
QUÍMICA

2º Bachillerato

Equilibrio Químico
Reacciones de Precipitación

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. EQUILIBRIO QUÍMICO	2
1.1. CONSTANTE DE EQUILIBRIO	2
1.1.1. GRADO DE DISOCIACION	4
1.2. MODIFICACIONES EXTERNAS AL EQUILIBRIO	4
1.2.1. TEMPERATURA	5
1.2.2. PRESIÓN	5
1.2.3. CONCENTRACIONES	6
1.3. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS	6
1.4. PROBLEMAS RESUELTOS	7
2. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN	11
2.1. CONSTANTE O PRODUCTO DE SOLUBILIDAD	11
2.2. SOLUBILIDAD DE DIFERENTES SALES	12
2.2.1. CATION Y ANIÓN MONOVALENTES	12
2.2.2. CATION DIVALENTE Y ANIÓN MONOVALENTE	12
2.2.3. CATION TRIVALENTE Y ANIÓN DIVALENTE	13
2.3. EFECTO DEL IÓN COMÚN	13
2.4. DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS	13
2.5. PROBLEMAS RESUELTOS	15

Capítulo 1

EQUILIBRIO QUÍMICO

Los procesos químicos, de igual forma que los físicos, son también reversibles, es decir, los productos resultantes pueden combinarse entre si y originar nuevamente las sustancias de partida hasta que se alcanza un estado de equilibrio. El estado de equilibrio tiene como condición que tanto reactivos como productos estén en contacto, de ahí que este suceso sólo tiene lugar en sistemas cerrados. Existe una serie de consideraciones a tener en cuenta sobre el estado de equilibrio:

- El equilibrio químico es un estado dinámico, por tanto, al alcanzar las concentraciones de equilibrio, las reacciones directa e inversa se siguen produciendo pero a tal velocidad que las concentraciones de reactivos y productos no varían, permanecen constantes.
- Los sistemas tienden espontáneamente al equilibrio, esto significa que un sistema en equilibrio no puede abandonarlo salvo si existe un cambio de presión o temperatura.
- El equilibrio se alcanza cuando $v_d = v_i$.
- El estado de equilibrio es un estado intermedio entre dos tendencias opuestas, la obtención de un estado de mínima energía y por otro lado la de una entropía máxima.

1.1. CONSTANTE DE EQUILIBRIO

La velocidad de una reacción es función de las concentraciones, así, cuanto mayor sea la concentración de reactivos mayor será la velocidad, lo que implica que cuanto menor sea la concentración de reactivos también disminuye la velocidad de la reacción directa y por contra aumenta la velocidad de la reacción inversa hasta llegar a

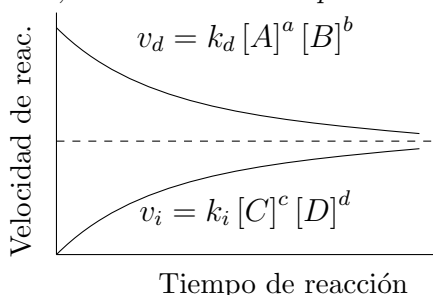
un estado en el que ambas velocidades se igualen, $v_d = v_i$. Así, por ejemplo, en la reacción



Suponiendo que la reacción es un proceso elemental, las velocidades directa e inversa vendrán dadas por:

$$v_d = k_d [A]^a [B]^b \quad v_i = k_i [C]^c [D]^d$$

La expresión encontrada cuando se igualan las velocidades es una formulación de la ley de acción de masas (LAM) de Gulberg y Waage, *El producto de las concentraciones de los cuerpos que resulta en un reacción reversible dividida por el producto de las concentraciones de las sustancias reaccionantes, tomadas en el momento del equilibrio, es una constante para cada temperatura llamada constante de equilibrio.*



$$k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c [D]^d$$

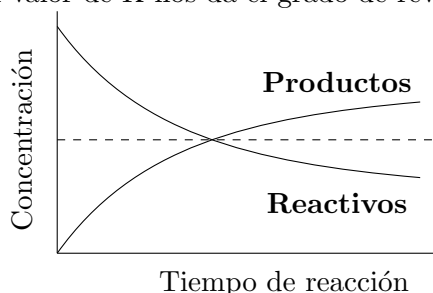
$$K_c = \frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Donde K_c es la constante de equilibrio que solamente depende de la temperatura.

