cumple:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T ; P_T \cdot 1 = n (1 + \alpha) \cdot R \cdot T ; P_T = n (1 + \alpha) \cdot R \cdot T \quad (2)$$

Llevando la última ecuación a la ecuación (1):

$$2,4 = n (1 + \alpha) \cdot R \cdot T \cdot \alpha^2 / 1 - \alpha^2$$

$$2,4 = n (1 + \alpha) \cdot R \cdot T \cdot \alpha^2 / (1 + \alpha) \cdot (1 - \alpha)$$

$$2,4 = n \cdot R \cdot T \cdot \alpha^2 / (1 - \alpha) ; 2,4 (1 - \alpha) = 0,050 \cdot 0,082 \cdot 375 \alpha^2$$

$$2,4 (1 - \alpha) = 1,53 \alpha^2 ; 2,4 - 2,4 \alpha = 1,53 \alpha^2$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$1,53\alpha^2 + 2,4\alpha - 2,4 = 0$$

$$\alpha = -2,4 \pm (5,76 + 14,69)^{1/2} / 3,06$$

$$\alpha = -2,4 \pm 4,52 / 3,06$$

$$\alpha_1 = -2,4 + 4,52 / 3,06 = 0,69 \text{ moles}$$

$$\alpha_2 = -2,4 - 4,52 / 3,06 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

El grado de disociación será:  $\alpha = 0,69 \text{ moles} \rightarrow \alpha = 69\%$

Conocido el valor de “ $\alpha$ ”, podemos conocer las presiones parciales:

En lo referente a las presiones parciales de cada uno de los componentes gaseosos podemos seguir dos caminos:

a) Utilizar la ecuación:

$$P_{\text{parcial}} = P_T \cdot \text{moles del componente} / \text{moles totales}$$

b) Como los componentes son gaseosos podemos utilizar para cada uno de ellos la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Datos necesarios:

$$\text{Moles de SO}_2 \text{ en equilibrio} = n\alpha = 0,05 \cdot 0,69 = 0,0345$$

$$\text{Moles de Cl}_2 \text{ en equilibrio} = n\alpha = 0,05 \cdot 0,69 = 0,0345$$

$$\text{Moles de SO}_2\text{Cl}_2 \text{ en equilibrio} = (1 - \alpha) n = (1 - 0,69) \cdot 0,05 = 0,0155$$

$$\text{Moles totales en equilibrio} = n(1 + \alpha) = 0,05 \cdot (1 + 0,69) = 0,0845$$

Camino a):

Utilizaremos la ecuación que nos permita conocer la  $P_T$  (2):

$$P_T = n(1 + \alpha) \cdot R \cdot T ; P_T = 0,050 \cdot (1 + 0,69) \cdot 0,082 \cdot 375$$

$$P_T = 2,59 \text{ atm}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$P_{SO_2} = P_T \cdot \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} = 2,59 \cdot 0,69/1,69 = 1,05 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} = P_T \cdot \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} = 2,59 \cdot 0,69 /1,69 = 1,05 \text{ atm}$$

$$P_{SO_2Cl_2} = P_T \cdot \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} = 2,59 \cdot 0,31/1,69 = 0,47 \text{ atm}$$

Por el camino b):

$$P_{SO_2} \cdot V = n_{SO_2} \cdot R \cdot T ; P_{SO_2} \cdot 1 = 0,0345 \cdot 0,082 \cdot 375$$

$$P_{SO_2} = 1,06 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} \cdot V = n_{Cl_2} \cdot R \cdot T ; P_{Cl_2} \cdot 1 = 0,0345 \cdot 0,082 \cdot 375$$

$$P_{Cl_2} = 1,06 \text{ atm}$$

$$P_{SO_2Cl_2} \cdot V = n_{SO_2Cl_2} \cdot R \cdot T ; P_{SO_2Cl_2} \cdot 1 = 0,0155 \cdot 0,082 \cdot 375$$

$$P_{SO_2Cl_2} = 0,47 \text{ atm}$$

**Problema resuelto** (Fuente Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete). Resolución A. Zaragoza)

A 200 °C y 1 atmósfera de presión , el  $PCl_5(g)$  se disocia en un 48,5% en  $PCl_3(g)$  y  $Cl_2(g)$ . Calcula: a) El valor de  $K_p$  ; b) El valor de  $K_c$  ; c) el grado de disociación del  $PCl_5(g)$  a la misma temperatura pero a una presión de 10 atm.

### Resolución

$$T = 200 + 273 = 473 \text{ K}$$

$$P_T = 1 \text{ atm}$$

$$\alpha = 48,5 \% \rightarrow \alpha = 0,485 \text{ moles}$$

a)  $K_p$ ?



M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	$\alpha$	$\alpha$	$\alpha$
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$n \alpha$	$n \alpha$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

La expresión de  $K_p$  es:

$$K_p = P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2} / P_{PCl_5} \quad (1)$$

Conociendo las presiones parciales podremos conocer  $K_p$ :

$$n_T = (1 - \alpha) n + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha) \quad (\text{Suma de los moles de la 3ª etapa})$$

$$P_{PCl_3} = P_T \cdot \cancel{n} \alpha / \cancel{n} (1 + \alpha) = 1 \cdot 0,485 / 1,485 = 0,326 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} = P_T \cdot \cancel{n} \alpha / \cancel{n} (1 + \alpha) = 1 \cdot 0,485 / 1,485 = 0,326 \text{ atm}$$

$$P_{PCl_5} = P_T \cdot \cancel{n} (1 - \alpha) / \cancel{n} (1 + \alpha) = 1 \cdot (1 - 0,485) / 1,485 = 0,346 \text{ atm}$$

Nos vamos a (1):

$$K_p = 0,326 \cdot 0,326 / 0,346 = 0,3$$

b)  $K_c$ ?

Recordar que:

$$K_p = K_c (R.T)^{\Delta n} \quad ; \quad K_c = K_p / (R.T)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (1+1) - 1 = 1 \text{ mol}$$

$$K_c = 0,3 / (0,082 \cdot 473)^1 \quad ; \quad K_c = 0,3 / 38,78 = 0,0077$$

c)  $\alpha$ ?  $P_T = 10 \text{ atm}$

Si la temperatura permanece constante  $\rightarrow K_p$  sigue valiendo lo mismo (0,3). Si en la ecuación (1) sustituimos las  $P_{\text{parciales}}$  en función de " $\alpha$ ":

$$K_p = P_T \cdot \cancel{n\alpha} / \cancel{n(1+\alpha)} \cdot P_T \cdot \cancel{n\alpha} / \cancel{n(1+\alpha)} / P_T \cdot \cancel{n(1-\alpha)} / \cancel{n(1-\alpha)}$$

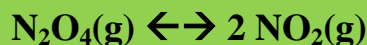
$$K_p = P_T \cdot \alpha^2 / 1 - \alpha^2 \quad ; \quad 0,3 = 10 \cdot \alpha^2 / 1 - \alpha^2 \quad ; \quad 0,3 (1 - \alpha^2) = 10 \alpha^2$$

$$0,3 - 0,3 \alpha^2 = 10 \alpha^2 \quad ; \quad 10,3 \alpha^2 = 0,3 \quad ; \quad \alpha = (0,3/10,3)^{1/2} = 0,17 \text{ moles}$$

$$\alpha = 17 \%$$

**Problema resuelto**

A 60°C y 1 atm de presión, el tetróxido de dinitrógeno, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, está disociado un 53,0% en NO<sub>2</sub> según el equilibrio:



Calcular:

- el porcentaje de disociación a la misma temperatura y 2000 mm Hg de presión
- la presión a la cual el tetróxido estaría disociado en un 67% a la misma temperatura.

**Resolución**

- Intentaremos obtener la expresión de K<sub>p</sub> en función de “α”. Para ello:



M. Iniciales	1	0
M. Disociados	α	2 α
M. Equilibrio	(1 - α) n	2 n α

La expresión de K<sub>p</sub> para este equilibrio tiene la forma:

$$K_p = P_{\text{NO}_2}^2 / P_{\text{N}_2\text{O}_4} \quad (1)$$

Debemos obtener las expresiones de las P<sub>parciales</sub>:

$$n_T = (1 - \alpha) n + 2n\alpha = n - n\alpha + 2n\alpha = n + n\alpha = n(1 + \alpha)$$

$$P_{\text{NO}_2} = P_T \cdot 2n\alpha / n(1 + \alpha) = P_T \cdot 2\alpha / (1 + \alpha) = 1 \cdot 2 \cdot 0,53 / 1,53 = 0,69 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_T \cdot n(1 - \alpha) / n(1 + \alpha) = 1 \cdot (1 - 0,53) / 1,53 = 0,3 \text{ atm}$$

Si nos vamos a (1):

$$K_p = (0,69)^2 / 0,3 = 1,587$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Ya conocemos  $K_p$  pero no hemos obtenido  $K_p$  puesta en función " $\alpha$ " que es lo que quería en un principio. Pero no hay problema:

Nos vamos a (1) y sustituimos las presiones parciales:

$$K_p = [P_T \cdot n\alpha/n(1 + \alpha)]^2 / P_T \cdot n(1 - \alpha)/n(1 + \alpha)$$

$$K_p = P_T \cdot \alpha^2 / 1 - \alpha^2 \quad (2)$$

$$\text{a) } P_T = 2000 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 2,63 \text{ atm}$$

Nos vamos a (2):

$$1,587 = 2,63 \cdot \alpha^2 / 1 - \alpha^2 \quad (\text{al no cambiar la } T, K_p = \text{const} = 1,587)$$

$$1,587(1 - \alpha^2) = 2,63 \alpha^2 ; 1,587 - 1,587\alpha^2 = 2,63\alpha^2$$

$$4,27\alpha^2 = 1,587 ; \alpha = (1,587/4,27)^{1/2} = 0,60 \text{ moles} \rightarrow \alpha = 60\%$$

$$\text{b) } P_T? ; \alpha = 67\% \rightarrow \alpha = 0,67 \text{ moles}$$

$$\text{Como la } T = \text{const} \rightarrow K_p = 1,587$$

Nos vamos a (2):

$$1,587 = P_T \cdot (0,67)^2 / 1 - (0,67)^2 ; 1,587 = P_T \cdot 0,45 / 0,55$$

$$P_T = 1,587 \cdot 0,55 / 0,45 = 1,93 \text{ atm}$$

### Problema resuelto

En un recipiente de 2,0 litros de capacidad se introduce amoníaco a una temperatura de 20 °C y a la presión de 14,7 atm. A continuación se calienta el recipiente hasta 300 °C y se aumenta la presión hasta 50 atm. Determina el grado de disociación del amoníaco a dicha presión y temperatura y las concentraciones de las tres sustancias en el equilibrio.

### Resolución

En los ejemplos vistos hasta el momento siempre hemos partido de 1 mol inicial. El planteamiento de las etapas también se puede realizar



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

partiendo de una concentración inicial de 1 mol/L Es decir, planteamos el problema con concentraciones y no con moles. Veamos este método:

$$C_{\text{NH}_3} = n^{\circ} \text{ moles NH}_3 / V \quad (1) \text{ Concentración Molar}$$

El NH<sub>3</sub> se encuentra en estado gas por lo que podemos calcular el n° de moles:

$$P \cdot V = n_{\text{NH}_3} \cdot R \cdot T$$

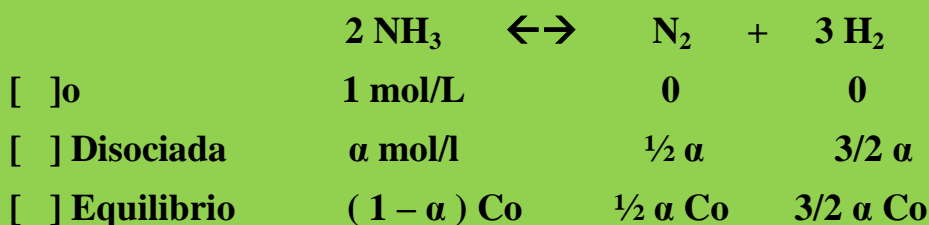
$$14,7 \cdot 2,0 = n_{\text{NH}_3} \cdot 0,082 \cdot (273+20) ; 29,4 = n_{\text{NH}_3} \cdot 24,06 ;$$

$$n_{\text{NH}_3} = 29,4/24,06 = 1,22 \text{ moles}$$

Nos vamos a (1):

$$C_{\text{NH}_3} = 1,22/2 = 0,61 \text{ mol/L.}$$

Equilibrio químico:



En la situación de equilibrio se cumple:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T ; P = n_T \cdot R \cdot T / V ; n_T/V = [TOTAL]_{\text{equilibrio}}$$

$$P_T = [TOTAL]_{\text{equilibrio}} \cdot R \cdot T \quad (2)$$

$$\begin{aligned} [total] &= (1 - \alpha) C_0 + 1/2 C_0 \alpha + 3/2 C_0 \alpha = C_0 - C_0 \alpha + 1/2 C_0 \alpha + 3/2 C_0 \alpha = \\ &= C_0 - C_0 \alpha + 2 C_0 \alpha = C_0 + C_0 \alpha = C_0 (1 + \alpha) \end{aligned}$$

Si nos vamos a (2):

$$50 = C_0 \cdot (1 + \alpha) \cdot 0,082 \cdot (273+300) ; 50 = 0,61 (1 + \alpha) 46,98$$

$$50 = (1 + \alpha) 28,65 ; 50 = 28,65 + 28,65 \alpha ; \alpha = 0,74 \text{ moles} \rightarrow$$

$$\rightarrow \alpha = 74 \%$$

En lo referente a las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{NH}_3] = (1 - \alpha) C_0 = (1 - 0,74) \cdot 0,61 = 0,158 \text{ mol/L}$$

$$[\text{N}_2] = 1/2 \alpha C_0 = 1/2 \cdot 0,74 \cdot 0,61 = 0,22 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = 3/2 \alpha C_0 = 3/2 \cdot 0,74 \cdot 0,61 = 0,67 \text{ mol/L}$$



**Problema propuesto**

Una muestra de 2 moles de HI se introduce en un recipiente de 5 litros. Cuando se calienta el sistema hasta una temperatura de 900 K, el HI se disocia según la reacción:  $2 \text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ , cuya constante es:  $K_C = 3,8 \cdot 10^{-2}$ . Determina el grado de disociación del HI.

SOL:  $\alpha = 0,28 \rightarrow 28 \%$

**Problema propuesto**

A 200°C y presión de 1 atmósfera, el  $\text{PCl}_5$  se disocia en  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$  en 49,5 %. Calcule. a)  $K_c$  y  $K_p$ ; b) El grado disociación a la misma temperatura pero a 10 atmósferas de presión.

DATOS: Masas atómicas; P = 30,97; Cl = 35,5

R = 0,082 atm·l·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

SOL: a)  $K_c = 8,4 \cdot 10^{-3}$  ;  $K_p = 0,325$  ; b)  $\alpha = 0,177 \rightarrow 17,7 \%$

**Problema resuelto**

La reacción:  $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$ , tiene una constante  $K_C$  de 8,25 a 900 °C. En un recipiente de 25 litros se mezclan 10 moles de CO y 5 moles de H<sub>2</sub>O a 900 °C. Calcule en el equilibrio: a) Las concentraciones de todos los compuestos; b) La presión total de la mezcla. Datos: R=0,082 atm·l·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

**Resolución**

$K_c = 8,25$  ;  $T = 273 + 900 = 1173 \text{ K}$  ;  $V = 25 \text{ L}$

Moles de CO = 10 ; Moles de H<sub>2</sub>O = 5

Equilibrio químico:

	$\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$			
M. Iniciales	10	5	0	0
M. Reaccionantes	x	x	x	x
M. Equilibrio	10 - x	5 - x	0 + x	0 + x
[ ] Equilibrio	$(10 - x)/v$	$(5 - x)/v$	x/v	x/v

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- a) Las concentraciones de las especies químicas, en el equilibrio, como se pone de manifiesto dependen del valor de “ $x$ ”. Para calcular el valor de “ $x$ ” partiremos de la expresión de  $K_c$ :

$$K_c = [H_2] \cdot [CO_2] / [CO] \cdot [H_2O]$$

Llevaremos a la ecuación de  $K_c$  el planteamiento de la 4ª etapa:

$$K_c = x/v \cdot x/v / (10 - x)/v \cdot (5 - x)/v$$

Sustituimos valores:

$$8,25 = x/25 \cdot x/25 / (10 - x)/25 \cdot (5 - x)/25$$

$$8,25 = x^2 / (10 - x) \cdot (5 - x) ; 8,25 \cdot (10 - x) \cdot (5 - x) = x^2$$

$$8,25 \cdot (50 - 10x - 5x + x^2) = x^2 ; 8,25 (50 - 15x + x^2) = x^2$$
$$412,5 - 123,75x + 8,25x^2 = x^2 ; 7,25x^2 - 123,75x + 412,5 = 0$$

$$x = 123,75 \pm (15314,06 - 11962,5)^{1/2} / 14,5$$

$$x = 123,75 \pm 57,89 / 14,5$$

$$x_1 = 123,75 + 57,89 / 14,5 = 12,52 \text{ moles}$$

$$x_2 = 123,75 - 57,89 / 14,5 = 4,54 \text{ moles}$$

Tenemos un problema. Si una de las soluciones de “ $x$ ” fuera negativa se podría eliminar sin problema puesto que no tendría sentido químico. Pero en este caso las dos soluciones son positivas ¿Cuál eliminar?. La máxima cantidad de moles que se puso en juego fueron los **10 moles iniciales de CO**. El valor de “ $x$ ” nunca puede **ser igual o mayor** a la **máxima cantidad puesta en juego**. Según este razonamiento, el valor de “ $x_1$ ” es imposible y por lo tanto tomaremos como valor de  **$x = x_2 = 4,54 \text{ moles}$** .

