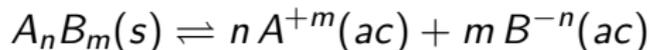


# Tema 7: Solubilidad.

- Producto de solubilidad.
- Efecto del ion común en la solubilidad.
- Limitaciones al producto de solubilidad:  $K_{ps}$ .
- Criterios para la precipitación de la sal.
- Precipitación fraccionada.
- Solubilidad y pH.
- Equilibrios con complejos.
- Marcha analítica de cationes.

# Producto de solubilidad.

- El producto de solubilidad se define como la constante de equilibrio de la reacción química en la que aparece un sólido iónico como reactivo y sus correspondientes iones disueltos en agua como productos.



- La disolución ha de estar saturada de iones, con el máximo de iones posibles disueltos en el equilibrio.
- En el producto de solubilidad sólo aparecen las concentraciones en moles por litro de los iones elevadas a sus coeficientes estequiométricos porque el sólido tiene actividad uno.

●

$$K_{ps} = [A^{+m}]^n \cdot [B^{-n}]^m = (ns)^n \cdot (ms)^m = n^n m^m \cdot s^{n+m}$$

# Producto de solubilidad.

- Se llama solubilidad molar  $s$  a la concentración de sólido disuelto expresada en moles por litro de disolución.
- La solubilidad molar es:

$$s = \sqrt[m+n]{\frac{K_{ps}}{m^m n^n}} \text{ moles/l}$$

- El valor de  $s$  depende del producto de solubilidad  $K_{ps}$ , que a su vez depende de la temperatura. Como toda constante de equilibrio  $K_{ps}$  es adimensional.

# Producto de solubilidad.

TABLE 19.1 Several Solubility Product Constants at 25 °C\*

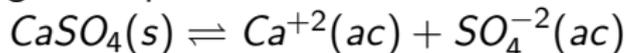
Solute	Solubility Equilibrium	$K_{sp}$
Aluminum hydroxide	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$1.3 \times 10^{-33}$
Barium carbonate	$\text{BaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$5.1 \times 10^{-9}$
Barium sulfate	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$1.1 \times 10^{-10}$
Calcium carbonate	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$2.8 \times 10^{-9}$
Calcium fluoride	$\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$	$5.3 \times 10^{-9}$
Calcium sulfate	$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$9.1 \times 10^{-6}$
Chromium(III) hydroxide	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$6.3 \times 10^{-31}$
Iron(III) hydroxide	$\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$4 \times 10^{-38}$
Lead(II) chloride	$\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	$1.6 \times 10^{-5}$
Lead(II) chromate	$\text{PbCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	$2.8 \times 10^{-13}$
Lead(II) iodide	$\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq})$	$7.1 \times 10^{-9}$
Magnesium carbonate	$\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$3.5 \times 10^{-8}$
Magnesium fluoride	$\text{MgF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$	$3.7 \times 10^{-8}$
Magnesium hydroxide	$\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$1.8 \times 10^{-11}$
Magnesium phosphate	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$	$1 \times 10^{-25}$
Mercury(I) chloride	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	$1.3 \times 10^{-18}$
Silver bromide	$\text{AgBr}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Br}^{-}(\text{aq})$	$5.0 \times 10^{-13}$
Silver carbonate	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$8.5 \times 10^{-12}$
Silver chloride	$\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	$1.8 \times 10^{-10}$
Silver chromate	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	$1.1 \times 10^{-12}$
Silver iodide	$\text{AgI}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq})$	$8.5 \times 10^{-17}$
Strontium carbonate	$\text{SrCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$1.1 \times 10^{-10}$
Strontium sulfate	$\text{SrSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$3.2 \times 10^{-7}$

\* A more extensive listing of  $K_{sp}$  values is given in Appendix D.

# Producto de solubilidad.

- Como en todo equilibrio si se conoce la concentración de las especies se puede obtener la constante de equilibrio y viceversa.