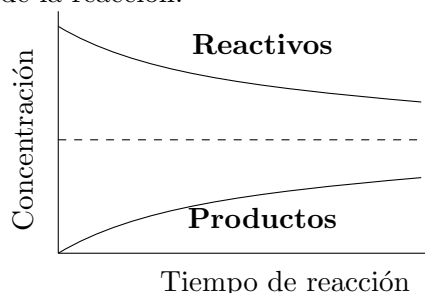
Como convenio se escribe de forma exotérmica. $[K_c] = (mol \cdot L^{-1})^x$, donde x puede ser positivo, negativo o fraccionario, dependerá de los coeficientes estequiométricos. Se llama cociente de reacción, Q , a la expresión de la LAM en cualquier momento de la reacción, así podemos tener:

- Si $Q = K \implies$ Equilibrio
- Si $Q < K \implies$ La reacción ocurre de izquierda a derecha
- Si $Q > K \implies$ La reacción ocurre de derecha a izquierda

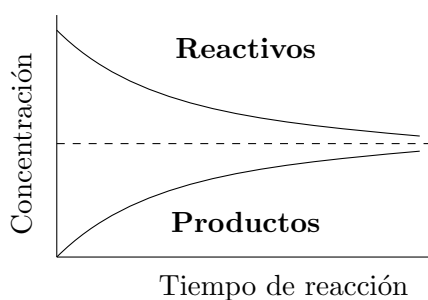
El valor de K nos da el grado de reversibilidad de la reacción:



$K \uparrow \implies$ Eq. desplazado a productos

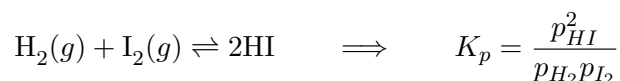


$K \downarrow \implies$ Eq. desplazado a reactivos



$$K \approx 1 \Rightarrow [React.]_{eq} \approx [Prod.]_{eq}$$

Si tenemos una reacción de sustancias gaseosas, la constante de equilibrio también se expresa en función de las presiones parciales de las sustancias gaseosas, así:



En este caso, las unidades de K_p serán $(\text{atm})^x$. Utilizando la ecuación de los gases perfectos, $Pv = nRT$ ó $P = []RT$, y sustituyendo en la constante de equilibrio gaseosa, llegamos a la conclusión de que las relaciones entre ambas constantes es,

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

Siendo $\Delta\nu$ igual a la diferencia entre los moles de productos en fase gaseosa y los moles de reactivos en fase gaseosa. Ambas constantes sólo serán constantes si se trata con gases perfectos o disoluciones ideales, en cualquier otro caso, la constante de equilibrio hay que representarla utilizando actividades, pasando a llamarse constante termodinámica de equilibrio, K_a .

1.1.1. GRADO DE DISOCIACION

Para los problemas en los que existen disociaciones normalmente se emplea el grado de disociación para indicar el progreso de la reacción. Es decir, el tanto por uno de moléculas disociadas.

$$\alpha = \frac{\text{número de moles que se disocian}}{\text{número de moles iniciales}} \quad \text{ó} \quad \alpha = \frac{\% \text{ de disociación}}{100}$$

1.2. MODIFICACIONES EXTERNAS AL EQUILIBRIO

A finales del siglo XIX, Henri Le Châtelier, enunció una ley que muestra el efecto que ejerce cualquier modificación producida sobre el sistema en equilibrio, así, *Si un sistema químico*

en equilibrio se somete a cualquier causa exterior perturbadora, el equilibrio se desplaza en el sentido que se contraresta la acción producida. Este enunciado provocó un desarrollo muy importante en la industria química generando productos con un mayor rendimiento. Gracias a ella podemos predecir cualitativamente el desplazamiento que sufre el equilibrio.