Ya estamos en condiciones de obtener las concentraciones de las especies químicas en el equilibrio:

$$[CO] = 10 - x / 25 = 10 - 4,54 / 25 = 0,218 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_2O] = 5 - x / 25 = 5 - 4,54 / 25 = 0,018 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_2] = x/v = 4,54/25 = 0,18 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[CO_2] = x/v = 4,54/25 = 0,18 \text{ mol.L}^{-1}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- b) La presión total de la mezcla en la situación de equilibrio dependerá de las presiones parciales de los componentes gaseosos:

$$P_T = P_{CO} + P_{H_2O} + P_{H_2} + P_{CO_2}$$

Como todos los componentes son gases podemos aplicar la ecuación:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (1)$$

$$n_T = \text{moles de CO} + \text{moles de H}_2\text{O} + \text{moles de H}_2 + \text{moles de CO}_2$$

$$\begin{aligned} n_T &= (10 - x) + (5 - x) + x + x = \\ &= (10 - 4,54) + (5 - 4,54) + 4,54 + 4,54 = 5,46 + 0,46 + 9,08 = \\ &= 15 \end{aligned}$$

Si nos vamos a (1)

$$P_T \cdot 25 = 15 \cdot 0,082 \cdot 1173 \quad ; \quad P_T = 57,7 \text{ atm}$$

### Problema propuesto

A 400 K, el equilibrio:  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  se establece cuando se ha disociado el 60% del  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  y la presión es de 32 atm. Hallar  $K_p$ . Si inicialmente hay 0,2 moles de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  y 0,2 moles de  $\text{SO}_2$  Hallar el grado de disociación a 18 atm. *R//18 atm 0,62*

### Problema propuesto

En un recipiente de 1,3 L de capacidad se tiene 2,6 g de tetróxido de dinitrógeno a 27 °C. En el equilibrio, la presión en el recipiente es de 0,6 atm. Hallar el grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  según el equilibrio:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ .

DATOS: Masas atómicas: N=14 O=16

*R//12,2%*

### Problema resuelto

$K_p = 66 \text{ atm}$  para:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ . Se ponen “n” moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un reactor y se alcanza el equilibrio a 134°C y 1 atm de presión. Hallar el grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$

### Resolución

$$T = 273 + 134 = 407 \text{ K}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$P_T = 1 \text{ atm}$$

$$K_p = 66$$

Equilibrio químico:



M. Iniciales	1	0
M. Disociados	$\alpha$	$2\alpha$
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$2\alpha n$

La expresión de  $K_p$  es:

$$K_p = P_{\text{NO}_2}^2 / P_{\text{N}_2\text{O}_4} \quad (1)$$

Debemos plantearnos las presiones parciales:

$$n_T = (1 - \alpha) n + 2\alpha n = n - \alpha n + 2\alpha n = n + \alpha n = n(1 + \alpha)$$

$$P_{\text{NO}_2} = P_T \cdot 2\alpha n / n(1 + \alpha) = P_T \cdot 2\alpha / (1 + \alpha)$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_T \cdot (1 - \alpha) n / n(1 + \alpha) = P_T \cdot (1 - \alpha) / (1 + \alpha)$$

Si nos vamos a (1) y sustituimos las presiones parciales:

$$K_p = [P_T \cdot 2\alpha / (1 + \alpha)]^2 / P_T \cdot (1 - \alpha) / (1 + \alpha)$$

$$K_p = P_T^2 \cdot 4\alpha^2 / (1 + \alpha)^2 / P_T \cdot (1 - \alpha) / (1 + \alpha)$$

$$K_p = P_T \cdot 4\alpha^2 / (1 - \alpha^2)$$

Si llevamos los datos a la ecuación anterior podemos conocer el valor de " $\alpha$ ":

$$66 = 1 \cdot 4\alpha^2 / (1 - \alpha^2) ; 66 \cdot (1 - \alpha^2) = 4\alpha^2 ; 66 - 66\alpha^2 = 4\alpha^2$$

$$70 \alpha^2 = 66 ; \alpha = (66/70)^{1/2} = 0,97 \text{ moles} \rightarrow \alpha = 97\%$$

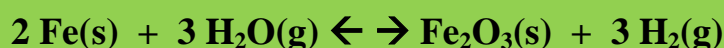
### Problema propuesto

La reacción  $\text{CH}_3\text{-(CH}_2)_2\text{-CH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH(CH}_3)_3(\text{g})$  tiene una constante de equilibrio de 2,5 a cierta temperatura. Si inicialmente se introduce 1 mol de butano y 0,2 moles de metil-propano, calcula el porcentaje de butano que se convierte en metilpropano. **R// 65,7%**

## 5.- Equilibrios Heterogéneos.(Equilibrio Químico)

Existe el **Equilibrio en estado heterogéneo**. En estos equilibrios todos los componentes del mismo no se encuentran en el mismo estado de agregación.

Supongamos el equilibrio:



La constante de equilibrio tendría la ecuación:

$$K_c = [\text{Fe}_2\text{O}_3] \cdot [\text{H}_2]^3 / [\text{Fe}]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^3$$

La concentración es por definición, una masa por unidad de volumen; en un sólido puro coincide, dicha concentración, **con su densidad** y, por lo tanto, **es constante**. Así pues la  $[\text{Fe(s)}]$  y  $[\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}]$  permanecen constantes y se engloban en la constante de equilibrio, quedando la ecuación anterior de la forma:

$$K_c = [\text{H}_2]^3 / [\text{H}_2\text{O}]^3 \quad ; \quad K_p = P_{\text{H}_2}^3 / P_{\text{H}_2\text{O}}^3$$

Para la reacción:



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

### Cuestión resuelta

Dados los equilibrios químicos:

- $\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightleftharpoons \text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
- $2 \text{NaHCO}_3\text{(s)} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3\text{(s)} + \text{H}_2\text{O(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
- $\text{NH}_4\text{SH(s)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S(g)} + \text{NH}_3\text{(g)}$
- $\text{NiO(s)} + \text{CO(g)} \rightleftharpoons \text{Ni(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$

Determinar la expresión de  $K_c$  y  $K_p$  para cada uno de ellos.

### Resolución:

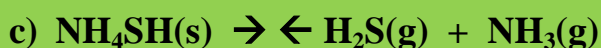
## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO



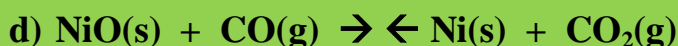
$$K_c = [\text{CO}_2] \quad ; \quad K_p = P_{\text{CO}_2}$$



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



$$K_c = [\text{H}_2\text{S}] \cdot [\text{NH}_3] \quad ; \quad K_p = P_{\text{H}_2\text{S}} \cdot P_{\text{NH}_3}$$



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

**Problema resuelto** (Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete)  
El yoduro de amonio sólido se descompone en amoníaco y yoduro de hidrógeno, gases, según la ecuación:



A 673 K la constante de equilibrio  $K_p$  es 0,215. En un matraz de 5 litros se introducen 15 g de  $\text{NH}_4\text{I}$  sólido y se calienta a esa temperatura hasta que se alcanza el equilibrio. Calcule: a) La presión total dentro del matraz, en el equilibrio. b) La masa de  $\text{NH}_4\text{I}$  que queda sin descomponer una vez alcanzado el equilibrio.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: H = 1; N = 14; I = 127.

**Resolución:**

$$V = 5 \text{ L}$$

$$T = 673 \text{ K}$$

$$K_p = 0,215$$

$$m_{\text{NH}_4\text{I}} = 15 \text{ g}$$

a) Reacción en equilibrio químico:



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

La expresión de  $K_p$  es de la forma:

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HI}} \quad (1)$$

Debemos calcular las presiones parciales:

$$P_{\text{NH}_3} \cdot V = n_{\text{NH}_3} \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{HI}} \cdot V = n_{\text{HI}} \cdot R \cdot T$$

Según el equilibrio químico el número de moles de  $\text{NH}_3$  y  $\text{HI}$ , en la situación de equilibrio, *son iguales*. Si dividimos, miembro a miembro, las dos ecuaciones anteriores nos quedaría:

$$P_{\text{NH}_3}/P_{\text{HI}} = n_{\text{NH}_3} \cdot R \cdot T/n_{\text{HI}} \cdot R \cdot T ; P_{\text{NH}_3}/P_{\text{HI}} = 1 \rightarrow P_{\text{NH}_3} = P_{\text{HI}}$$

Si con esta demostración nos vamos a la ecuación (1):

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{NH}_3} ; K_p = (P_{\text{NH}_3})^2$$

$$P_{\text{NH}_3} = (K_p)^{1/2} ; P_{\text{NH}_3} = (0,215)^{1/2} = 0,46 \text{ atm} = P_{\text{HI}}$$

$$P_T = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{HI}} = 0,46 + 0,46 = 0,92 \text{ atm}$$

b) Calculemos los moles de  $\text{NH}_4\text{I}(\text{s})$  puestos en juego:

$$\text{Mm NH}_4\text{I} \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 \text{ u} = 4 \text{ u} \\ \text{I: } 1 \cdot 127 \text{ u} = 127 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$\text{-----}$$
$$145 \text{ u} ; 1 \text{ mol NH}_4\text{I}/145 \text{ g NH}_4\text{I}$$

$$15 \text{ g NH}_4\text{I} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{I}}{145 \text{ g NH}_4\text{I}} = 0,103 \text{ mol NH}_4\text{I}$$





## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Reacción en equilibrio:



M. Iniciales	0,103	0	0
M. Reaccionantes	x	x	x
M. Equilibrio	0,103 - x	x	x
[ ] Equilibrio	0,103 - x/v	x/v	x/v

La expresión de  $K_c$  es:

$$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{HI}]$$

El valor de  $K_c$  lo podemos conocer por:

$$K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n} ; K_c = K_p / (R.T)^{\Delta n} \quad (2)$$

$$\Delta n = (1+1) - 0 = 2$$

$$K_c = 0,215 / (0,082 \cdot 673)^2 = 0,215 / 3045,5 = 7,06 \cdot 10^{-5}$$

Con el valor de  $K_c$  y el planteamiento de la etapa nº 4 del equilibrio nos podemos ir a la ecuación (1):

$$7,06 \cdot 10^{-5} = x/v \cdot x/v ; 7,06 \cdot 10^{-5} = x^2/v^2$$

$$7,06 \cdot 10^{-5} \cdot v^2 = x^2 ; x = (7,06 \cdot 10^{-5} \cdot 25)^{1/2} = 0,00176 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de NH}_4\text{I en el equilibrio} = 0,103 - x = 0,103 - 0,00176 = 0,101$$

$$0,101 \text{ moles NH}_4\text{I} \cdot \frac{145 \text{ g NH}_4\text{I}}{1 \text{ mol NH}_4\text{I}} = 14,64 \text{ g NH}_4\text{I}$$



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema resuelto

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  $25^\circ\text{C}$ . Sabiendo que la constante  $K_p$  para el equilibrio:



y a esa temperatura vale  $2,3 \cdot 10^{-4}$ . Calcular  $K_c$  y las presiones parciales en el equilibrio.

### Resolución

La relación entre  $K_p$  y  $K_c$  viene dada por la ecuación:

$$K_p = K_c (\text{R.T})^{\Delta n} \rightarrow K_c = K_p / (\text{R.T})^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (1+1) - 0 = 2$$

$$K_c = 2,3 \cdot 10^{-4} / [0,082 \cdot (273+25)]^2$$

$$K_c = 2,3 \cdot 10^{-4} / 597,12 = 3,8 \cdot 10^{-9}$$

En lo referente a las presiones parciales, la ecuación de  $K_p$  para el equilibrio:



$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{CO}_2} \quad (1)$$

$$P_{\text{NH}_3} \cdot V_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \cdot \text{R} \cdot \text{T}$$

$$P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot \text{R} \cdot \text{T}$$

Los gases contenidos en un mismo recipiente ocupan el mismo volumen por lo que  $V_{\text{NH}_3} = V_{\text{CO}_2}$ . Los dos gases se encuentran a la *misma temperatura* y  $\text{R}$  es común para los dos. El número de moles obtenidos de  $\text{NH}_3$  y de  $\text{CO}_2$ , según el equilibrio, *son los mismos*. Si dividimos, miembro a miembro, las dos ecuaciones anteriores:

$$P_{\text{NH}_3} \cdot V_{\text{NH}_3} / P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2} = n_{\text{NH}_3} \cdot \text{R} \cdot \text{T} / n_{\text{CO}_2} \cdot \text{R} \cdot \text{T}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$P_{\text{NH}_3}/P_{\text{CO}_2} = 1 \rightarrow P_{\text{NH}_3} = P_{\text{CO}_2} \quad (2)$$

Llevada la última igualdad a la ecuación (1), nos queda:

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{NH}_3} ; K_p = P_{\text{NH}_3}^2 ; P_{\text{NH}_3} = (K_p)^{1/2}$$

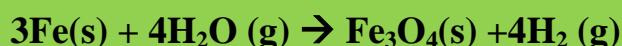
$$P_{\text{NH}_3} = (2,3 \cdot 10^{-4})^{1/2} = 1,51 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

Por la igualdad (2)

$$P_{\text{CO}_2} = 1,51 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

**Problema resuelto** (Fuente Enunciado I.E.S. Al-Ándalus. Dpto de Física y Química. Resolución A. Zaragoza)

Al pasar vapor de agua sobre hierro al rojo se da la reacción:



A 200°C, en el equilibrio, la presión de vapor del agua es de 4,6 mmHg y la del hidrógeno 95,9 mmHg.

a) Indica cuánto valdrá la presión parcial del hidrógeno cuando la del agua valga 9,3 mmHg.

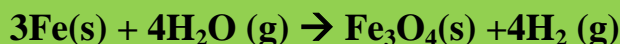
b) Calcula la presión parcial del agua y la del hidrógeno cuando la presión total sea de 760 mmHg.

**Resolución:**

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 4,6 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm} / 760 \text{ mmHg} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = 95,9 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm} / 760 \text{ mmHg} = 0,125 \text{ atm}$$

Para el equilibrio:



La expresión de  $K_p$  es:

$$K_p = P_{\text{H}_2}^4 / P_{\text{H}_2\text{O}}^4$$

luego el valor de  $K_p$  es:

$$K_p = (0,125)^4 \cdot (6 \cdot 10^{-3})^4 = 2,4 \cdot 10^{-4} \cdot 1296 \cdot 10^{-12} =$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$= 3110,4 \cdot 10^{-16} = 3,1 \cdot 10^{-13}$$

a)  $P_{\text{H}_2\text{O}} = 9,3 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm}/760 \text{ mmHg} = 0,012 \text{ atm}$   
 $P_{\text{H}_2}?$

$$K_p = P_{\text{H}_2}^4 / P_{\text{H}_2\text{O}}^4 ; P_{\text{H}_2} = (K_p \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^4)^{1/4}$$

$$P_{\text{H}_2} = [3,1 \cdot 10^{-13} \cdot (0,012)^4]^{1/4} = (3,1 \cdot 10^{-13} \cdot 2 \cdot 10^{-8})^{1/4} =$$
$$= (6,2 \cdot 10^{-21})^{1/4} = (0,62 \cdot 10^{-20})^{1/4} = 0,9 \cdot 10^{-5} \text{ atm}$$

b)  $P_{\text{H}_2}?$  Y  $P_{\text{H}_2\text{O}}?$   
 $P_T = 1 \text{ atm}$

$$K_p = P_{\text{H}_2}^4 / P_{\text{H}_2\text{O}}^4 \quad (1)$$

$$P_T = 1 \text{ atm} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} ; P_{\text{H}_2} = 1 - P_{\text{H}_2\text{O}} \quad (2)$$

Para trabajar matemáticamente transformaremos la ecuación (1)

$$K_p = P_{\text{H}_2}^4 / P_{\text{H}_2\text{O}}^4 ; K_p = (P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}})^4 ; P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}} = (K_p)^{1/4}$$

$$P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}} = (3,1 \cdot 10^{-13})^{1/4} ; P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}} = (0,31 \cdot 10^{-12})^{1/4}$$

$$P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,75 \cdot 10^{-3} ; P_{\text{H}_2} = 0,75 \cdot 10^{-3} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}} \quad (3)$$

Si llevamos la igualdad (3) a la ecuación (2):

$$P_{\text{H}_2} = 1 - P_{\text{H}_2\text{O}} \quad (2) ; 0,75 \cdot 10^{-3} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$0,75 \cdot 10^{-3} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 ; P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (0,00075 + 1) = 1$$

$$1,00075 P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 ; P_{\text{H}_2\text{O}} = 1/1,00075 = 0,99 \text{ atm}$$

y por lo tanto:

$$P_{\text{H}_2} = 1 - P_{\text{H}_2\text{O}} ; P_{\text{H}_2} = 1 - 0,99 = 0,01 \text{ atm}$$



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema resuelto

A 500K,  $K_p=67$  para:



En un recipiente cerrado de 500 ml ponemos 0,4 moles de  $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ .

Cuando se alcance el equilibrio: A) Hallar los moles de cada sustancia.

B) Si a 500K ponemos, en el recipiente cerrado 0,1 moles de  $\text{NH}_3\text{(g)}$  y 0,1 moles de  $\text{HCl(g)}$ , hallar las presiones parciales de cada gas y la presión total, cuando se alcance el nuevo equilibrio

R//0,1 moles 0,1 moles 0,3 moles, 8,2 atm 8,2 atm 16,4 atm

### Resolución:

A)

$$T = 500\text{K}$$

$$K_p = 67$$

$$V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$



M. Iniciales	0,4	0	0
M. Reaccionantes	x	x	x
M. Equilibrio	0,4 - x	x	x
[ ] Equilibrio	0,4 - x/v	x/v	x/v

Para este equilibrio la expresión de  $K_c$  es:

$$K_c = [\text{HCl}] \cdot [\text{NH}_3] \quad (1)$$

Si a la ecuación (1) llevamos la 4ª etapa del planteamiento nos queda:

$$K_c = x/v \cdot x/v ; K_c = x^2/v^2 \quad (2)$$

Conociendo el valor de "x" podemos responder a la cuestión pero antes debemos conocer  $K_c$ . Para ello recordaremos que:

$$K_p = K_c (R.T)^{\Delta n} ; K_c = K_p/(R.T)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (1+1) - 0 = 2$$

$$K_c = 67/(0,082 \cdot 500)^2 ; K_c = 67/1681 ; K_c = 3,98 \cdot 10^{-2}$$

Llevamos el valor de  $K_c$  a la ecuación (2):

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$K_c = x^2/v^2 ; 3,98 \cdot 10^{-2} = x^2/(0,5)^2 = x^2/0,25 ; x = (0,25 \cdot 3,98 \cdot 10^{-2})^{1/2}$$

$$x = 0,99 \cdot 10^{-1} = 0,099 \text{ moles}$$

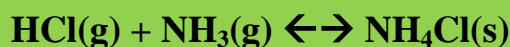
Nos encontramos con la respuesta:

$$N^\circ \text{ moles } NH_4Cl = 0,4 - x = 0,4 - 0,099 = 0,301$$

$$N^\circ \text{ moles } HCl = x = 0,099$$

$$N^\circ \text{ moles } NH_3 = x = 0,099$$

B) En este segundo apartado la reacción que se nos plantea es la inversa de la primera, es decir:



Llamemoa  $K'p$  a la constant de este equilibrio. Su valor será:

$$K'p = 1/Kp ; K'p = 1/67 ; K'p = 1,5 \cdot 10^{-2}$$

La expresión de  $K'p$  es:

$$K'p = 1/P_{HCl} \cdot P_{NH_3}$$

En el equilibrio los moles de HCl y de NH<sub>3</sub> son exactamente iguales así como el volumen por lo que  $P_{HCl} = P_{NH_3}$  y yéndonos a la ecuación anterior:

$$1,5 \cdot 10^{-2} = 1/P_{HCl}^2 ; P_{HCl} = (1/1,5 \cdot 10^{-2})^{1/2} = 0,81 \cdot 10 = 8,1 \text{ atm}$$

$$\text{y por lo tanto } P_{NH_3} = 8,1 \text{ atm}$$

La presión total:

$$P_T = P_{HCl} + P_{NH_3} ; P_T = 8,1 + 8,1 = 16,2 \text{ atm}$$

### Problema resuelto

A unos 500°C el carbonato amónico se descompone térmicamente según la reacción de equilibrio:



Hallar  $K_p$ , a esa temperatura, si la presión total en el equilibrio es de 2,8 atm.

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

R//0,96

### **Resolución:**

Partimos de las siguientes premisas:

$$K_p = [NH_3]^2 \cdot [CO_2] \cdot [H_2O] \quad (1)$$

La presión que ejerce el sistema será la suma de las presiones parciales de los gases en equilibrio, es decir:

$$P_T = P_{NH_3} + P_{CO_2} + P_{H_2O} \quad (2)$$

La reacción de descomposición del carbonato amónico nos proporciona 2 moles de amoníaco, 1 mol de  $CO_2$  y 1 mol de  $H_2O$ . Como estamos en las mismas condiciones de volumen y temperatura, por la ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

deducimos que el mol de  $CO_2$  y el mol de  $H_2O$  ejercerán la misma presión cumpliéndose:

$$P_{CO_2} = P_{H_2O}$$

Como se obtienen dos moles de amoníaco, la presión que ejerza este será doble a la ejercida por el  $CO_2$  y el  $H_2O$  y se cumple que:

$$P_{NH_3} = 2 P_{CO_2}$$

Comprobar:

$$\begin{cases} P_{CO_2} \cdot V = n_{CO_2} \cdot R \cdot T \\ P_{H_2O} \cdot V = n_{H_2O} \cdot R \cdot T \\ P_{NH_3} \cdot V = n_{NH_3} \cdot R \cdot T \end{cases} \begin{cases} n_{CO_2} = n_{H_2O} \\ n_{NH_3} = 2 n_{CO_2} \rightarrow \end{cases}$$

$$\rightarrow P_{NH_3} = 2 n_{CO_2} \cdot R \cdot T \quad ; \text{ de donde se deduce } P_{NH_3} = 2 P_{CO_2}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Si nos vamos a la ecuación (2):

$$2,8 = 2 P_{\text{CO}_2} + 2 P_{\text{CO}_2} ; 2,8 = 4 P_{\text{CO}_2} ; P_{\text{CO}_2} = 2,8/4 = 0,7 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 2 \cdot 0,7 = 1,4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,7 \text{ atm}$$

Si nos vamos a la ecuación (1):

$$K_p = (1,4)^2 \cdot 0,7 \cdot 0,7 = 0,96$$

### *6.- Factores que influyen en el Equilibrio Químico. Ley de Le Chatelier*

Video: Principio de Le Chatelier

[http://azorero.blogspot.com/2007/05/principio-de-le-chatelier\\_07.html](http://azorero.blogspot.com/2007/05/principio-de-le-chatelier_07.html)

Video: Principio de Le Chatelier

<http://www.youtube.com/watch?v=TIU3wfJCmQk>

Principio de Le Chatelier

<http://www.unlu.edu.ar/~ggeneral/lechatlier.PDF>

Principio de Le Chatelier

[http://www.educared.org/wikiEducared/Principio de Le Chatelier.html](http://www.educared.org/wikiEducared/Principio_de_Le_Chatelier.html)

Principio de Le Chatelier

<http://www.acienciasgalilei.com/qui/formularios/form-equilibrio-qui.htm>

Principio de Le Chatelier

<http://www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/8448157133.pdf>

*El Equilibrio Químico* puede ser un factor negativo para la industria puesto que la velocidad de obtención de un producto es igual a la velocidad de descomposición del mismo. Como en la situación de



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

equilibrio químico la formación de producto es la misma que la velocidad de descomposición del producto para obtener el reactivo, esta situación de equilibrio no es buena desde el punto de vista industrial. La pregunta que nos hacemos es ¿Se puede modificar la situación de equilibrio químico para hacer rentable la reacción química ?. La respuesta es positiva: ***SÍ SE PUEDE MODIFICAR LA SITUACIÓN DE EQUILIBRIO QUÍMICO.***

Los factores que afectan al equilibrio químico son:

- a) La temperatura*
- b) La presión*
- c) La concentración de reactivos y productos*

Si tenemos una reacción en equilibrio y varía alguno de estos factores, se rompe el equilibrio. Entonces, *la reacción evoluciona en un sentido u otro, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio.* Es decir, que las sustancias que intervienen en la reacción cambian *sus concentraciones* a otras nuevas, *que correspondan a este nuevo estado de equilibrio.*

Para predecir de forma cualitativa la influencia de cada uno de estos factores en el desplazamiento del equilibrio, se utiliza el ***PRINCIPIO DE LE CHATELIER***, que dice:

*Cuando en un sistema en equilibrio se varía algún factor externo, el equilibrio se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación.*

Magnitudes que influyen en la situación de Equilibrio Químico

[http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Equilibrio\\_quimico.html](http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Equilibrio_quimico.html)

Magnitudes que influyen en la situación de Equilibrio Químico

[http://ocw.uc3m.es/quimica-fisica/quimica-i/material-de-clase-1/TEMA\\_15\\_Equilibrio\\_Quimico.pdf](http://ocw.uc3m.es/quimica-fisica/quimica-i/material-de-clase-1/TEMA_15_Equilibrio_Quimico.pdf)

Magnitudes que influyen en la situación de Equilibrio Químico

[http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Equilibrio\\_quimico.html](http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Equilibrio_quimico.html)

Magnitudes que influyen en la situación de Equilibrio Químico

[http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Equilibrio\\_quimico.html](http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Equilibrio_quimico.html)

***Vamos a estudiar*** la aplicación de este principio a cada uno de los factores mencionados:

***a) Efecto de la temperatura***

Laboratorio virtual. Influencia de la Temperatura en el Equilibrio Químico

<http://www.educaplus.org/play-80-Equilibrio-qu%C3%ADmico-influencia-de-la-temperatura.html>

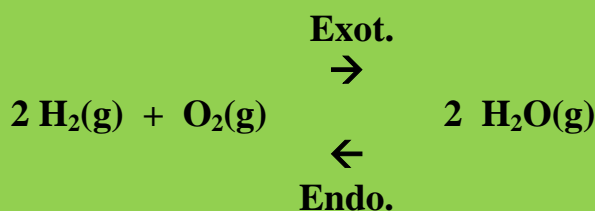
Influencia de la Temperatura en el Equilibrio Químico

<http://quimica.laguia2000.com/ecuaciones-quimicas/influencia-de-la-temperatura-en-el-equilibrio-quimico>

Influencia de la Presión y Temperatura en el Equilibrio Químico

[http://selectividad.tv/S\\_Q\\_2\\_2\\_5\\_S\\_influencia\\_de\\_la\\_presion\\_y\\_temperatura\\_en\\_el\\_equilibrio.html](http://selectividad.tv/S_Q_2_2_5_S_influencia_de_la_presion_y_temperatura_en_el_equilibrio.html)

***Sea la reacción:***



Para entender lo que vamos a comentar es necesario recordar lo que es un proceso ***Exotérmico*** (desprendimiento de energía en forma de calor)

y ***Endotérmico*** (para que la reacción pueda realizarse hay que suministrar energía, en forma de calor, al sistema).

***Al enfriar***, según Le Chatelier, ***la reacción debe oponerse al enfriamiento*** y, por lo tanto, ***se desplazará hacia la derecha***, desprendiendo calor, puesto que éste es el sentido de la reacción exotérmica, dicho de otra manera, ***al enfriar un sistema se favorece el proceso Exotérmico***, que en nuestro caso lleva el sentido de la derecha. . Por el contrario, ***al calentar***, el sentido del desplazamiento será el inverso (izquierda), puesto que entonces la reacción absorbe calor (endotérmica). ***Favorecemos el proceso Endotérmico***, sentido hacia la izquierda.

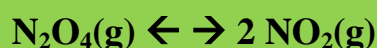
### *b) Efecto de la presión*

Laboratorio virtual. Efecto de la Presión sobre el Equilibrio Químico  
[http://www.youtube.com/watch?v=Yq4uho\\_lXk](http://www.youtube.com/watch?v=Yq4uho_lXk)

Laboratorio virtual. Efecto de la Presión sobre el Equilibrio Químico  
<http://experienciapqii.blogspot.com/2011/04/factores-que-afectan-el-equilibrio-1.html>

Laboratorio virtual: Influencia de la Presión sobre el Equilibrio Químico  
<http://www.educaplus.org/play-79-Equilibrio-qu%C3%ADmico-influencia-de-la-presi%C3%B3n.html>

### *Veamos la reacción:*



Al aumentar la presión total, el equilibrio se deslaza en el sentido en que disminuya el volumen, es decir, hacia la izquierda. Se contrarresta el efecto exterior pero además se cumple el hecho de que presión y volumen son magnitudes inversamente proporcionales. *En un sistema gaseoso los coeficientes estequiométricos son equivalentes a número de volúmenes.* En base a esto, al aumentar la presión, disminuye el volumen lo que hace que el equilibrio *se desplace en el sentido de menor número de moles, es decir, hacia la izquierda.* Por las mismas razones, si disminuye la presión, aumenta el volumen lo que implica *un*

*mayor número de moles* y entonces el equilibrio se deslaza hacia la derecha.

*CUANDO EL NÚMERO DE MOLES ES EL MISMO EN LOS DOS MIEMBROS DEL EQUILIBRIO QUÍMICO, UNA VARIACIÓN DE LA PRESIÓN NO MODIFICA EL ESTADO DE EQUILIBRIO QUÍMICO.*

### *c) El efecto de la concentración*

Influencia de la Concentración en el Equilibrio Químico  
<http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/efecto-de-la-concentracion>

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Cualquier variación en la concentración de uno de los reactivos o productos *haría que el valor de  $K_c$  variara*, cosa que no puede ocurrir (Si la temperatura permanece constante). El sistema evoluciona rápidamente para que la  *$K_c$  siga teniendo el mismo valor aunque esto implique un cambio en las concentraciones iniciales de los reactivos o productos*. Este efecto se explica fácilmente utilizando las Matemáticas.

Supongamos la reacción:



Su constante  $K_c$  tendrá la expresión:

$$K_c = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} \quad (1)$$

Supongamos las siguientes experiencias:

- Aumentar la concentración de A.
  - Disminuir la concentración de C.
  - Disminuir la concentración de B.
  - Aumentar la concentración de D.
- 
- Al aumentar la concentración de A *aumentamos el denominador de la ecuación (1)*. Si el numerador permanece constante el valor *de  $K_c$  disminuye* (en una fracción, al aumentar el denominador disminuye el valor de la fracción). Por lo tanto para que  $K_c$  siga *valiendo lo mismo el numerador también debe aumentar*. Químicamente esto significa que se forma más cantidad de C y de D, por lo que el equilibrio se desplaza *hacia la derecha*.
  - Si disminuimos la concentración de C, disminuye el numerador y siendo constante el denominador,  *$K_c$  se haría más pequeña*. Para que esto no ocurra el *denominador también debe disminuir*, es decir, *consumirse más cantidad de A y de B mediante de un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha*.
  - Si disminuimos la concentración de B, *disminuimos el denominador*. Si el numerador permanece constante *el valor de  $K_c$  aumentará*. Como esto no puede ocurrir también debe

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

*disminuir el numerador*, es decir, *consumirse más cantidad de C y de D lo que se consigue mediante un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda*.

- d) Al *aumentar* la concentración de D, *aumentamos el numerador*. Si el denominador permanece constante *el valor de K<sub>c</sub> se hará mayor*. Para impedir esta circunstancia *el denominador también debe aumentar*, es decir, *aumentar la cantidad de A y de B*, que lo conseguiremos con *un desplazamiento hacia la izquierda del equilibrio químico*.

Es importante que mencionemos a los *catalizadores*. Estos **NUNCA MODIFICAN LA SITUACIÓN DE EQUILIBRIO QUÍMICO, FAVORECEN LLEGAR ANTES A ESTA SITUACIÓN.**

### Cuestión resuelta

Dado el equilibrio químico:



Justifica en qué sentido se desplazará el equilibrio cuando:

- Se eleva la temperatura.
- Se retira parte del oxígeno.
- Se añade un catalizador.

### Resolución

- La reacción en el sentido de izquierda a derecha es **EXOTÉRMICA**. Si aumentamos la temperatura se *favorece el proceso endotérmico* y por lo tanto el equilibrio se desplaza en sentido contrario, es decir, de **DERECHA a IZQUIERDA**.
- La expresión de K<sub>c</sub> para este equilibrio toma la forma:

$$K_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Si eliminamos del medio una cierta cantidad de oxígeno, el denominador de la ecuación anterior disminuye, lo que implica que K<sub>c</sub> aumentaría de valor. A t = const. el valor de K<sub>c</sub> no varía

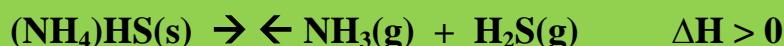
## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

y no es posible que se produzca un aumento de  $K_c$ . Para arreglar el problema, matemáticamente, debe disminuir el numerador de la ecuación de  $K_c$ . Esta disminución del numerador implica químicamente que reaccione más cantidad de  $\text{NO}$  con  $\text{O}_2$  y obtener más cantidad de  $\text{NO}_2$ . En definitiva, para que no exista cambio en  $K_c$  al eliminar  $\text{O}_2$  del medio, el equilibrio se debe desplazar hacia la **DERECHA**.

c) La adición de un catalizador *no modifica la situación de EQUILIBRIO QUÍMICO*. Permite llegar antes al establecimiento del equilibrio químico.