- Por ejemplo: Si la solubilidad del yeso  $\text{CaSO}_4$  a  $25^\circ\text{C}$  es de 0.20 gramos por 100 ml de disolución calcula  $K_{ps}$ :



- ya que su peso molecular es  $pm = 40 + 32 + 4 \times 16 = 136 \text{ g/mol}$

$$s = \frac{0,2}{136 \cdot 0,1} = 0,0147 \text{ M} \quad K_{ps} = s^2 = 2,16 \cdot 10^{-4}$$

- Otro ejemplo es la reacción:  $\text{PbI}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{+2}(ac) + 2 \text{I}^{-}(ac)$  tiene a 298 K el producto de solubilidad  $K_{ps} = 7,1 \cdot 10^{-9}$ .

- La solubilidad será por tanto:

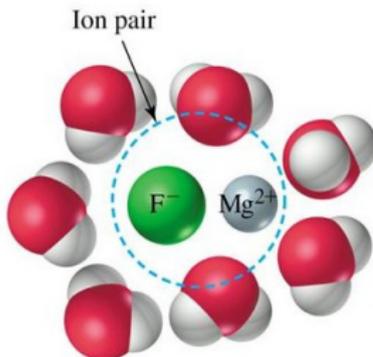
$$K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 7,1 \cdot 10^{-9} \quad s = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

# Efecto del ion común en la solubilidad.

- Si se añade concentración apreciable de algún ion del sólido en una disolución saturada, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda: formación del sólido iónico que precipita.
- Si se sustrae concentración apreciable de algún ion del sólido en una disolución saturada, el equilibrio se desplaza hacia la derecha: disolviéndose más sólido (para volver a saturar la disolución).
- Por ejemplo en el equilibrio:  $PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{+2}(ac) + 2 I^{-}(ac)$  Al añadir ioduro  $[I^{-}] = 0,1 \text{ M}$ , la solubilidad baja.
- Al principio teníamos  $[I^{-}] = 2s = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ,
- La nueva solubilidad es:  
$$K_{ps} = s \cdot (2s + 0,1)^2 = 7,1 \cdot 10^{-9} \quad s = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$
- El efecto entonces es una disminución de cuatro órdenes de magnitud en la solubilidad del sólido.

# Limitaciones al producto de solubilidad: $K_{ps}$ .

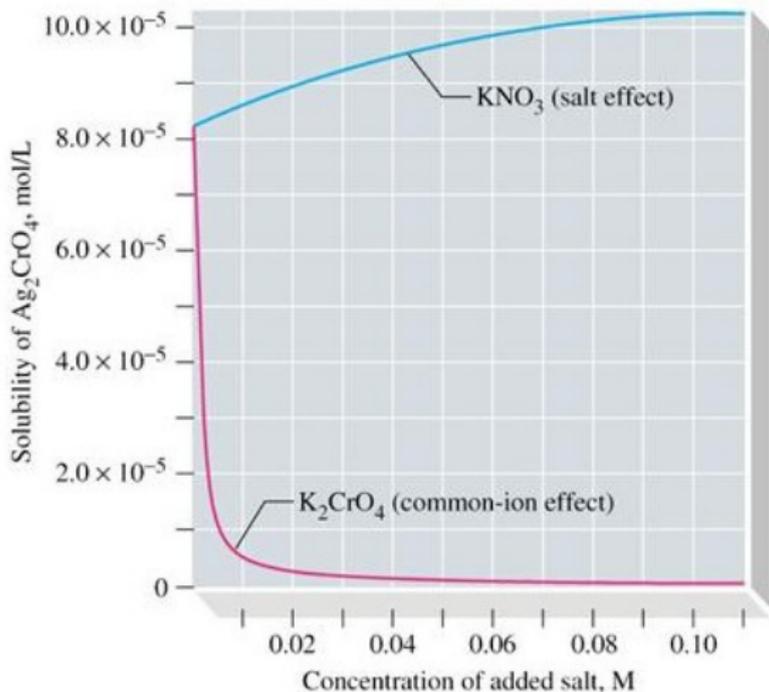
- **Termodinámica:** La expresión verdadera de la constante de equilibrio usa actividades, en vez de concentraciones. Las actividades de los iones en disolución se aproximan más a las conc. si son pequeñas.
- La descripción del equilibrio en términos de solubilidad y su constante de equilibrio es válida si las concentraciones de los iones son pequeñas, lo que ocurre en solutos poco solubles.
- **Formación de nubes iónicas:** Si la solubilidad es alta las concentraciones no son iguales a las actividades. Se forman nubes iónicas que hacen que los iones no estén libres en disolución.