1.2.1. TEMPERATURA

Si tenemos la reacción $A + B \rightleftharpoons C$ a una temperatura dada, siendo la reacción directa exotérmica, y se produce un aumento de la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción se desplaza hacia la izquierda ya que la reacción absorbe calor (endotérmica). Sin embargo si se produce una disminución de la temperatura la reacción se desplazará hacia la derecha, desprendiendo calor (sentido exotérmico).

Esto es consecuencia de que la constante de equilibrio depende de la temperatura de la forma:

$$\Delta G^0(T) = -RT \ln K \implies \ln K = -\frac{\Delta G^0}{RT} = -\frac{\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R}$$

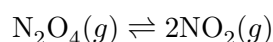
Tomando dos temperaturas distintas y restando ambas ecuaciones nos queda la ecuación de Van 't Hoff,

$$\ln \frac{K_{p,2}}{K_{p,1}} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

De aquí que si la reacción es exotérmica, K_p disminuye al aumentar la temperatura y si es endotérmica, K_p aumenta a aumentar la temperatura.

1.2.2. PRESIÓN

Sólo influye en sustancias gaseosa. Al aumentar la presión total, el equilibrio se desplazará en el sentido que disminuya el volumen. En la reacción



Al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda. El volumen de un gas es proporcional a los moles, por tanto al aumentar la presión se favorecerá la reacción en el sentido en que disminuyan los moles, de ahí que las reacciones que no tienen cambio en el número de moles gaseosos, la presión no afecta al equilibrio.

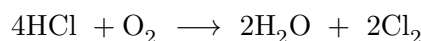
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(n_{\text{NO}_2}/v)^2}{n_{\text{N}_2\text{O}_4}/v} = \frac{n_{\text{NO}_2}^2}{n_{\text{N}_2\text{O}_4}} \frac{1}{v}$$

Si aumenta la presión disminuye el volumen, para que K_c se mantenga constante ha de disminuir la relación molar, el equilibrio ha de desplazarse hacia la izquierda.

Si existe un cambio de volumen a presión y temperatura constante, no se modifica el equilibrio, el volumen del recipiente en el que se lleva a cabo la reacción no influye en el equilibrio siempre que se realice a la misma presión y temperatura.

1.2.3. CONCENTRACIONES

La variación de concentraciones en cualquiera de las sustancias que interviene en el equilibrio no modifica el valor de la constante de equilibrio pero si afecta a las concentraciones de equilibrio del resto de sustancias. Por ejemplo, en la reacción



se desea obtener un rendimiento máximo de cloro, según el principio de Le Châtelier podemos hacer dos cosas manteniendo constante la presión y la temperatura:

1. Aumentar la concentración de uno de los reactivos, de esta forma el sistema contrarrestará dicho aumento combinando más reactivos y desplazando el equilibrio hacia la derecha
2. Eliminando uno de los productos, por ejemplo si absorbemos el vapor de agua, el sistema tenderá a reponerlo, desplazando el equilibrio hacia la derecha.

Los catalizadores no producen ninguna modificación en el equilibrio, sólo hacen que se alcance el equilibrio más rápidamente pero sin alterar las concentraciones de reactivos o productos en el estado de equilibrio.

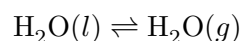
1.3. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS

Son aquellos sistemas en equilibrio en los que los componentes están en distintas fases, sólido-líquido (reacciones de precipitación), sólido-gas o gas-líquido. Cuando estamos en estos equilibrios e interviene un gas con un líquido o sólido, en la constante de equilibrio no aparecen las concentraciones del líquido ni del sólido ya que sus concentraciones no varían en el transcurso de la reacción.



$$K'_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} = [\text{CO}_2]$$

$$K_p = p_{\text{CO}_2} \implies K_p = K_c RT$$



$$K'_c = [\text{H}_2\text{O}] \quad ; \quad K'_p = p_{\text{H}_2\text{O}}$$

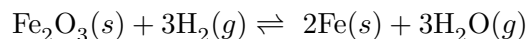
$$K_p = K_c RT$$

Se observa que las concentraciones de las sustancias sólidas o líquidas se engloban dentro de la constante de equilibrio ya que sus concentraciones o masa/volumen coinciden con su densidad y ésta es constante.