### Cuestión resuelta

Si se introduce una cierta cantidad de  $(\text{NH}_4)\text{HS}$  sólido en un recipiente cerrado y se calienta a  $300^\circ\text{C}$  se descompone, estableciéndose el equilibrio:



Con estos datos, razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Cuando el volumen del recipiente se duplica, la cantidad de reactivo se reduce.
- Cuando aumenta la temperatura, disminuye la presión parcial del amoníaco.
- El valor de la constante de equilibrio  $K_p$ , es independiente de la temperatura.

### Resolución

- CIERTA**. Cuando el volumen aumenta es porque la presión disminuye. Cuando la presión disminuye el equilibrio se desplaza en el sentido de mayor número de moles de componentes gaseosos por lo que el equilibrio se desplaza hacia la **DERECHA**.
- FALSA**. Una disminución de la presión parcial de un componente es sinónimo de disminución de concentración del mismo. La reacción es endotérmica en el sentido de **IZQUIERDA a DERECHA**. Si aumenta la  $T$  favorecemos el proceso endotérmico y el equilibrio se desplaza hacia la **DERECHA**.
- FALSO**. La constante de equilibrio recibe este nombre porque permanece constante mientras no cambie la temperatura.

### Cuestión resuelta

Dado el equilibrio:

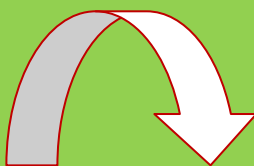


Describe el efecto que se producirá sobre el equilibrio al:

- Enfriar.
- Añadir vapor de agua.
- Comprimir.
- Aumentar la presión de hidrógeno.

### Resolución:

- La reacción es **EXOTÉRMICA** en el sentido de **IZQUIERDA** a **DERECHA** y **ENDOTÉRMICA** en sentido contrario. Si **ENFRIAMOS** favorecemos el proceso **EXOTÉRMICO** y por tanto el equilibrio se desplaza hacia la **DERECHA**.
- Añadir vapor de agua es aumentar la cantidad de agua en estado gas**. El equilibrio se desplazará en el sentido contrario para contrarrestar este aumento. El equilibrio se desplaza hacia la **IZQUIERDA** puesto que de esta forma el agua gas se descompone (disminuye su concentración) para obtener más  $\text{H}_2$  y  $\text{O}_2$ .
- Comprimir implica aumentar la presión que se ejerce sobre el sistema**. Este efecto desplaza al equilibrio químico en el sentido de **MENOR NÚMERO DE MOLES** de componentes en estado gas. Por esta razón el equilibrio se desplazara hacia la **DERECHA**. Es decir, reaccionará más  $\text{H}_2$  con  $\text{O}_2$ .
- Aumentar la presión de  $\text{H}_2$  es **sinónimo de aumentar la concentración de  $\text{H}_2$**  lo que implicaría un aumento de la  $K_c$ . Esto no es posible mientras la  $T = \text{const}$ . El equilibrio se desplazará en sentido de **IZQUIERDA a DERECHA**. De esta forma el  $\text{H}_2$  reaccionará con el  $\text{O}_2$  para obtener  $\text{H}_2\text{O}$ . Contrarrestamos el aumento de la cantidad de  $\text{H}_2$ .





### Cuestión propuesta

A partir de la reacción:



- Razona como influiría en el equilibrio un aumento de la presión.
- ¿En qué sentido se desplazaría si se aumenta la concentración de oxígeno? ¿Se modificaría entonces la constante de equilibrio? Justifica la respuesta.
- Suponiendo que  $\Delta H < 0$  ¿Cómo influye un aumento de la temperatura en el equilibrio.

### Cuestión resuelta

Para la siguiente reacción en equilibrio:



Indica cuál será el efecto sobre la concentración de amoníaco en el equilibrio en los siguientes casos:

- Se retira oxígeno de la mezcla.
- Se añade vapor de agua.
- Se aumenta el volumen.
- Se reduce la temperatura.
- Se añade gas Helio.
- Se introduce un catalizador.

### Resolución

Aplicaré de forma directa el Principio de Le Chatelier: *La variación de algunos de los factores que influyen en el equilibrio químico hará que dicho equilibrio se desplace en el sentido de contrarrestar esta variación.*

La reacción es **EXOTÉRMICA de IZQUIERDA a DERECHA.**

- Al retirar oxígeno del medio el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para recuperar el oxígeno perdido lo que favorece la formación de *más cantidad de amoníaco*, según la reacción química.
- Añadir vapor de agua es sinónimo de aumentar la concentración de agua gas por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda

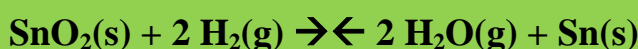


## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- para que disminuya la concentración del agua gas. Esto implica un *aumento en la concentración de amoniaco*.
- c) Si aumenta el volumen es porque ha disminuido la presión lo que implica que el equilibrio se desplace en el sentido de mayor número de moles de los componentes gaseosos. En este caso el equilibrio se desplazaría hacia la derecha lo que haría *disminuir la concentración de amoniaco*.
- d) Al reducir la temperatura favorecemos el proceso exotérmico, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y por lo tanto se produce una *reducción en la concentración de amoniaco*.
- e) La adición de gas He no implica un desplazamiento del equilibrio y por lo tanto *no influiría en la concentración de amoniaco*. Es cierto que al añadir gas He aumentamos la presión del sistema pero el incremento de presión se debe única y exclusivamente al He y no a los componentes del sistema en equilibrio.
- f) Los catalizadores *no modifican la condición de equilibrio químico*.

**Problema resuelto** (Fuente Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete). Resolución A. Zaragoza)

Para el siguiente sistema en equilibrio:



el valor de la constante  $K_p$  a 900 K es 1'5 y a 1100 K es 10. Razone si para conseguir una mayor producción de estaño deberá: a) Aumentar la temperatura. b) Aumentar la presión. c) Adicionar un catalizador.

### *Resolución*

- a) Al aumentar la temperatura aumenta el valor de  $K_p$ . La  $K_p$  tiene la expresión:

$$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}}^2 / P_{\text{H}_2}^2$$

Al aumentar la  $K_p$  implica un aumento de la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}$  gas lo que ha sido posible por un desplazamiento del equilibrio de izquierda a derecha. Este desplazamiento *favorece la formación de Sn(s)*.

- b) Aumentar la presión el equilibrio se desplaza en el sentido de mayor a menor número de moles de componentes gaseosos. En nuestro caso como el número de moles es el mismo no existirá *una variación en la cantidad de Sn(s)*.

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- c) La adición de un catalizador no modifica la condición de equilibrio químico. La cantidad de Sn(s) *seguiría siendo la misma*.

**Problema resuelto** (Fuente Enunciado: I.E.S. Al-Ándalus. Dpto de Física y Química). Resolución A. Zaragoza)

Se sabe que la constante  $K_c$  para el equilibrio:



vale  $4,7 \cdot 10^{-3}$  a una temperatura de  $400^\circ\text{C}$ . Si se mezclan a dicha temperatura 0,1 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g) con 0,05 moles de  $\text{NO}_2$  en un recipiente de 1 litro de capacidad, ¿en qué sentido evolucionará el proceso?

**Resolución**

$$A \quad T = 273 + 400 = 673 \text{ K} \rightarrow K_c = 4,7 \cdot 10^{-3}$$

El equilibrio químico:



tiene una expresión de  $K_c$ :

$$K_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$$

Si llevamos a esta ecuación las concentraciones de  $\text{N}_2\text{O}_4$  y  $\text{NO}_2$ :

$$\text{Moles de } \text{N}_2\text{O}_4 = 0,1$$

$$\text{Moles de } \text{NO}_2 = 0,05$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = n^\circ \text{ moles}/v = 0,1/1 = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_2] = n^\circ \text{ moles}/v = 0,05/1 = 0,05 \text{ mol/l}$$

$$K_c = (0,05)^2 / 0,1 = 0,025 = 2,5 \cdot 10^{-2}$$

Observamos un aumento de la  $K_c$ . Esto es imposible puesto que el valor de  $K_c$  permanece constante mientras no varíe la temperatura. Debemos pasar de un valor de  $2,5 \cdot 10^{-2} > 4,7 \cdot 10^{-3}$ .

Según la expresión de  $K_c$ :

$$K_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$$

Para que disminuya la  $K_c$  debe disminuir el numerador de la ecuación y aumentar el denominador. Químicamente esto implica que el equilibrio se desplace hacia la **DERECHA**. De esta forma *disminuye la concentración de  $\text{NO}_2$*  y aumenta la *concentración de  $\text{N}_2\text{O}_4$* .

### Problema resuelto

Se ha estudiado la reacción del equilibrio siguiente:



a 735 K y en un volumen de 1 litro. Inicialmente en el recipiente se introdujeron 2 moles de NOCl. Una vez establecido el equilibrio se comprobó que se había disociado un 33 % del compuesto. a) Calcula  $K_c$ . b) ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio si se aumenta la presión? Razona la respuesta.

### Resolución

- Podéis hacerlo vosotros
- Si aumentamos la presión el equilibrio *se desplace en el sentido del menor número de moles de componentes gaseosos*. En nuestro caso hacia la **IZQUIERDA**. Recordar que en equilibrios homogéneos en estado gas el coeficiente estequiométrico se puede interpretar como **MOLES** o como **VOLUMEN**.

### Problema propuesto

La constante de equilibrio para:  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$  es  $K_c = 5 \text{ (mol/l)}^{-1}$  a cierta temperatura. Se tienen las siguientes mezclas en respectivos recipientes, todos de un litro:

a)	b)	c)
5 mol de $\text{Cl}_2$	2 mol de $\text{Cl}_2$	1 mol de $\text{Cl}_2$
2 mol de CO	2 mol de CO	1 mol de CO
20 mol $\text{COCl}_2$	20 mol $\text{COCl}_2$	6 mol $\text{COCl}_2$

¿Está cada uno de estos sistemas en equilibrio? Si no, ¿en qué sentido evolucionarán?

*R// a) Sentido directo; b) Equilibrio ;c) Sentido inverso*

### Problema propuesto

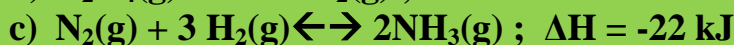
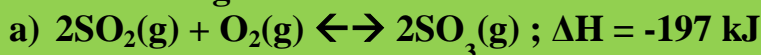
En la obtención del ácido sulfúrico, una etapa importante es la oxidación del dióxido de azufre para dar el trióxido de azufre según la reacción:  $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$   $\Delta H^\circ = -88,6 \text{ kJ}$ . a) ¿Cómo se modificará el equilibrio al elevar la temperatura?. b) ¿Cambiará la constante de equilibrio? c) ¿Qué sucederá si se duplica el volumen de la vasija de reacción?.

*R// a y c) Se favorece el proceso inverso b) Disminuye*

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema propuesto

Considera las siguientes reacciones:



¿En qué sentido irá la reacción si, una vez alcanzado el equilibrio, se eleva la temperatura a  $V=\text{cte.}$ ?

*R// a) inverso(derecha a izquierda) b) directo (de izquierda a derecha) c) inverso ( de derecha a izquierda)*

### Problema propuesto

En el equilibrio:  $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g})$  ;  $\Delta H^\circ = -75 \text{ kJ}$ . Predecir cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios: a) disminución de la temperatura; b) adición de  $\text{C}(\text{s})$ ; c) disminución de la presión de  $\text{H}_2$ ; d) disminución del volumen de la vasija de reacción.

*R// a) Sentido directo b) No influye c) Sentido inverso d) Sentido directo*

**NOTA:** *En todo equilibrio químico el sentido directo es de izquierda a derecha. El sentido inverso de derecha a izquierda*

### Problema propuesto

En los equilibrios:



¿En qué sentido se producirá reacción si a volumen cte:

1) añadimos  $\text{CO}_2$

2) eliminamos  $\text{CO}_2$

*R// (1.a) inverso (1.b) directo (2.a) directo (2.b) inverso*

**NOTA:** *En equilibrios heterogéneos los componentes NO GASEOSOS NO INTERVIENEN*

### Problema resuelto

La reducción del dióxido de carbono a monóxido de carbono, con carbono al rojo, es un proceso de equilibrio:



Explicar cómo se modifica la cantidad de  $\text{CO}(\text{g})$  si:

(a) Disminuimos la presión total

(b) Disminuimos la presión parcial de  $\text{CO}_2(\text{g})$

(c) Añadimos más  $\text{C}(\text{s})$

(d) Calentamos hasta  $70^\circ\text{C}$ . ¿Qué le ocurriría a  $K_c$  y a  $K_p$  en cada caso?.

### Resolución:

Aplicamos el P. De Le Chatelier:

(a) Una disminución de la presión total favorece el sentido en el que *aumente el nº moles de los gases*, luego el sistema evolucionará según el proceso directo, y *aumentará el CO(g)*

(b) Al disminuir presión parcial de uno de los gases, el sistema evolucionará en el *sentido en el que se produzca ese componente*, que por ser en este caso el CO<sub>2</sub>(g), el sentido será el del proceso inverso y *la cantidad de CO(g) disminuirá*.

(c) La adición de C(s) no modifica el equilibrio, es decir, *la cantidad de CO(g) no cambia. Recordar que los componentes sólidos no intervienen*.

(d) Un aumento de la temperatura *favorece el proceso endotérmico*, como en este caso el proceso directo es endotérmico ( $\Delta H > 0$ ), al calentar *aumentará el CO(g)*

Tanto *Kc como Kp sólo dependen de la temperatura* luego sólo se modificarán cuando varíe la temperatura, es decir, en el caso (d).

En un equilibrio en el que el proceso directo es endotérmico un aumento de temperatura provoca un aumento de la constante de equilibrio, por lo que al *calentar aumentarán Kp y Kc*

**Problema propuesto** (Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete))

Dado el sistema en equilibrio:



- Explique tres formas de favorecer la formación de SO<sub>3</sub>(g).
- Deduzca la relación entre las constantes Kc y Kp, para esta reacción.

**Problema propuesto** (Enunciado: IES Tomás Navarro Tomás (Albacete))

Para el siguiente sistema en equilibrio:

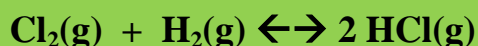


- Indique razonadamente cómo afectará al equilibrio un aumento de la temperatura.
- Establezca la relación existente entre Kc y Kp para este equilibrio.
- Si para la reacción directa el valor de Kc es 0'016 a 800 K, ¿cuál será el valor de Kc para la reacción inversa, a la misma temperatura? ( S.- 62,5 )

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema resuelto

Introducimos en un recipiente de 0.7 L de capacidad, 0.9 moles de Cloruro de Hidrógeno, 8.9 moles de Cloro y 3.2 moles de Hidrógeno. Tapamos el recipiente y dejamos que se alcance el equilibrio:



¿Qué concentración de Cloruro de Hidrógeno, HCl, quedará en el equilibrio, si la constante Kc vale 3 a la temperatura en que se produce la reacción?

### Resolución

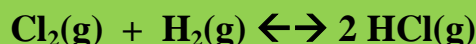
V = 0,7 L ; moles HCl = 0,8 ; moles Cl<sub>2</sub> = 8,9 ; moles H<sub>2</sub> = 3,2

[HCl] = n° moles/v = 0,8/0,7 = 1,14 mol/L.

[Cl<sub>2</sub>] = 8,9/0,7 = 12,71 mol/L.

[H<sub>2</sub>] = 3,2/0,7 = 4,57 mol/L.

La expresión de Kc para el equilibrio:



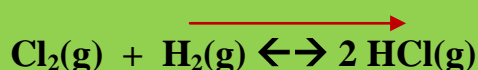
es:  $K_c = [\text{HCl}]^2 / [\text{Cl}_2] \cdot [\text{H}_2] \quad (1)$

Si llevamos a esta ecuación las concentraciones iniciales de los componentes:

$$K_c = (1,14)^2 / 12,71 \cdot 4,57 = 1,3 / 58,08 = 2,24 \cdot 10^{-2}$$

Obtenemos un valor muy inferior al valor Kc = 3

Para pasar de  $2,24 \cdot 10^{-2}$  a 3, matemáticamente deberá aumentar el numerador y disminuir el denominador. Químicamente esto implica que reaccione más Cl<sub>2</sub> con más H<sub>2</sub> para obtener más HCl, dicho de otra forma, el equilibrio se debe desplazar hacia la derecha:



M. Iniciales	8,9	3,2	1,14
M. Reaccionantes	x	x	2x
M. Equilibrio	(8,9 - x)	(3,2 - x)	(1,14 + 2x)
[ ] Equilibrio	(8,9 - x)/v	(3,2 - x)/v	(1,14 + 2x)/v

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Si llevamos la 4ª etapa a la ecuación (1)

$$K_c = (1,14+2x)/v / (8,9-x)/v \cdot (3,2-x)/v$$

$$3 = (1,14+2x)/0,7 / (8,9-x)/0,7 \cdot (3,2-x)/0,7$$

$$3 \cdot (8,9-x) \cdot (3,2-x) = (1,14+2x) \cdot 0,7$$

$$3 \cdot (28,48 - 8,9x - 3,2x + x^2) = 0,79 + 1,4x$$

$$85,44 - 26,7x - 9,6x + 3x^2 = 0,79 + 1,4x$$

$$85,44 - 36,3x + 3x^2 = 0,79 + 1,4x$$

$$3x^2 - 37,7x + 84,65 = 0$$

$$x = 37,7 \pm (1421,29 - 1015,8)^{1/2} / 2 \cdot 3$$

$$x = 37,7 \pm 20,13/6 \rightarrow$$

$$x_1 = 37,7 + 20,13/6 = 9,63 \text{ moles} ; x_2 = 37,7 - 20,13/6 = 2,93 \text{ moles}$$

Si una de las soluciones fuera negativa se podría eliminar porque no tiene sentido químico. Pero en nuestro caso las dos soluciones son positivas y debemos elegir una de ellas. Para ello nos iremos a los datos iniciales: moles de  $\text{Cl}_2 = 8,9$  ; moles de  $\text{H}_2 = 3,2$ .