## Limitaciones al producto de solubilidad: $K_{ps}$ .

- Los iones disueltos que forman pares iónicos hacen que aumente la cantidad de sal disociada y por tanto que la solubilidad real sea mayor.
- **Efecto salino:** Los iones distintos a los de la sal aumentan la solubilidad. El razonamiento es el mismo que el de las nubes iónicas de la misma sal. Se forman nubes iónicas con iones procedentes de otras sales. Estos iones ajenos a la sal estudiada los *capturan* y hacen que se pueda disolver más cantidad de sal.
- En la gráfica de la solubilidad del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  se observa el efecto de ion común y nubes iónicas. Mientras que el  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  causa el efecto de ion común y hace que disminuya la solubilidad hasta hacerse casi nula, el  $\text{KNO}_3$  causa efecto salino y hace que la solubilidad aumente.

# Limitaciones al producto de solubilidad: $K_{ps}$ .



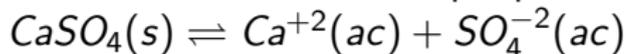
## Limitaciones al producto de solubilidad: $K_{ps}$ .

- **Equilibrios simultáneos:**

Los sólidos iónicos se disuelven en agua, con lo que siempre tienen en competencia la disociación del agua. Los iones de una sal pueden ser ácidos o bases conjugadas moderadamente fuertes.

- También puede ocurrir la formación de complejos: compuestos con un catión metálico en el centro y ligandos (aniones) que tienen unas constantes de formación muy altas.

- Estas limitaciones hacen que para el equilibrio:

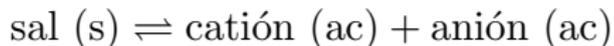


- Se observa que experimentalmente:  $K_{ps} = 2,16 \cdot 10^{-4}$   
mientras que teóricamente:  $K_{ps} = 9,1 \cdot 10^{-6}$

- Es decir, un factor de 25 veces menos. El cambio actividades por concentraciones y la alta formación de pares iónicos hace que la solubilidad teórica de de 0.0030 molar cambie al valor experimental de 0.0147 molar.

# Criterios para la precipitación de la sal.

- La sal precipita cuando a la disolución saturada se añade algunos de sus iones. Entonces, según el principio de LeChatelier, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, formándose el precipitado del sólido iónico (efecto ion común).



- Para analizar como evoluciona una reacción en función de las concentraciones hay que calcular el cociente de reacción. Añadiendo producto el sólido precipita y sustrayendo se disuelve más sólido.
- Si  $Q_{ps} > K_{ps}$  precipita, disolución sobresaturada.
- Si  $Q_{ps} = K_{ps}$  disolución saturada.
- Si  $Q_{ps} < K_{ps}$  se puede añadir sal sin precipitación, disolución no saturada.

# Criterios para la precipitación de la sal.

- Por ejemplo en el equilibrio:  $AgI(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + I^-(ac)$   
con  $K_{ps} = 8,5 \cdot 10^{-17}$
- Si tenemos que  $[Ag^+] = 0,01 \text{ M}$  y  $[I^-] = 0,015 \text{ M}$  entonces:

$$Q_{ps} = 0,01 \cdot 0,015 = 1,5 \cdot 10^{-4} > 8,5 \cdot 10^{-17} = K_{ps}$$

por lo que precipita AgI hasta alcanzar un nuevo equilibrio. Para llegar a él podremos considerar que precipita 0.01 M de la sal y por tanto:  $K_{ps} = 8,5 \cdot 10^{-17} = s \cdot (0,005 + s)$  que da  $[Ag^+] = 1,7 \cdot 10^{-14} \text{ M}$  y  $[I^-] = 0,005 \text{ M}$ .

- Si alguno de los iones que forman la sal es  $H^+$  o  $OH^-$ , además del equilibrio de la sal hay que incluir el equilibrio del agua.