En las reacciones por etapas la LAM no se cumple en la reacción global pero puede usarse para sus etapas (reacciones elementales), entonces, se aplica la ley de acción de masas a cada etapa y se multiplican. El resultado es la constante de equilibrio para la reacción global.

1.4. PROBLEMAS RESUELTOS

1. A 613 K, el valor de K_c para la reacción:



es 0,064. Si en el equilibrio anterior, la presión parcial del hidrógeno es de una atmósfera, calcule:

- La concentración de Hidrógeno
 - La presión total
- a) Para conocer la concentración de hidrógeno aplicamos la ley de los gases ideales y hallamos la concentración,

$$P_{\text{H}_2}V = n_{\text{H}_2}RT \quad \Rightarrow \quad [\text{H}_2] = \frac{P_{\text{H}_2}}{RT} = 0,02 \text{ molar}$$

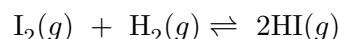
- b) Hallamos K_p relacionandola con K_c y teniendo en cuenta que $\Delta\nu = 0$. Posteriormente usando la definición de K_p hallamos la presión del agua.

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta\nu} \quad \Rightarrow \quad K_p = 0,064$$

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^3}{P_{\text{H}_2}^3} \quad \Rightarrow \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = \sqrt[3]{K_p} = 0,4$$

La suma de ambas presiones nos da la presión total $P_t = 1,4 \text{ atm}$

2. A partir de la composición de mezclas gaseosas de I_2 y H_2 a diferentes temperaturas se han obtenido los siguientes valores de K_p para la reacción:



T(°C)	340	360	380	400	420	440	460	480
K_p	70,8	66	61,9	57,7	53,7	50,5	46,8	43,8

- Calcule K_c a 400°C
 - Justifique por qué esta reacción es exotérmica
 - ¿Variará K_p si se altera la concentración de H_2 ? Razone la respuesta.
- a) Haciendo uso de la relación entre K_p y K_c , y teniendo en cuenta que la variación en el número de moles es $\Delta n = 0$, tenemos que a T=400 K

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta\nu} \quad \Rightarrow \quad K_c = K_p = 57,7$$

- b) Al aumentar la temperatura la K_p disminuye. Por tanto, aplicando el principio de Le Chatelier se favorece la reacción endotérmica (de derecha a izquierda). Entonces la reacción directa, es exotérmica.
- c) K_p no varía, lo que si varía son las concentraciones en el equilibrio.
3. En un recipiente de 0,4 L se introduce 1 mol de N_2 y 3 moles de H_2 a la temperatura de 780 K. Cuando se establece el equilibrio para la reacción $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, se tiene una mezcla con un 28 % en mol de NH_3 . Determine:
- a) El número de moles de cada especie en el equilibrio
- b) La presión final del sistema.
- c) El valor de la constante de equilibrio, K_p .

Datos: $R = 0,082 \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K}$.

- a) Realizamos la tabla siguiente,

	N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$
moles iniciales (n_0)	1		3		-
moles equilibrio (n_{eq})	1-x		3-3x		2x

El número de moles totales en el equilibrio queda,

$$n_T = 1 - x + 3 - 3x + 2x = 4 - 2x$$

Teniendo en cuenta que el enunciado nos dice 28 % en mol de NH_3

$$28 \% = \frac{n_{NH_3}}{n_T} \cdot 100 = \frac{2x}{4 - 2x} \cdot 100 \quad \Rightarrow \quad x = 0,438$$