Según el planteamiento del equilibrio “ $x$ ” nunca puede ser igual o mayor a 8,9 o igual o mayor a 3,2, luego el valor de “ $x$ ” debe ser  $x_2 = 2,93$ .

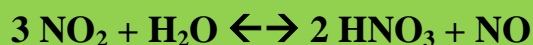
La  $[\text{HCl}]$  en el equilibrio será, según la 4ª etapa del planteamiento:

$$[\text{HCl}] = (1,14 + 2x)/v = 1,14 + 2 \cdot 2,93/0,7 = 10 \text{ mol/L}$$



**Problema resuelto**

Se ha encontrado que cuando la reacción:



llega al equilibrio a 300°C contiene 0.60 moles de dióxido de nitrógeno, 0.40 moles de agua, 0.60 moles de ácido nítrico y 0.80 moles de óxido nítrico. Calcular cuántos moles de ácido nítrico deben añadirse al sistema para que la cantidad final de dióxido de nitrógeno sea de 0.90 moles. El volumen del recipiente es de 1.00L.

**Resolución**

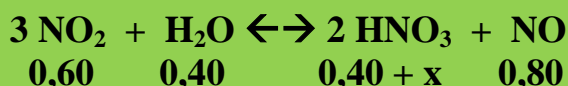


Moles en equilibrio      0,60      0,40              0,40      0,80

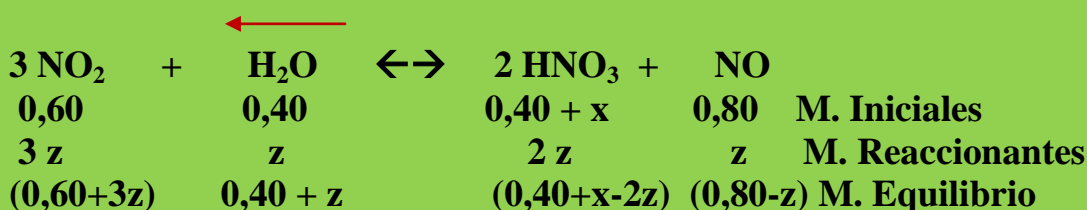
La cantidad de NO<sub>2</sub> aumenta de 0,60 a 0,90 moles. Para que ello sea posible el equilibrio se debe desplazar de derecha a izquierda y una de las formas que podemos utilizar es añadir más cantidad de Ác. Nítrico que es precisamente lo que nos pide el problema

Desplazamiento del equilibrio:

Añadimos “x” moles de ác. Nítrico. La nueva situación es:



El equilibrio se desplaza hacia la izquierda. Supongamos que en la nueva situación reaccionan “z” moles de NO:



**NOTA:** Cuando el desplazamiento del equilibrio se produce en el sentido de la reacción inversa **NO DEBEMOS UTILIZAR EL VALOR DE LA CONSTANTE DE ESTA REACCIÓN INVERSA** , pues el



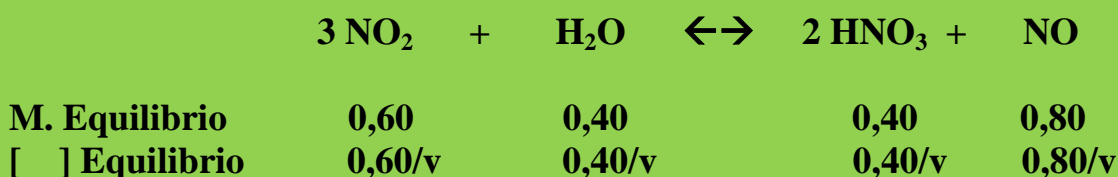
## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

desplazamiento se produce para que la constante sea la misma, es decir, **LA CONSTANTE DE LA REACCIÓN DIRECTA.**

En la nueva situación de equilibrio químico, el número de moles de NO<sub>2</sub> es 0,90, luego:

$$0,60 + 3z = 0,90 \quad ; \quad z = 0,90 - 0,60/3 = 0,1 \text{ moles}$$

La existencia de dos variables me obliga a conocer la K<sub>c</sub> antes del desplazamiento del equilibrio. Calculo de K<sub>c</sub>:



La expresión de K<sub>c</sub> para este equilibrio es:

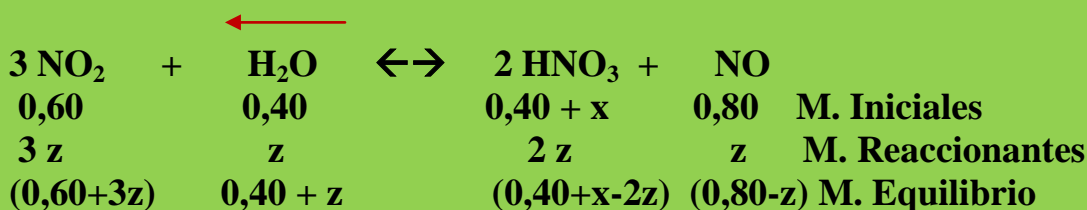
$$K_c = [\text{HNO}_3]^2 \cdot [\text{NO}] / [\text{NO}_2]^3 \cdot [\text{H}_2\text{O}] \quad (1)$$

Llevando a esta última ecuación la última etapa del planteamiento anterior:

$$K_c = (0,40/1)^2 \cdot 0,80/1 / (0,60/1)^3 \cdot 0,40/1 = 0,128/0,44 = 0,29$$

Volvemos a la situación del desplazamiento químico:

Conocido el valor de “z” podemos conocer los moles de cada componente en la nueva situación de equilibrio:



$$\text{Moles NO}_2 = 0,60 + 3 z = 0,60 + 3 \cdot 0,1 = 0,90$$

$$\text{Moles H}_2\text{O} = 0,40 + z = 0,40 + 0,1 = 0,50$$

$$\text{Moles HNO}_3 = 0,40 + x - 2z = 0,40 + x - 2 \cdot 0,1 = 0,20 + x$$

$$\text{Moles NO} = 0,80 - z = 0,80 - 0,1 = 0,7$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

No existe variación de volumen por lo que:

$$[\text{NO}_2] = n^\circ \text{ moles}/v = 0,90/1 = 0,90 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0,50/1 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HNO}_3] = (0,20 + x)/1 = (0,20 + x) \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}] = 0,7/1 = 0,7 \text{ mol.L}^{-1}$$

Si llevamos estas concentraciones a la ecuación (1):

$$K_c = [\text{HNO}_3]^2 \cdot [\text{NO}] / [\text{NO}_2]^3 \cdot [\text{H}_2\text{O}]$$

y sustituimos valores nos queda:

$$0,29 = (0,20 + x)^2 \cdot 0,7 / (0,90)^2 \cdot 0,50$$

$$0,29 = (0,04 + 0,40x + x^2) \cdot 0,7 / 0,405$$

$$0,29 = 0,028 + 0,28x + 0,7x^2 / 0,405$$

$$0,29 \cdot 0,405 = 0,028 + 0,28x + 0,7x^2$$

$$0,117 = 0,028 + 0,28x + 0,7x^2$$

$$0,7x^2 + 0,28x - 0,89 = 0$$

$$x = -0,28 \pm (0,078 + 2,492)^{1/2} / 2 \cdot 0,7$$

$$x = -0,28 \pm 1,6/1,4$$

$$x_1 = -0,28 + 1,6 / 1,4 = 0,94 \text{ moles}$$

$$x_2 = -0,28 - 1,6/1,4 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

Deberemos añadir **0,94 moles** de  $\text{HNO}_3$ .

### Problema resuelto

A  $233^\circ\text{C}$  se tiene el proceso:  $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$ , en el equilibrio hay una mezcla formada por: 6 moles de  $\text{SO}_3$ , 0,45 moles de  $\text{NO}$ , 0,15 moles de  $\text{SO}_2$  y 0,3 moles de  $\text{NO}_2$ . Si se añaden, a esta temperatura 0,3 moles de  $\text{SO}_3$ . Hallar el porcentaje de cada gas en la mezcla de gases, cuando se restablezca el equilibrio.

### Resolución

$$T = 273 + 233 = 506 \text{ K}$$



M. Equilibrio	0,15	0,3	6	0,45
---------------	------	-----	---	------

Al añadir 0,3 moles de  $\text{SO}_3$  la nueva situación:

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

	$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$			
Nº Moles	0,15	0,3	6 + 0,3	0,45
	0,15	0,3	6,3	0,45

Al aumentar el número de moles de  $\text{SO}_3$  el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para contrarrestar el aumento de la cantidad de  $\text{SO}_3$ . Este desplazamiento implica que un número de moles de  $\text{NO}$ , llamado “ $x$ ” reaccionen con unos moles, según estequimetría de la reacción, de  $\text{SO}_3$ :

$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$				
0,15	0,3	6,3	0,45	M. Iniciales
$x$	$x$	$x$	$x$	M. Reaccionantes
$0,15 + x$	$0,3 + x$	$6,3 - x$	$0,45 - x$	M. Equilibrio
$(0,15+x)/v$	$(0,3+x)/v$	$(6,3-x)/v$	$(0,45-x)/v$	[ ] Equilibrio

Conociendo el valor de “ $x$ ” podemos conocer el número de moles de los componentes y por lo tanto la composición de la mezcla en el nuevo equilibrio. Para conocer “ $x$ ” necesitamos conocer el valor de  $K_c$ :

$$K_c = [\text{SO}_3] \cdot [\text{NO}] / [\text{SO}_2] \cdot [\text{NO}_2] \quad (1)$$

Sustituyendo en la ecuación anterior la concentración inicial podemos conocer el valor de  $K_c$ :

$$K_c = 6,3/v \cdot 0,45/v / 0,15/v \cdot 0,3/v$$

Los volúmenes se marchan matemáticamente y nos queda:

$$K_c = 6,3 \cdot 0,45 / 0,15 \cdot 0,3 = 2,83$$

En la ecuación (1) ponemos las nuevas concentraciones tras el desplazamiento del equilibrio:

$$2,83 = (6,3-x)/v \cdot (0,45-x)/v / (0,15+x)/v \cdot (0,3+x)/v$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Los volúmenes, que pueden ser distintos a los iniciales, se marchan matemáticamente y nos queda:

$$2,38 = (6,3-x) \cdot (0,45-x) / (0,15+x) \cdot (0,3+x)$$

$$2,38 \cdot (0,15+x) \cdot (0,3+x) = (6,3-x) \cdot (0,45-x)$$

$$2,38 \cdot (0,045 + 0,15x + 0,3x + x^2) = 2,83 - 6,3x - 0,45x + x^2$$

$$0,1071 + 0,357x + 0,714x + 2,38 x^2 = 2,83 - 6,3x - 0,45x + x^2$$

$$1,38 x^2 + 7,821 x - 2,73 = 0$$

$$x = -7,821 \pm (61,16 + 15,1)^{1/2} / 2 \cdot 1,38$$

$$x = -7,821 \pm 8,73 / 2,76$$

$$x_1 = -7,821 + 8,73 / 2,76 = 0,33 \text{ moles}$$

$$x_2 < 0 \rightarrow \text{No tiene sentido químico.}$$

Luego tomaremos como valor de  $x = 0,33$

El número de moles en el nuevo equilibrio es:

$$\text{Moles } SO_2 = 0,15 + x = 0,15 + 0,33 = 0,48$$

$$\text{Moles } NO_2 = 0,3 + x = 0,3 + 0,33 = 0,63$$

$$\text{Moles } SO_3 = 6,3 - x = 6,3 - 0,33 = 5,97$$

$$\text{Moles } NO = 0,45 - x = 0,45 - 0,33 = 0,12$$

$$\text{N}^\circ \text{ Moles totales en el nuevo equilibrio} = 0,48 + 0,63 + 5,97 + 0,12 = 7,2$$

Composición de la mezcla:

$$100 \text{ moles mezcla} \cdot 0,48 \text{ moles } SO_2 / 7,2 \text{ moles mezcla} = 6,7\% \text{ en } SO_2$$

$$100 \text{ moles mezcla} \cdot 0,63 \text{ moles } NO_2 / 7,2 \text{ mole mezcla} = 8,75\% \text{ en } NO_2$$

$$100 \text{ moles mezcla} \cdot 5,97 \text{ moles } SO_3 / 7,2 \text{ moles mezcla} = 82,92\% \text{ en } SO_3$$

$$100 \text{ moles mezcla} \cdot 0,12 \text{ moles } NO / 7,2 \text{ moles mezcla} = 1,7\% \text{ en } NO$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema resuelto

En un cilindro provisto de un pistón se tiene la reacción:  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightarrow \leftarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , que contiene en el equilibrio las cantidades siguientes: 20 mol de  $\text{COCl}_2$ , 2 mol de CO y 2 mol de  $\text{Cl}_2$ , en un volumen de 1 litro a) predice en qué sentido se producirá reacción si se disminuye el volumen a la mitad b) calcula la composición de la mezcla cuando de nuevo se alcance el equilibrio.

R// a) Inverso b) 20,566 1,434 1,434 moles

### Resolución

Reacción en equilibrio:



$$V = 1 \text{ L}$$

$$[\text{COCl}_2]_{\text{Equi.}} = 20/1 = 20 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = 2/1 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = 2/1 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

La  $K_c$  para este equilibrio tiene la expresión:

$$K_c = [\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{COCl}_2]$$

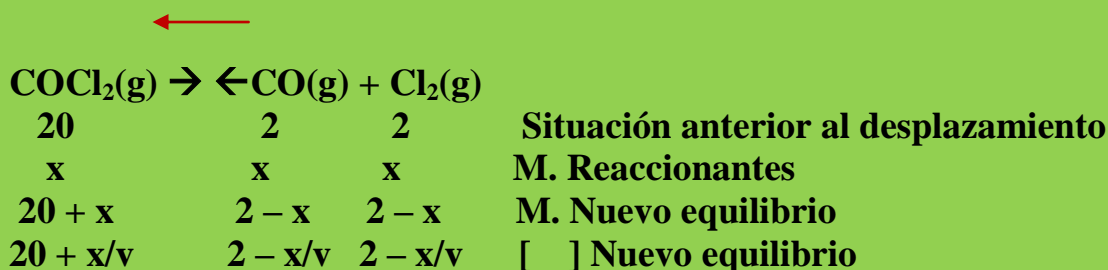
Sustituimos valores y conocemos  $K_c$ :

$$K_c = 2 \cdot 2 / 20 = 0,2$$

Hemos reducido el volumen a la mitad y lo hemos podido hacer aumentando la presión exterior, el valor de  $K_c$  cambia, lo que implica que el equilibrio se desplace hacia el miembro de menor número de moles de componente en estado gas, en este caso, *hacia la izquierda*, con el fin de que  $K_c$  vuelva a tener un valor de 0,2. En este desplazamiento van a reaccionar “x” moles de  $\text{Cl}_2$  con los moles correspondientes de CO y restablecer el valor de  $K_c$ :



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO



$$V = 0,5 \text{ L}$$

Llevamos la 4ª etapa a la ecuación (1):

$$K_c = [\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{COCl}_2]$$

$$K_c = (2 - x)/v \cdot (2 - x)/v / (20 + x)/v$$

$$K_c = (2 - x)^2 / (20 + x) \cdot v$$

$$0,2 = (2 - x)^2 / (20 + x) \cdot 0,5 ; 0,1 \cdot (20 + x) = (2 - x)^2$$

$$2 + 0,1x = 4 - 4x + x^2 ; x^2 - 4,1x + 2 = 0$$

$$x = 4,1 \pm (16,81 - 8)^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = 4,1 \pm 2,96 / 2$$

$$x_1 = 3,53 \text{ moles} ; x_2 = 0,57 \text{ moles}$$

El valor de  $x_1$  es imposible puesto que nuestros moles de partida de  $\text{Cl}_2$  son 2 moles y  $x_1 > 2$ . El número de moles de  $\text{Cl}_2$  que reaccionan son  $x_2 = 0,57$ . La composición, en moles, restablecido el equilibrio es:

$$\text{Moles } \text{COCl}_2 = 20 + x = 20 + 0,57 = 20,57$$

$$\text{Moles } \text{CO} = 2 - x = 2 - 0,57 = 1,43$$

$$\text{Moles } \text{Cl}_2 = 2 - x = 2 - 0,57 = 1,43$$

### Problema resuelto

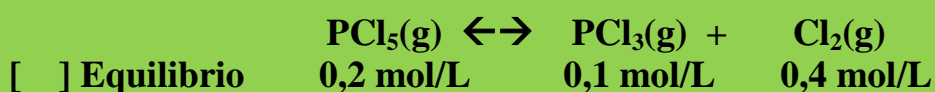
Un recipiente contiene una mezcla en equilibrio según la reacción:

$\text{PCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Las concentraciones de equilibrio son 0,2 0,1 y 0,4 moles/l, respectivamente. Se añade, sin modificar el volumen, 0,1 moles de  $\text{Cl}_2$ . Calcula la concentración de  $\text{PCl}_5$  cuando de nuevo se alcance el equilibrio.

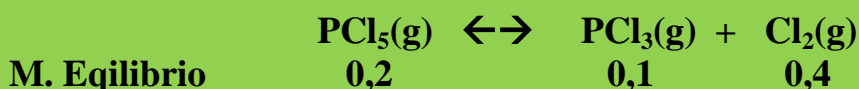
## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Resolución

Reacción en equilibrio químico:



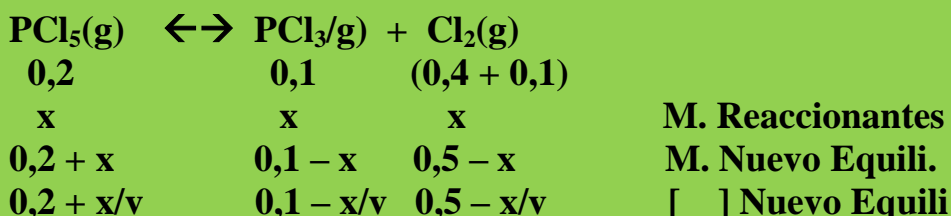
Si consideramos un  $V = 1 \text{ L}$



La expresión de  $K_c$  para este equilibrio es:

$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5] \quad (1)$$

En la situación de equilibrio añadimos al sistema 0,1 moles de  $\text{Cl}_2$  sin variación de volumen. Esta adición de  $\text{Cl}_2$  produce un aumento del numerador de la ecuación (1) y por lo tanto un aumento del valor de  $K_c$ . Para restablecer el valor de  $K_c$  el equilibrio se desplaza hacia la izquierda lo que significa que el gas cloro reacciona con más cantidad de  $\text{PCl}_3$ . Disminuimos de esta forma, químicamente, el numerador y aumentamos el denominador con lo cual el valor de  $K_c$  vuelve a ser el mismo.



La  $K_c$  tiene la misma expresión:

$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5]$$

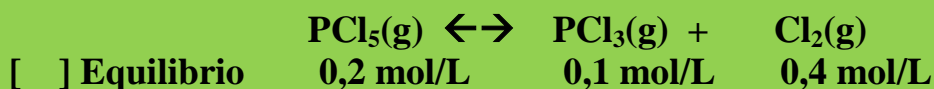
Si llevamos a la última ecuación la 4ª etapa del planteamiento tras la adición de 0,1 mol de  $\text{Cl}_2$ :

$$K_c = 0,1 - x/v \cdot 0,5 - x/v / 0,2 + x/v \quad (2)$$

El volumen es conocido, recordar que consideramos 1 L de capacidad del recipiente donde se produce el proceso químico. Si conociéramos  $K_c$  podríamos conocer el valor de “ $x$ ” y por lo tanto responder a la

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

pregunta del ejercicio. Para conocer  $K_c$  volveremos a las condiciones iniciales:



$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5]; \quad K_c = 0,1 \cdot 0,4 / 0,2 = 0,2$$

Con este valor de  $K_c$  nos vamos al planteamiento (2):

$$K_c = 0,1 - x/v \cdot 0,5 - x/v / 0,2 + x/v$$

y sustituimos valores:

$$0,2 = 0,1 - x/1 \cdot 0,5 - x/1 / 0,2 + x/1$$

$$0,2 = (0,1 - x) \cdot (0,5 - x) / 0,2 + x$$

$$0,2 \cdot (0,2 + x) = (0,1 - x) \cdot (0,5 - x)$$

$$0,04 + 0,2x = 0,05 - 0,1x - 0,5x + x^2$$

$$x^2 - 0,8x + 0,01 = 0$$

$$x = 0,8 \pm (0,64 - 0,04)^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = 0,8 \pm 0,77/2$$

$$x_1 = 0,8 + 0,77/2 = 0,785 \text{ moles}$$

$$x_2 = 0,8 - 0,77/2 = 0,015 \text{ moles}$$

El valor de " $x_1$ " es imposible puesto que es superior a los moles de  $\text{Cl}_2$  que habían, incluso después de añadir los 0,1 mol. Tomaremos como valor de " $x$ " el valor de  $x_2 = 0,015 \text{ moles}$ .

Podemos conocer los moles de  $\text{PCl}_5$  después del desplazamiento:

$$\text{Moles } \text{PCl}_5 = 0,2 + x = 0,2 + 0,015 = 0,215 \text{ moles}$$



La concentración de  $\text{PCl}_5$  será:

$$[\text{PCl}_5] = n^\circ \text{ moles} / v = 0,215 / 1 = 0,215 \text{ mol/L.}$$

### 7.- Reacciones de Precipitación

Reacciones de Precipitación (BUENO)

<http://www.uia.mx/campus/publicaciones/quimanal/pdf/6reaccionesprecipitacion.pdf>

Reacciones de Precipitación

<http://quimica.laguia2000.com/reacciones-quimicas/reacciones-de-precipitacion>

Reacciones de Precipitación

[http://www4.ujaen.es/~mjayora/docencia\\_archivos/bases%20quimicas/TEMA%2012.pdf](http://www4.ujaen.es/~mjayora/docencia_archivos/bases%20quimicas/TEMA%2012.pdf)

Solubilidad. Producto de Solubilidad

<http://cabierta.uchile.cl/revista/25/articulos/pdf/edu1.pdf>

Solubilidad. Producto de Solubilidad

<http://www.mitecnologico.com/Main/ProductoDeSolubilidad>

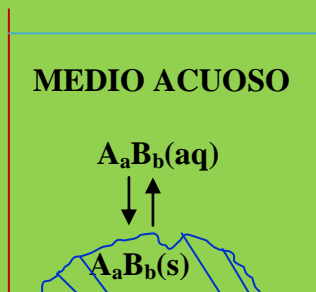
Solubilidad. Producto de Solubilidad

<http://www.elergonomista.com/quimica/q11.html>

Recordar que los **compuestos iónicos** tenían como propiedad muy importante **ser muy solubles en agua**. Sin embargo no podemos generalizar porque existen compuestos **químicos iónicos que no cumplen esta propiedad en toda su extensión**. El estudio de estos compuestos es la base de esta parte del Tema. Incluido en el tema de **Equilibrio Químico** porque realmente, en estos compuestos, en medio acuoso, se crea un equilibrio químico.

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Supongamos un compuesto iónico *altamente insoluble* en agua, como por ejemplo,  $A_aB_b$ .



Podemos introducir una muestra de  $A_aB_b$  en un recipiente con agua, agitamos y el compuesto se disuelve pero si esperamos un cierto tiempo dicho compuesto volverá a precipitar.

Aparentemente no se ha disuelto, en agua, nada de compuesto iónico pero por muy insoluble que sea dicho compuesto siempre se disuelve una cantidad del mismo, cantidad muy pequeña, pero se puede

disolver.

Se establece entonces un equilibrio químico entre la parte insoluble, existente en el fondo del recipiente, y la parte disuelta en agua.

El equilibrio que se establece es:  $A_aB_b(s) \leftrightarrow A_aB_b(aq)$

La parte acuosa se encuentra totalmente disociada en sus iones:



Por lo tanto el equilibrio que se establece es:



Como equilibrio químico que es podemos establecer una  $K$  de equilibrio:

$$K = \frac{[A^{+n}]^a \cdot [B^{-m}]^b}{[A_aB_b(s)]}$$

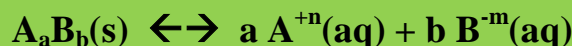
La  $[A_aB_b(s)]$  permanece *prácticamente constante* y dicha concentración la podemos englobar en la constante de equilibrio. Esta constante se

llamará constante del **PRODUCTO DE SOLUBILIDAD ( $K_s$ )**. Depende únicamente de la temperatura y tiene la siguiente expresión:

$$K_s = [A^{+n}]^a \cdot [B^{-m}]^b$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

El equilibrio:



como equilibrio que es, puede ser *desplazado hacia la derecha formando iones acuosos disolviéndose la parte insoluble  $A_aB_b(s)$  o hacia la izquierda haciendo que los iones acuosos precipiten al fondo del recipiente* puesto que se forma de nuevo  $A_aB_b(s)$  (insoluble).

Podemos establecer que:



La formación de precipitados tiene gran importancia en el *Análisis Químico*. A veces es preciso precipitar de forma *SELECTIVA* algún ion en presencia de otros que también son capaces de precipitar con un reactivo común.

Los compuestos químicos que pueden precipitar con un reactivo común tienen distintos valores del  $K_s$ , entonces el proceso de precipitación es escalonado, *precipitando primero el compuesto que antes alcance el valor de su  $K_s$ .*

Le Chatelier también tiene algo que decir en la precipitación y redisolución de precipitados, lógicamente en función del Producto de Solubilidad.

### *a) Disolución de precipitados:*

Supongamos el equilibrio:  $Cu(OH)_2(s) \leftrightarrow Cu^{+2}(aq) + 2 (OH)^-(aq)$  ( 1 )

$$K_s = [Cu^{+2}] \cdot [OH^-]^2$$

Si en el medio que trabajamos añadimos una cierta cantidad de ácido clorhídrico  $HCl(aq)$ , lo que realmente estamos añadiendo son iones  $H^+$  y  $Cl^-$ :



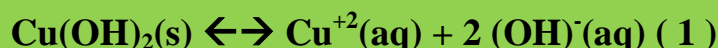
## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Los iones  $(\text{OH})^-$  del equilibrio ( 1 ) pueden reaccionar con los iones  $\text{H}^+$  de la reacción ( 2 ), produciendo  $\text{H}_2\text{O}$ :



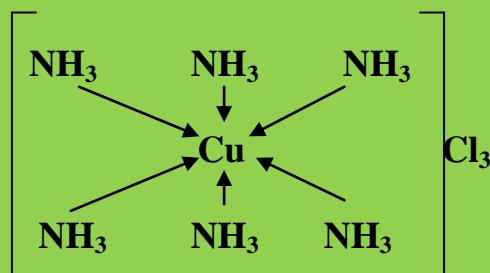
Con esta reacción lo que hemos conseguido es disminuir la  $[\text{OH}]^-$  del equilibrio (1), *disminuyendo rápidamente el valor de  $K_s$* . Sabemos que  $K_s$  no puede cambiar si no hay cambio de temperatura por lo que rápidamente actuará Le Chatelier y desplazará el equilibrio hacia la **DERECHA**, mediante la *disolución del compuesto sólido insoluble* para restablecer la concentración de iones  $(\text{OH})^-$ . Disminuirá la cantidad de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  existente en el fondo.

Otra forma de disolver el compuesto o aumentar su solubilidad es mediante el método de **LA QUELACIÓN**. Partimos del equilibrio:



Una forma de aumentar la solubilidad de una sal, y conseguir que un precipitado se disuelva, es mediante la formación de unos compuestos químicos llamados **COMPLEJOS** o **COMPUESTOS DE COORDINACIÓN**. Añadimos al medio unos compuestos llamados *ligandos* (por ejemplo el  $\text{NH}_3$ ) que se unen mediante *enlace covalente coordinado* al catión metálico ( $\text{Cu}^{+2}$ ).

Un **COMPLEJO**, **QUELATO** o **COMPUESTO DE COORDINACIÓN**, vulgarmente conocidos como *compuesto bocadillo* puede ser por ejemplo:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  llamado *cloruro de hexammin cobre (II)*. Este compuesto tiene una estructura siguiente:



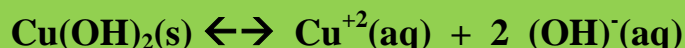
Las flechas representan *Enlaces Covalentes Coordinados*.

Con la formación de este compuesto de coordinación lo que hemos conseguido es que el  $\text{Cu}^{+2}$  quede totalmente *desactivado*, no tienen efecto alguno ( *la quelación es una forma médica de corregir el*

*envenenamiento por iones metálicos*). Con respecto al equilibrio ( 1 ) la concentración de  $\text{Cu}^{+2}$  queda anulada por lo que *el equilibrio se desplaza hacia la derecha* para restablecer la perdida de los iones  $\text{Cu}^{+2}$ . Este desplazamiento lleva consigo que la sal insoluble se solubilice.

### *b) Formación de precipitados:*

Seguimos con el mismo equilibrio:

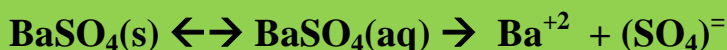


Si al medio le añadimos un hidróxido soluble como por ejemplo NaOH, aumentamos la concentración de los iones  $(\text{OH})^-$ . El equilibrio se *desplazará hacia la izquierda* con la formación de más *precipitado insoluble*. De esta forma la concentración de  $(\text{OH})^-$  vuelve a tener su valor de equilibrio.

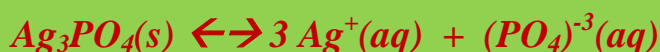
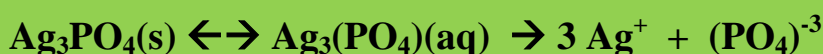
### **Cuestión resuelta**

Escriba la ecuación balanceada que describe la disolución de los siguientes sólidos en agua, escriba también el producto de solubilidad  $K_{ps}$ , para los siguientes compuestos:

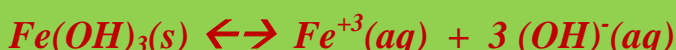
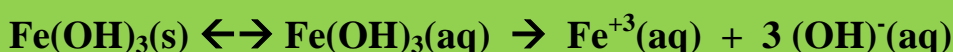
$\text{BaSO}_4(\text{s})$ ,  $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$ ,  $\text{Fe(OH)}_3(\text{s})$



$$K_s = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^-]$$



$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [(\text{PO}_4)^{-3}]$$



$$K_s = [\text{Fe}^{+3}] \cdot [(\text{OH})^-]^3$$

### Cuestión resuelta

Explica cómo afecta a la solubilidad del  $\text{PbSO}_4$  la adición de una cierta cantidad de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

### Resolución

Se establece el siguiente equilibrio químico:



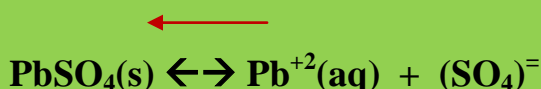
propiedad transitiva podemos escribir:



Al añadir  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , al estar totalmente disuelto, lo que añadimos son más aniones  $(\text{SO}_4)^-$  al medio:



Esto implicaría un aumento de  $K_s$  y para que ello no ocurra el equilibrio:



Se desplazaría hacia la izquierda produciendo una precipitación de  $\text{PbSO}_4$  y aumentando por tanto la parte sólida, en el medio, de este sulfato de Plomo (II).

### Problema resuelto

Un hidróxido de fórmula genérica  $\text{M}(\text{OH})_2$  tiene una solubilidad en agua pura de 0,01 mol/L a una temperatura determinada. Calcula el Producto de solubilidad del hidróxido a esa temperatura.

### Resolución

Se establece el equilibrio:



La constante de solubilidad para este equilibrio es:

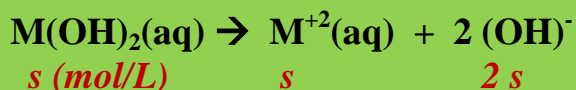
$$K_s = [\text{M}^{+2}] \cdot [(\text{OH})^-]^2 \quad (1)$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

La “*solubilidad*” nos determina la concentración de compuesto que se encuentra disuelto. De tal forma que podemos escribir:



Si representamos por “*s*” la solubilidad:



Llevamos la solubilidad a la ecuación (1) y nos queda:

$$K_s = s \cdot (2s)^2$$

Sustituyendo en esta ecuación el valor de la solubilidad:

$$K_s = 0,01 \cdot (2 \cdot 0,01)^2 = 4 \cdot 10^{-6}$$

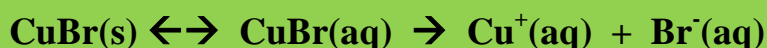
Lógicamente este Producto de Solubilidad tiene unidades, concretamente serían  $(\text{mol/L})^3$ , pero como se dijo en un principio, se acostumbra a no poner las unidades de las constantes.

### Problema resuelto

Cuando se coloca exceso de  $\text{CuBr}(s)$  en un litro de agua, es posible determinar que se disuelven  $2,0 \cdot 10^{-4}$  moles del sólido para producir una solución saturada. Calcule el valor de  $K_s$  del sólido.