Finalmente nos queda, que el número de moles en el equilibrio es,

$$n_{eq}(N_2) = 0,562 \quad n_{eq}(H_2) = 1,686 \quad n_{eq}(NH_3) = 0,876$$

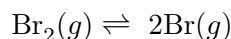
- b) La presión total del sistema se puede hallar con la ley de los gases a partir de los moles totales en equilibrio,

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = 500 \text{ atm}$$

- b) La constante de equilibrio podemos calcularla mediante la definición de K_p ,

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{H_2}^3 \cdot P_{N_2}} = \frac{X_{NH_3}^2}{X_{H_2}^3 \cdot X_{N_2}} \cdot P^{-2} = 1,1 \cdot 10^{-5}$$

4. En la reacción:



la constante de equilibrio K_c , a 1200 °C, vale $1,04 \cdot 10^{-3}$

- a) Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule la concentración de bromo atómico en el equilibrio.
- b) ¿Cuál es el grado de disociación del Br_2 ?
- a) Realizamos la tabla,

	$\text{Br}_2(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{Br}(g)$
moles iniciales (n_0)	1		-
moles equilibrio (n_{eq})	1-x		2x

Aplicamos la definición de la constante de equilibrio y nos queda,

$$k_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} = \frac{4x^2}{1-x} \Rightarrow x = 0,015$$

La concentración de bromo atómico en el equilibrio es $[\text{Br}] = 0,03 \text{ M}$

- b) El grado de disociación será,

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{x}{1} = 0,015 \Rightarrow \alpha = 15 \%$$

5. En un matraz de 2 litros se introducen 12 g de PCl_5 y se calienta hasta 300 °C. Al establecerse el siguiente equilibrio de disociación:



la presión total de la mezcla es de 2,12 atm, a esa temperatura. Calcule:

- a) El grado de disociación del PCl_5 en las condiciones señaladas.
- b) El valor de K_p a 300°C.

Datos: $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{l}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$. Masas atómicas P=31, Cl=35,5.

- a) Sabiendo que 12 gramos de pentacloruro de cloro se corresponden con 0,057 moles,

	PCl_5	\rightleftharpoons	PCL_3	+	Cl_2
moles iniciales (n_0)	0,057		-		-
moles equilibrio (n_{eq})	0,057(1- α)		0,057 α		0,057 α

Tenemos que el número de moles totales en el equilibrio es,

$$n_T = 0,057(1 + \alpha)$$

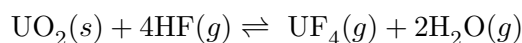
y aplicando la ley de los gases ideales o ley de Clapeyron,

$$P_T V = n_T R T \quad \Rightarrow \quad n_T = \frac{P_T V}{R T} = 0,057(1 + \alpha) \quad \Rightarrow \quad \alpha = 0,58$$

- b) Hallamos las fracciones molares de cada uno de los reactivos y productos para calcular K_p

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2} \cdot P_{\text{PCl}_3}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{X_{\text{Cl}_2} \cdot X_{\text{PCl}_3}}{X_{\text{PCl}_5}} \cdot P_T = \frac{0,36^2}{0,266} \cdot P_T = 1,07$$

6. Suponga el siguiente sistema en equilibrio:



Explique hacia dónde se desplaza el equilibrio cuando:

- Se adiciona $\text{UO}_2(s)$ al sistema
 - Se elimina $\text{HF}(g)$
 - Se aumenta la capacidad del recipiente de reacción.
- Al ser el UO_2 un sólido, no aparece en la constante de equilibrio, por lo cuál el sistema queda inalterado.
 - El sistema, según el principio de La Chatelier, tiende a reponer el HF . Por tanto, se desplaza hacia los reactivos.
 - Al aumentar el volumen, disminuye la concentración. El sistema se desplazará hacia donde exista un mayor número de moles gaseosos, es decir, hacia los reactivos. Sin embargo, si el cambio de volumen se realiza en las mismas condiciones de presión y temperatura, el cambio de volumen no afecta al equilibrio.