### Resolución

Se establece el equilibrio siguiente:



$$K_s = [\text{Cu}^{+}] \cdot [\text{Br}^{-}] \quad (1)$$

Según nos dice el enunciado la “*solubilidad*” es de  $s = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

El  $\text{CuBr}(aq)$  se encuentra disociado totalmente en:



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Si nos vamos a la ecuación (1) y sustituimos la solubilidad:

$$K_s = [Cu^+] \cdot [Br^-] \quad (1)$$

$$K_s = s \cdot s = 2,0 \cdot 10^{-4} \cdot 2,0 \cdot 10^{-4} = 4,0 \cdot 10^{-8}$$

### Problema propuesto

Calcular el valor de  $K_s$  para el sulfato de bario  $BaSO_4$ , que tiene una solubilidad de  $3,9 \cdot 10^{-5} M$  a  $25^\circ C$ .

### Problema resuelto

El producto de solubilidad del sulfuro de cadmio es, a  $20^\circ C$ ,  $4 \cdot 10^{-29}$ . Calcular los gramos de cadmio presentes en 1 litro de solución saturada.

Masa atómica del cadmio:  $112,4 g/mol$ .

### Solución:

$$K_{sCdS} = 4 \cdot 10^{-29}$$

Antes de introducirnos en el problema una aclaración acerca del dato

**Masa atómica del cadmio =  $112,4 g/mol$ .**

Las Masas atómicas **NUNCA** se dan en *g/mol*. El dato que nos han dado corresponde al llamado “átomo-gramo”. El valor del **átomo-gramo COINCIDE** (no es igual a la Ma del elemento, se puede demostrar) con el valor de la Ma. La **Ma** de un átomo se establece en **Unidades de Masa Atómica (u)**. Es decir:

$$Ma \text{ Cd} = 112,4 u$$

$$1 \text{ átomo-gramo Cd} = 112,4 g$$

La diferencia que existe entre estos dos datos es que en  $112,4 u$  **EXISTE UN ÁTOMO DE CADMIO** y en **1 átomo-gramo** existen  **$6,023 \cdot 10^{23}$  ÁTOMOS** de Cd.

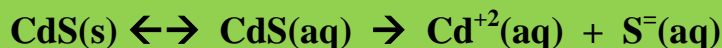
Dicho esto sabemos que la  $Ma \text{ Cd} = 112,4 u$ .



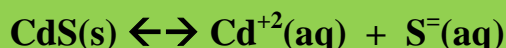


## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

El sulfuro de cadmio es una sal muy insoluble. En una disolución sobresaturada de la misma (sólido de CdS en el fondo del recipiente) se establece el siguiente equilibrio químico:



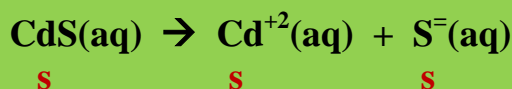
por lo que:



equilibrio que tiene por constante:

$$K_{s\text{CdS}} = [\text{Cd}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-}] \quad (1)$$

Si llamamos “*s*” (Solubilidad) a la cantidad de CdS que se encuentra disuelta en el medio acoso, podemos escribir:



solubilidad, que llevada a la ecuación (1):

$$4 \cdot 10^{-29} = s \cdot s ; 4 \cdot 10^{-29} = s^2 ; s = (4 \cdot 10^{-29})^{1/2} = 6,34 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}$$

La concentración de  $\text{Cd}^{+2}$  es igual a “*s*” y por lo tanto:

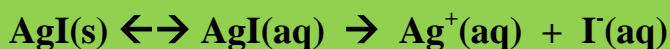
$$\begin{aligned} [\text{Cd}^{+2}] &= 6,34 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L} \cdot 112,4 \text{ g Cd}^{+2} / 1 \text{ mol Cd}^{+2} \cdot \text{L} = \\ &= 7,126 \cdot 10^{-13} \text{ g/L de Cd}^{+2} \end{aligned}$$

### Problema resuelto

El valor de  $K_s$  para el sólido  $\text{AgI(s)}$  es  $1,5 \cdot 10^{-16}$  a  $25^\circ\text{C}$ , calcular la solubilidad de  $\text{AgI}$  en agua a  $25^\circ\text{C}$ .

### Resolución

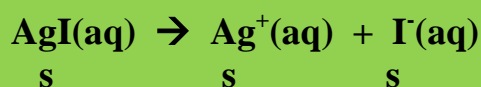
Equilibrio químico que se establece:



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$K_{sAgI} = [Ag^+]. [I^-] \quad (1)$$

El Yoduro de plata disuelto se encuentra totalmente disociado en:



$s$  = solubilidad (mol/L)

Llevando la solubilidad a la ecuación (1):

$$K_s = s \cdot s \ ; \ K_s = s^2$$

como conocemos  $K_{sAgI} = 1,5 \cdot 10^{-16}$  nos quedaría:

$$1,5 \cdot 10^{-16} = s^2 \ ; \ s = (1,5 \cdot 10^{-16})^{1/2} = 1,22 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Al determinar la solubilidad por la ecuación de  $K_s$  siempre vendrá expresada en **mol/L**.

### Problema propuesto

Los productos de solubilidad de los halogenuros de plata son:

$AgCl : 1 \cdot 10^{-10}$  ,  $AgBr : 3 \cdot 10^{-13}$  ,  $AgI : 1 \cdot 10^{-16}$ . Calcular las concentraciones máximas en  $Ag^+$  que pueden tener disoluciones 0.1 M de los ácidos HCl, HBr, HI.

*Solución:* HCl:  $10^{-9}$  mol/L, HBr:  $3 \cdot 10^{-12}$  mol/L , HI:  $1 \cdot 10^{-15}$  mol/L.

### Problema resuelto

El  $K_s$  del cromato de plomo(III)  $Pb_2(CrO_4)_3$  es  $2,0 \cdot 10^{-16}$  a  $25^\circ C$ .

Calcule su solubilidad en mg/L a  $25^\circ C$

### Resolución

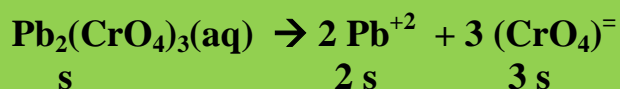
Equilibrio químico:



$$K_{sPb_2(CrO_4)_3} = [Pb^{+2}]^2 \cdot [(CrO_4)^-]^3 \quad (1)$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

El cromato de plomo (III) disuelto se encuentra totalmente disociado en:



Nos vamos a la ecuación (1):

$$\begin{aligned} K_{\text{SPbCrO}_4} &= (2s)^2 \cdot (3s)^3 ; \\ K_{\text{SPbCrO}_4} &= 4s^2 \cdot 27s^3 \\ K_{\text{SPbCrO}_4} &= 108 \cdot s^5 \end{aligned}$$

$K_s$  es conocido:

$$2,0 \cdot 10^{-16} = 108 s^5 ; \quad s = (2,0 \cdot 10^{-16} / 108)^{1/5} = (1,85 \cdot 10^{-18})^{1/5}$$

$$s = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Para determinar la solubilidad en mg/L debemos conocer el valor del

1mol, en gramos, de  $\text{Pb}_2(\text{CrO}_4)_3$ . Para ello:

DATOS: Masas atómicas: Pb = 207,19 ; Cr = 52 ; O = 16

$$\begin{array}{l} \text{Mm Pb}_2(\text{CrO}_4)_3 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Pb: } 2 \cdot 207,19 \text{ u} = 414,38 \text{ u} \\ \text{Cr: } 3 \cdot 52 \text{ u} = 156 \text{ u} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 \text{ u} = 192 \end{array} \right. \\ \hline 762,38 \text{ u} \end{array}$$

$$1 \text{ mol Pb}_2(\text{CrO}_4)_3 / 762,38 \text{ g}$$

$$2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 762,38 \text{ g} / 1 \text{ mol Pb}_2(\text{CrO}_4)_3 = 0,213 \text{ g Pb}_2(\text{CrO}_4)_3$$

$$0,213 \text{ g Pb}_2(\text{CrO}_4)_3 \cdot 1000 \text{ mg} / 1 \text{ g} = 213 \text{ mg/L de Pb}_2(\text{CrO}_4)_3$$



**Problema resuelto**

A 25 °C, la solubilidad del fluoruro de bario, BaF<sub>2</sub>, en agua es 1,300 g/l. Calcule a esta temperatura:

- 1.- La solubilidad del fluoruro de bario expresada en mol /l.
  2. La constante producto de solubilidad (K<sub>s</sub>) del fluoruro de bario.
  3. La solubilidad del fluoruro de bario, expresada en mol/l, en una disolución acuosa 0,500 M de fluoruro de sodio.
- DATOS: Masas atómicas: F = 19,00; Ba = 137,3.

**Resolución**

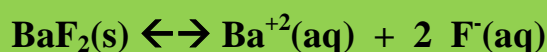
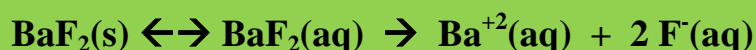
1.- Debemos conocer el valor de 1 mol, en gramos, de BaF<sub>2</sub> y para ello nos deben proporcionar las masas atómicas:

Masas atómicas: Ba = 137,33 ; F = 19

$$\text{Mm BaF}_2 \begin{cases} \text{Ba: } 1 \cdot 137,33 \text{ u} = 137,33 \text{ u} \\ \text{F : } 2 \cdot 19 \text{ u} = 38 \text{ u} \\ \hline 175,33 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol BaF}_2 / 175,33 \text{ g} \end{cases}$$

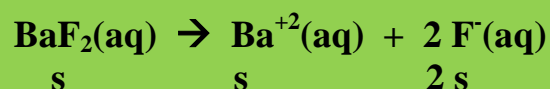
$$1,300 \text{ g/L} \cdot 1 \text{ mol BaF}_2 / 175,33 \text{ g} = 7,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2.- El equilibrio químico que se establece es:



$$K_{S_{\text{BaF}_2}} = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 \quad (1)$$

El BaF<sub>2</sub>(aq) se encuentra totalmente dissociado :



Si llevamos las solubilidades a la ecuación (1):

$$K_{S_{\text{BaF}_2}} = \text{s} \cdot (2\text{s})^2 \quad ; \quad K_{S_{\text{BaF}_2}} = 4 \text{s}^3$$

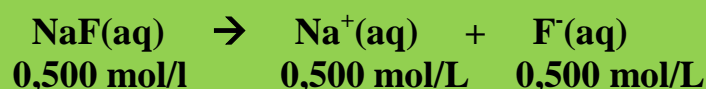
## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Como la solubilidad es conocida:

$$K_{S_{BaF_2}} = 4 \cdot (7,4 \cdot 10^{-3})^3 = 1,620 \cdot 10^{-6}$$

3.- Al introducir el  $BaF_2$  en una disolución de 0,500 M de NaF nos encontramos con la siguiente situación:

El NaF es altamente soluble y por lo tanto está totalmente dissociado en sus iones:

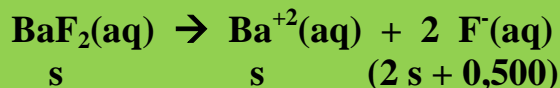


Al añadir el  $BaF_2$  nos encontramos con un ion común, el  $F^-$ , pero siempre se debe cumplir que:

$$K_{S_{BaF_2}} = [Ba^{+2}] \cdot [F^-]^2$$

A la solubilidad del  $BaF_2$  en la disolución de NaF le vamos a llamar, como siempre, “s” pero debemos de tener en cuenta de que ya tenemos una concentración de  $F^-$  en el medio, por tanto:

$$K_{S_{BaF_2}} = [Ba^{+2}] \cdot [F^-]^2$$



$$K_{S_{BaF_2}} = s \cdot (2s + 0,500)^2$$

Por muy grande que sea “s”, siempre será mucho menor que la concentración de  $F^-$  que ya existía en la disolución, es decir:

$$2s \llll 0,500 \rightarrow (2s + 0,500) \approx 0,500$$

luego:

$$K_{S_{BaF_2}} = s \cdot (0,500)^2$$

Como  $K_{S_{BaF_2}}$  es conocida:

$$1,620 \cdot 10^{-6} = 0,25s \quad ; \quad s = 1,620 \cdot 10^{-6} / 0,25 = 6,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

**Problema resuelto**

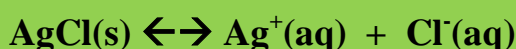
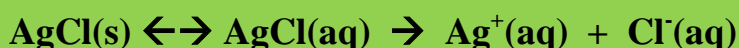
El cloruro de plata es una sal insoluble que tiene una  $K_s$  (25 °C) =  $2,8 \cdot 10^{-10}$ .

- Calcule la solubilidad, expresada en mol/l del cloruro de plata a 25 °C.
- Calcule la solubilidad, expresada en mol/l, del cloruro de plata a 25 °C en una disolución 0,01 M de cloruro de sodio. Justifique este valor en comparación con el obtenido en el apartado anterior. ¿Qué nombre recibe el fenómeno que justifica esta variación de solubilidad?
- Razone si la solubilidad del cloruro de plata a 25 °C en una disolución 0,005 M de cloruro de calcio será mayor, igual o menor a la calculada en el apartado

**Resolución**

$$K_{S_{AgCl}} = 2,8 \cdot 10^{-10}$$

- Se establece el equilibrio siguiente:

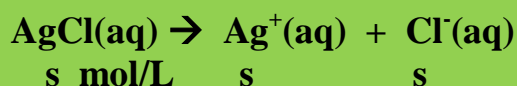


$$K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^-] \quad (1)$$

El cloruro de plata acuoso se encuentra totalmente disociado en sus iones:



Si suponemos que se han disuelto “s” mol/l de  $AgCl(aq)$ , se obtendrán:



Llevadas la solubilidades a la ecuación (1) de  $K_s$ :

$$K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^-] \quad ; \quad 2,8 \cdot 10^{-10} = s \cdot s \quad ; \quad 2,8 \cdot 10^{-10} = s^2$$

$$s = 1,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- b) Cuando queremos disolver el AgCl en una disolución de 0,01 M NaCl, en el medio ya existe un ion común, Cl<sup>-</sup>, luego en la disolución del AgCl se tendrá que tener presente la existencia de este ion común. Es decir, el medio está los iones Cl<sup>-</sup> procedentes del NaCl y los Cl<sup>-</sup> que van a entrar de AgCl. Si llamamos “s” la solubilidad del AgCl en una disolución de NaCl, nos encontramos con el siguiente planteamiento:



En la ecuación de K<sub>s</sub> podemos escribir:

$$2,8 \cdot 10^{-10} = s \cdot (s + 0,01)$$

Por muy grande que sea “s” siempre será más pequeña esta cantidad que la ya existente,  $s \llll 0,01 \text{ M}$ , por lo que podemos escribir:

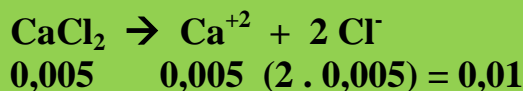
$$s + 0,01 \approx 0,01$$

Que llevada a la K<sub>s</sub>:

$$2,8 \cdot 10^{-10} = s \cdot 0,01 \quad ; \quad s = 2,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

Llegamos a la conclusión de que *la existencia de un ion común disminuye la solubilidad de la sal.*

- c) En el caso de querer disolver el AgCl en una disolución de 0,005 CaCl<sub>2</sub>, en el medio nos encontramos con una parte disuelta de:



Cuando en esta disolución introducimos el AgCl y se disuelve una cantidad “s” de AgCl, tenemos el siguiente planteamiento:



Por el mismo razonamiento anterior:  $s \llll 0,01 \rightarrow$   
 $s + 0,01 \approx 0,01 \text{ mol/L}$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Si nos vamos a la ecuación de Ks:

$$2,8 \cdot 10^{-10} = s \cdot (s + 0,01) \ ; \ 2,8 \cdot 10^{-10} = s \cdot 0,01$$

$$s = 2,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Por lo tanto la cantidad disuelta es la **MISMA** que en el apartado anterior.

### Problema resuelto

Se mezcla un volumen de 75 ml de NaF 0,060 M con 25 ml de Sr(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. Calcule las concentraciones de (NO<sub>3</sub>)<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, F<sup>-</sup> en la disolución final, sabiendo que el producto de solubilidad del SrF<sub>2</sub> es 2,0·10<sup>-10</sup>.

### Resolución

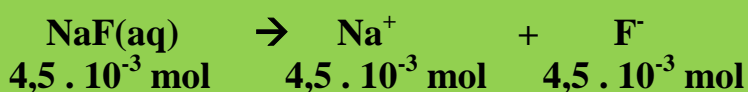
Las sales disueltas tienen las siguientes reacciones de ionización:



Los moles de NaF puestos en juego son:

$$\text{N}^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(\text{L}) = 0,060 \text{ mol/L} \cdot 0,075 \text{ L} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaF}$$

Este cálculo nos permite conocer la concentración de los iones **Na<sup>+</sup>** y **F<sup>-</sup>** existentes en el medio acuoso:



Una vez realizada la mezcla, el volumen total será:

75 ml NaF

25 ml Sr(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

-----

100 ml mezcla. = 0,1 L



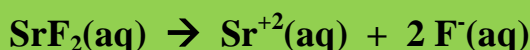
## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Con el volumen conocido podemos determinar la concentración del ion  $\text{Na}^+$  y  $\text{F}^-$ :

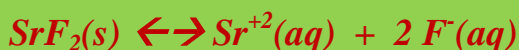
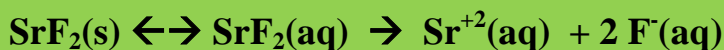
$$[\text{Na}^+] = 4,5 \cdot 10^{-3} / 0,1 = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{F}^-] = 4,5 \cdot 10^{-3} / 0,1 = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Al conocer el Producto de solubilidad del fluoruro de estroncio y conociendo la concentración del anión  $\text{F}^-$  podemos conocer la concentración del catión  $\text{Sr}^{+2}$  en la disolución:



Se establece el equilibrio:

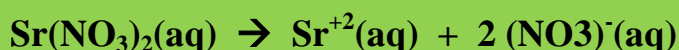


$$K_{\text{SrF}_2} = [\text{Sr}^{+2}] \cdot [\text{F}^-]^2 ; 2,0 \cdot 10^{-10} = [\text{Sr}^{+2}] \cdot (4,5 \cdot 10^{-2})^2$$

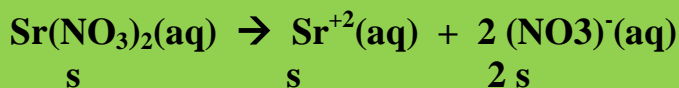
El signo igual (=) del  $K_s$  nos indica que no existe precipitación del  $\text{SrF}_2$ .

$$[\text{Sr}^{+2}] = 2,0 \cdot 10^{-10} / 20,25 \cdot 10^{-4} = 0,098 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} = 9,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Conociendo la concentración del  $\text{Sr}^{+2}$  del medio y sabiendo la reacción de ionización:



Si llamamos " $s$ " a la solubilidad del nitrato de estroncio:



Según lo calculado,  $s = 9,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$  y por lo tanto la concentración del anión nitrato será " $2s$ ":

$$[(\text{NO}_3)^-] = 2s = 2 \cdot 9,8 \cdot 10^{-8} = 1,96 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema propuesto

El producto de solubilidad del bromuro de plomo (II) es  $8.9 \cdot 10^{-6}$   
Determinar la solubilidad molar en:

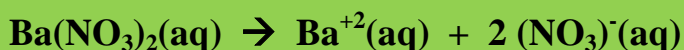
a) agua pura b) una disolución de KBr 0.2 M c) una disolución de nitrato de plomo (II) 0.20 M.

### Problema resuelto

Si se añaden 20 ml de nitrato de bario 0,10 M a 50,00 ml de carbonato de sodio 0.10 M . ¿Precipitará carbonato de bario?.  $K_s$  del carbonato de bario =  $8.1 \cdot 10^{-9}$

### Resolución

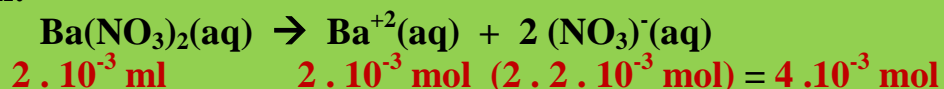
Reacciones de ionización:



Moles de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  puestos en juego:

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = M \cdot V(\text{L}) = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2 \cdot 10^{-3}$$

Como existe una disociación total del  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , los moles de  $\text{Ba}^{+2}$  y  $(\text{NO}_3)^-$  serán:

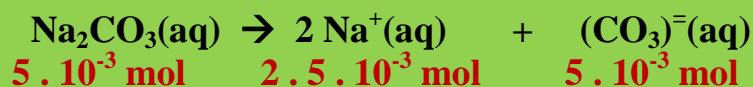


Moles de carbonato sódico puestos en juego:

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = M \cdot V(\text{L}) = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 50,00 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \cdot 10^{-3}$$

**M** = Molaridad ; **V** = Volumen en litros

Como la disociación del carbonato sódico es total:



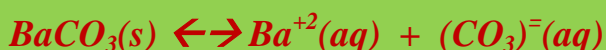
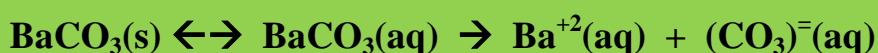
Se han mezclado 20 mL de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  con 50,00 mL de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  lo que implica un volumen total de:  $20 + 50,00 = 70,00 \text{ mL} = 7 \cdot 10^{-2} \text{ L}$  (mezcla)

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Podemos conocer las concentraciones de todos los iones en el medio:

$$\begin{aligned}[Ba^{+2}] &= n^{\circ} \text{ moles} / V(L) = 2 \cdot 10^{-3} / 7 \cdot 10^{-2} = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \\ [(NO_3)^-] &= 4 \cdot 10^{-3} / 7 \cdot 10^{-2} = 5,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \\ [Na^+] &= 2 \cdot 5 \cdot 10^{-3} / 7 \cdot 10^{-2} = 0,142 \text{ mol/L} \\ [(CO_3)^-] &= 5 \cdot 10^{-3} / 7 \cdot 10^{-2} = 7,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}\end{aligned}$$

El carbonato de bario,  $BaCO_3$ , es una sal altamente insoluble. Se establece el siguiente equilibrio:



Cuya constante es:  $K_{S_{BaCO_3}} = [Ba^{+2}] \cdot [(CO_3)^-]$

Recordemos la teoría:

Si  $[Ba^{+2}] \cdot [(CO_3)^-] \leq K_s \rightarrow$  **NO EXISTE PRECIPITACIÓN**

Si  $[Ba^{+2}] \cdot [(CO_3)^-] > K_s \rightarrow$  **EXISTE PRECIPITACIÓN**

Hagamos los cálculos:

$$[Ba^{+2}] \cdot [(CO_3)^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 7,1 \cdot 10^{-2} = 1,9 \cdot 10^{-3} > K_s = 8,1 \cdot 10^{-9}$$

Podemos afirmar que en la mezcla producida **SI EXISTE PRECIPITACIÓN DEL  $BaCO_3$** .

### Problema resuelto

Se intenta separar el bario del plomo añadiendo ion sulfato a una disolución 0,01 M en iones  $Ba^{+2}$  y 0,01 M en iones  $Pb^{+2}$ . a) ¿Qué ión precipitará primero? b) Calcular la concentración de ion sulfato necesaria para precipitar el ion que precipita en segundo lugar. c) Calcular la concentración en la disolución del ion que precipita en primer lugar cuando comienza a precipitar el segundo.

Datos:  $K_s$  (sulfato de bario) =  $1,1 \cdot 10^{-10}$

$K_s$  (sulfato de plomo( II)) =  $1,6 \cdot 10^{-8}$

### Resolución

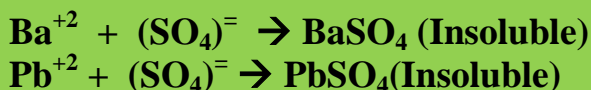
a)

En un medio acuoso tenemos disueltos iones  $Ba^{+2}$  y  $Pb^{+2}$ . Queremos separar los dos iones y lo haremos mediante lo que se llama

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

“Precipitación Fraccionada”. Añadiremos al medio un anión que al unirse al catión  $Ba^{+2}$  y  $Pb^{+2}$  se forme una sal insoluble. Precipitará primero aquel catión que *necesite menor cantidad de anión*.

El problema nos dice que añadimos una disolución de anión sulfato,  $(SO_4)^{-}$ . Las reacciones de precipitación son:



Como conocemos los Ks:

$$K_{S_{BaSO_4}} = 1,1 \cdot 10^{-10}$$
$$K_{S_{PbSO_4}} = 1,6 \cdot 10^{-8}$$

Las expresiones de Ks son:

$$K_{S_{BaSO_4}} = [Ba^{+2}] \cdot [(SO_4)^{-}]$$
$$K_{S_{PbSO_4}} = [Pb^{+2}] \cdot [(SO_4)^{-}]$$

Mezclamos:

Una disolución 0,01 M de  $Ba^{+2}$  con una disolución 0,01 M de  $Pb^{+2}$ . Calculemos la concentración máxima que pueden tener ambas disoluciones de anión sulfato, para que no precipiten:

*Caso del catión  $Ba^{+2}$ :*

$$1,1 \cdot 10^{-10} = 0,01 \cdot [(SO_4)^{-}] ; [(SO_4)^{-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} / 0,01 = 1,1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

*Caso del catión  $Pb^{+2}$ :*

$$1,6 \cdot 10^{-8} = 0,01 [(SO_4)^{-}] ; [(SO_4)^{-}] = 1,6 \cdot 10^{-8} / 0,01 = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

El catión  $Ba^{+2}$  se une con una *cantidad menor de anión sulfato* que el catión  $Pb^{+2}$ . Luego el catión  $Ba^{+2}$  precipitará primero puesto que es el catión que menos cantidad de anión necesita. Al adicionar una cantidad muy pequeña de anión sulfato precipitará en primer lugar el  $BaSO_4$  puesto que es el primero que cumple la condición:

$$[Ba^{+2}] \cdot [(SO_4)^{-}] > 1,1 \cdot 10^{-10}$$

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

$$b) K_{SP_{PbSO_4}} = 1,6 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{SP_{PbSO_4}} = [Pb^{+2}] \cdot [(SO_4)^{-}] ; 1,6 \cdot 10^{-8} = 0,01 \cdot [(SO_4)^{-}]$$

$$[(SO_4)^{-}] = 1,6 \cdot 10^{-8} / 0,01 = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Pero no nos equivoquemos. La concentración que hemos obtenido es la máxima concentración que puede estar disuelta, luego para que exista precipitación del sulfato de plomo se debe cumplir que:

$$[(SO_4)^{-}] > 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

- c) Para que comience la precipitación del  $BaSO_4$ , que necesitaba una cantidad superior a  $1,1 \cdot 10^{-8}$  mol/L de anión sulfato. Este anión sulfato arrastrará una concentración de  $Ba^{+2}$  que precipitará pero quedará una cantidad de  $Ba^{+2}$  todavía en disolución. Su valor será:

$$K_{SP_{BaSO_4}} = [Ba^{+2}] \cdot [(SO_4)^{-}]$$

$$1,1 \cdot 10^{-10} = [Ba^{+2}] \cdot 1,6 \cdot 10^{-6} ; [Ba^{+2}] = 1,1 \cdot 10^{-10} / 1,6 \cdot 10^{-6}$$

$$[Ba^{+2}] = 0,68 \cdot 10^{-4} = 6,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

### Problema propuesto

Calcular el producto de solubilidad del fosfato de plata sabiendo que su solubilidad en agua pura es  $6,5 \cdot 10^{-3}$  gramos/litro. Masas atómicas en g/mol: Ag: 107,9 , P:31, O: 16.

### Problema resuelto

Una disolución saturada de  $PbCl_2$  contiene, a  $15^\circ C$ , 0,9 gramos por  $10 \text{ cm}^3$  de disolución. Calcular el producto de solubilidad del  $PbCl_2$ .

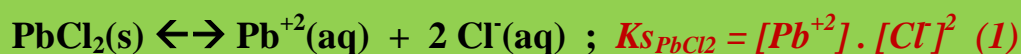
Masas atómicas, en g/mol, Pb: 207,2 , Cl: 35,5

Solución:  $1,35 \cdot 10^{-4}$

### Resolución



## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO



$$\text{Mm PbCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Pb: } 1 \cdot 207,2 \text{ u} = 207,2 \text{ u} \\ \text{Cl: } 2 \cdot 35,5 = 71 \text{ u} \\ \hline 278,2 \text{ u} ; 1 \text{ mol PbCl}_2 / 278,2 \text{ g} \end{array} \right.$$

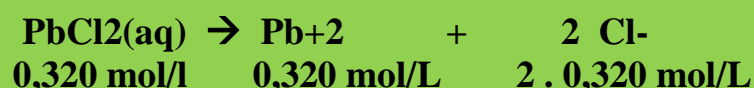
Pasaremos los gramos a moles:

$$0,9 \text{ g PbCl}_2 \cdot 1 \text{ mol PbCl}_2 / 278,2 \text{ g PbCl}_2 = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de PbCl}_2$$

La concentración de  $\text{PbCl}_2$  es:

$$[\text{PbCl}_2] = n^{\circ} \text{ moles} / V(\text{L}) = 3,2 \cdot 10^{-3} / 0,010 = 0,320 \text{ mol/L}$$

La parte disuelta del  $\text{PbCl}_2$  se encuentra totalmente disociada:



luego según la ecuación (1):

$$K_{\text{SPbCl}_2} = 0,320 \cdot (2 \cdot 0,320)^2 = 0,131$$

### Problema propuesto

La solubilidad del  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  en agua es  $2,2 \cdot 10^{-5}$  mol/litro. a) Cuál es la solubilidad en una disolución que contenga 0,01 moles/litro de  $\text{OH}^{-}$ ?

### Problema propuesto

El producto de solubilidad de una sal  $\text{M}_2\text{X}_3$  es  $3,37 \cdot 10^{-15}$ . Calcular la solubilidad en mol/litro.

Solución:  $5 \cdot 10^{-4}$  mol/litro.

### Problema propuesto

La solubilidad del  $\text{PbI}_2$  es 0,68 g/L. Calcular el producto de solubilidad.

Solución:  $1,3 \times 10^{-8}$ .

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

### Problema propuesto

El producto de solubilidad del  $\text{SrC}_2\text{O}_4$  es  $1,4 \cdot 10^{-7}$ . Calcular su solubilidad, a) en moles por litro, b) en miligramos por litro.

*Solución:* a)  $3,7 \cdot 10^{-4}$  mol/L , b) 60.5 mg/L.

### Experiencia de laboratorio N° 1

#### Objetivo

Estudiar, cualitativamente, el Principio de Le Chatelier.

#### Material

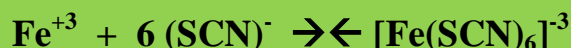
- 1.- Vaso de precipitados de 250 cm<sup>3</sup>.
- 2.- Gradilla con cinco tubos de ensayo.
- 3.- Una pipeta.
- 4.- Varilla de vidrio

#### Productos químicos:

- 1.- Disolución de hidróxido de sodio, NaOH, 2 M (50 mL).
- 2.- Disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,1 M (50 mL).
- 3.- Disolución de sulfocianuro de potasio, KSCN, 0,1 M (50 mL).
- 4.- Disolución de cloruro de hierro (III),  $\text{FeCl}_3$ , 0,1 M (50 mL).

#### Procedimiento experimental

En un vaso de precipitados de 250 mL se adicionan 1 mL de disolución de  $\text{FeCl}_3$  0,1 M, 1 mL de KSCN 0,1 M y 50 mL de agua destilada. El ion  $(\text{SCN})^-$  y el ion  $\text{Fe}^{+3}$  reaccionan inmediatamente dando lugar al ion Hexakis(tiocianato) ferrato (III),  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{-3}$ , de color rojo, estableciéndose el equilibrio químico:



La disolución preparada se dividirá en cuatro partes iguales, aproximadamente, que se colocarán en cuatro tubos de ensayo. El primero de estos tubos se deja como muestra de referencia. Al segundo tubo se le añadirá, gota a gota, una disolución de cloruro de hierro

## ESTUDIO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

(III), al tercero se le añade, también gota a gota, una disolución de KSCN y al cuarto se le añade, gota a gota, una disolución de NaOH 2 M.

**Realiza un informe** de todo lo que observas e intenta dar una explicación razonada de lo sucedido.

### **Experiencia de laboratorio N°2**

#### **Objetivo:**

Estudio de las reacciones de precipitación y redisolución de precipitados.

#### **Material**

- 1.- Gradilla con tubos de ensayo.
- 2.- Agua destilada.
- 3.- Cloruro sódico, NaCl, sólido.
- 4.- Nitrato de plata, AgNO<sub>3</sub>, sólido.
- 4.- Disolución de amoníaco, NH<sub>3</sub>.

#### **Procedimiento**

- 1.- Echamos agua en un tubo de ensayo ( unos 2 cm<sup>3</sup>) y añadimos unos cristallitos de cloruro sódico, NaCl. ¿Qué iones existen en la disolución que se obtiene?.
- 2.- Echamos agua en otro tubo de ensayo y añadimos unos cristallitos de nitrato de plata, AgNO<sub>3</sub>. ¿Qué iones existen en la disolución que se forma?.
- 3.- Mezclamos el contenido de los dos tubos. Se formará un precipitado ¿ de qué compuesto químico se trata?. Formula el equilibrio de solubilidad correspondiente.
- 4.- Pasamos una pequeña cantidad del contenido del tubo, una vez que lo hemos agitado para que también pase precipitado, a otro tubo de ensayo. Le añadimos disolución de amoníaco, NH<sub>3</sub>. ¿Qué observas?

**Establece una explicación** razonada a tu observación.





**Se terminó**

**Antonio Zaragoza López**