Capítulo 2

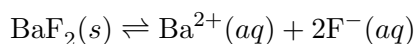
REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

Una de las reacciones heterogéneas más importantes son las reacciones de precipitación. En ellas se puede producir la formación de un precipitado, así, se define la **solubilidad** de un compuesto como la cantidad del mismo que puede disolverse en un volumen dado de disolución, es decir, es una medida de la capacidad para disolverse un compuesto, denominado soluto, en un disolvente. Se suele expresar en moles/litro y se denomina solubilidad molar o en gramos de soluto en un litro de disolución saturada (g/L) y se denomina simplemente solubilidad.

Dependiendo del disolvente, el soluto podrá disolverse o no, por ejemplo en un disolvente como el agua la sal se disuelve pero no el aceite; que el soluto se disuelva o no dependerá de la polaridad o no polaridad del disolvente y el soluto, recordar *semejante disuelve a semejante*. Por tanto, la solubilidad de un soluto depende de la naturaleza del disolvente y del propio soluto, de la temperatura y de la presión; tal como lo hace cualquier equilibrio químico.

2.1. CONSTANTE O PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

En las reacciones de precipitación se define la constante de solubilidad como la ley de equilibrio químico, pero como el sólido sin disolver tiene una concentración constante se elimina de la constante de equilibrio. Por ejemplo en la reacción de la sal iónica,



Se define la constante de solubilidad, K_s como el producto de las concentraciones molares en el equilibrio de los iones constituyentes, cada uno de ellos elevado a la potencia del

coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

$$k_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

K_s es la constante de solubilidad o producto de solubilidad, en esta constante se sobreentiende que los iones de la sal están en disolución e hidratados, y al igual que cualquier constante de equilibrio, depende de la temperatura. Por tanto, dependiendo del producto de las concentraciones de iones (producto iónico, Q_s) podemos tener:

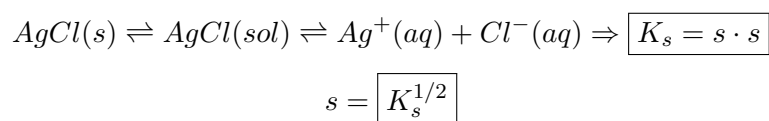
- Si $[\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = Q_s < K_s$, entonces no se formará precipitado, se habla de **disoluciones insaturadas**.
- Si $[\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = Q_s = K_s$, no se formará precipitado y la **disolución está saturada**. La disolución no admite más cantidad de soluto, se ha alcanzado el equilibrio entre la sal sólida y sus iones en disolución.
- Si $[\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = Q_s > K_s$, se formará precipitado y tenemos un **disolución sobresaturada**.

Un valor pequeño de la constante de solubilidad significa que en el equilibrio las concentraciones de los iones son muy bajas y la solubilidad muy pequeña, por tanto, la sal es más insoluble cuanto menor se su correspondiente producto de solubilidad. Para los problemas, utilizar siempre concentraciones molares para el cálculo de K_s .

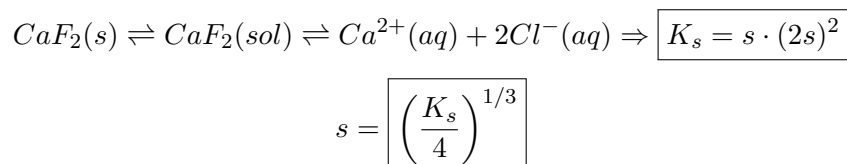
2.2. SOLUBILIDAD DE DIFERENTES SALES

Dependiendo del tipo de iones en la disolución, la solubilidad podemos hallarla de forma generalizada para los distintas combinaciones de iones:

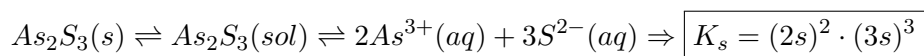
2.2.1. CATION Y ANIÓN MONOVALENTES



2.2.2. CATION DIVALENTE Y ANIÓN MONOVALENTE



2.2.3. CATIÓN TRIVALENTE Y ANIÓN DIVALENTE

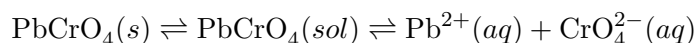


$$s = \left(\frac{K_s}{108} \right)^{1/5}$$

2.3. EFECTO DEL IÓN COMÚN

Por efecto de ión común, ampliamente utilizado en química analítica, se consigue precipitar una sal poco soluble completamente, ya que según la ley de Le Châtelier al aumentar la concentración de los productos, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, hacia la formación de precipitado.

Por ejemplo, si tenemos $PbCrO_4$ en agua pura, a $25^\circ C$, el equilibrio formado en una reacción saturada es,



al ser $K_s = s^2$, la solubilidad es igual a $2,81 \cdot 10^{-13}$ molar. Ahora bien, si añadimos un compuesto soluble que contenga un ión común (por ejemplo K_2CrO_4), aumentará la concentración de CrO_4^{2-} y por tanto, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio de disolución del $PbCrO_4$ se desplazará hacia la izquierda, disminuyendo la concentración de iones Pb^{2+} .

La solubilidad de una sustancia disminuye por efecto del ión común. Sin embargo, su producto de solubilidad al ser una constante de equilibrio, sigue siendo el mismo. Su valor, sólo es función de la temperatura.

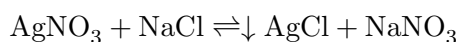
2.4. DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS

Para disolver un precipitado habrá que desplazar el equilibrio hacia la derecha, hacia la formación de iones, disminuyendo la concentración de los cationes o los aniones.

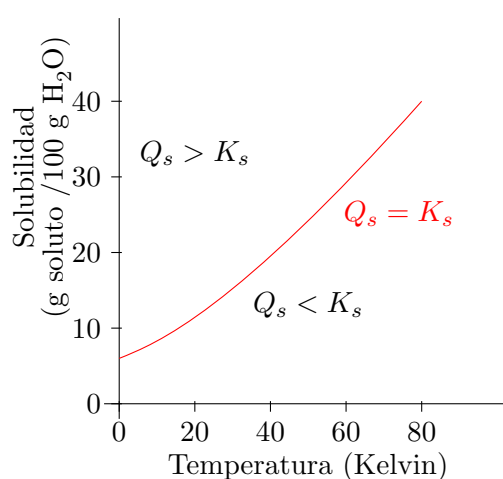
Para realizar este tipo de acciones se suelen utilizar dos métodos:

1. Si queremos eliminar los aniones podemos añadir un ácido fuerte a la disolución que genere la formación de un ácido débil muy poco dissociado. Por tanto, la solubilidad de una sal poco soluble se hace mayor al aumentar la concentración de iones H_3O^+ , disminuyendo el pH.

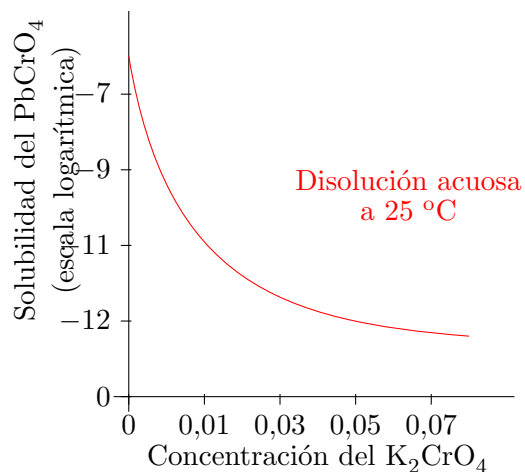
2. Si lo que queremos es eliminar un precipitado podemos formar un complejo. Para la reacción



el precipitado de cloruro de plata desaparece al añadir una disolución concentrada de NH_3 . Este es consecuencia de la formación de un ión complejo entre la Ag^+ y el NH_3 . Que el precipitado se disuelva parcial o totalmente por formación del complejo dependerá del valor del producto de solubilidad del cloruro de plata, $K_s(\text{AgCl})$ y de la constante de equilibrio de formación del complejo, K_f .



Solubilidad del KCl en H_2O



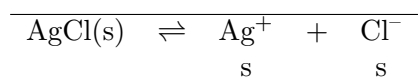
Efecto de ión común producido por el K_2CrO_4

2.5. PROBLEMAS RESUELTOS

1. El cloruro de plata es una sal poco soluble en agua, siendo la constante del producto de solubilidad $1,8 \cdot 10^{-10}$

- Escribe la ecuación química del producto de solubilidad de esta sal y deduce la expresión para la constante del producto de solubilidad.
- Determina la máxima cantidad de esta sal, expresada en gramos, que puede disolverse por litro de disolución.

a) Sabiendo el valor del producto de solubilidad y la reacción de precipitación, nos queda,



$$k_s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ molar}$$

b) En un litro tenemos $1,34 \cdot 10^{-5}$ moles de la sal, por tanto

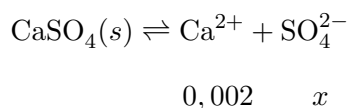
$$1,34 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{143,32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,92 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

2. Indique si son ciertas o no las siguientes afirmaciones

- Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que la forma, disminuye la solubilidad.
 - Dos especies iónicas de cargas opuestas forman un precipitado (compuesto insoluble) cuando el producto de sus concentraciones actuales es igual al producto de solubilidad.
 - Para desplazar un equilibrio de solubilidad hacia la formación de más cantidad de sólido insoluble, se extrae de la disolución una porción del precipitado.
- Verdadera. Disminuye la solubilidad por efecto del ión común.
 - Falso. Tendríamos una disolución saturada.
 - Falso. La cantidad disuelta no está afectada por la cantidad disuelta de sólido en el equilibrio.

3. A un litro de disolución que tiene una $[Ca_2^+] = 2 \cdot 10^{-3} M$, se le añade sulfato de calcio hasta que comienza la precipitación. Calcula la cantidad de sulfato potásico añadido. Producto de solubilidad del sulfato potásico es $2,4 \cdot 10^{-5}$.

El equilibrio que tenemos es,



Como existe una concentración previa de iones calcio (efecto ión común), en el equilibrio no existe la misma concentración de los dos iones. Puesto que el producto de solubilidad es muy pequeño, la concentración previa de iones calcio es mucho más grande que la concentración debida a la disociación de la sal, por eso, la $[Ca^{2+}] = 2 \cdot 10^{-3} M$. Cuando comience a producirse la precipitación,

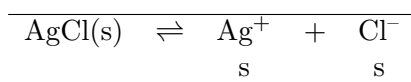
$$K_s = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = 0,002 \cdot x = 2,4 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x = 1,25 \cdot 10^{-2} M$$

Para un litro de disolución, la masa de sulfato de calcio añadido será,

$$1,25 \cdot 10^{-2} M \cdot \frac{1 \text{ mol } CaSO_4}{1 \text{ mol } SO_4^{2-}} \cdot \frac{136,14 \text{ g } CaSO_4}{1 \text{ mol } CaSO_4} = 1,70 \text{ g } CaSO_4$$

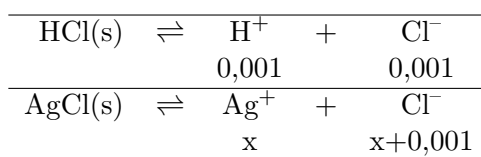
4. Hallar la solubilidad del cloruro de plata en agua pura y en una disolución $0,001 M$ en HCl. $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-10}$

La reacción de precipitación será,



$$k_s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = 1,265 \cdot 10^{-5} \text{ molar}$$

Sin embargo, por efecto del ión común vemos que la solubilidad de la sal disminuye,



$$k_s = [Ag^+][Cl^-] = x(x + 0,001) \Rightarrow x = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ molar}$$