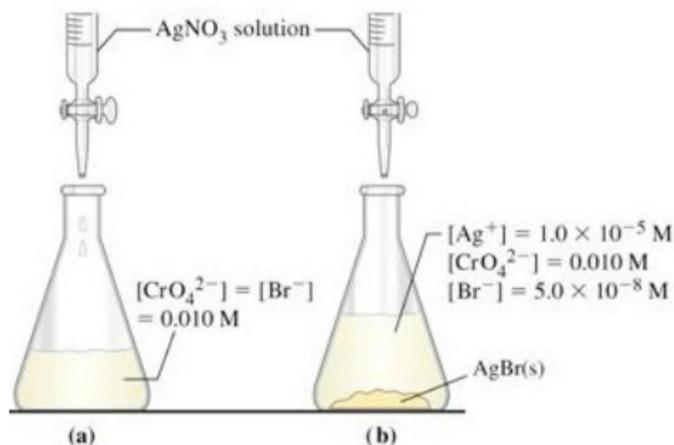


# Criterios para la precipitación de la sal.

- Otro ejemplo es analizar que ocurre cuando se vierten 3 gotas de KI 0.2 M a 100 ml de  $Pb(NO_3)_2$  0.01 M. (1 gota = 0.05 ml).
- La reacción de precipitación:  $PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{+2}(ac) + 2 I^{-}(ac)$  tiene a 298 K como producto de solubilidad  $K_{ps} = 7,1 \cdot 10^{-9}$ .
- El cociente de reacción es:  $Q_{ps} = [Pb^{+2}] \cdot [I^{-}]^2 = 4s^3 = 7,1 \cdot 10^{-9}$  ya que:  $[Pb^{+2}] = 0,01$  M y  $[I^{-}] = 0,2 \cdot 0,15 / (1000 \cdot 0,10015) = 0,0003$  M
- Entonces:  $Q_{ps} = 0,01 \cdot (0,0003)^2 = 9,0 \cdot 10^{-10} < 7,1 \cdot 10^{-9} = K_{ps}$  luego no hay precipitación.
- Los factores que favorecen la precipitación son:
  - 1  $K_{ps}$  muy pequeño
  - 2 alta concentración de algún ion de la sal
  - 3 efecto ion común.

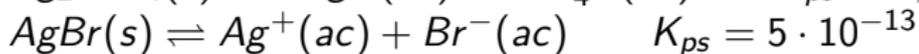
# Precipitación fraccionada.

- La precipitación fraccionada es un proceso en el que dos o más iones en disolución se separan mediante un reactivo que permite su precipitación. Ese reactivo forma una sal con cada uno de los iones con distintos productos de solubilidad. Primero precipita el de menor producto de solubilidad. Cuando se agote, la adición de más reactivo precipita una sal del segundo.



# Precipitación fraccionada.

- Por ejemplo si tenemos:  $[CrO_4^{2-}] = 0,01 \text{ M}$      $[Br^-] = 0,01 \text{ M}$  y se añade lentamente  $AgNO_3$  tendremos los equilibrios:



- Para empezar la precipitación hay que tener:  $5 \cdot 10^{-13} = [Ag^+] \cdot 0,01$   
El  $AgBr$  precipita con  $[Ag^+] = 5,0 \cdot 10^{-11} \text{ M}$  mientras que el  $Ag_2CrO_4$  precipita con

$$1,1 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2 \cdot 0,1 \quad [Ag^+] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- Así pues la  $[Br^-]$  disminuye porque precipita  $AgBr$  hasta que llega a  $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ .

En ese momento queda:

$$5 \cdot 10^{-13} = 1,0 \cdot 10^{-5} \cdot [Br^-] \quad [Br^-] = 5,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

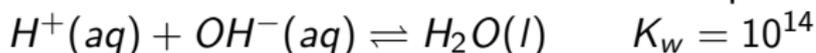
- La  $[Br^-]$  es seis órdenes de magnitud menor que en el inicio, luego se pueden separar ambos aniones por precipitación fraccionada.

- Hay sales que interfieren con el equilibrio ácido base del agua, haciéndose más o menos solubles por estar en disoluciones ácidas o básicas.

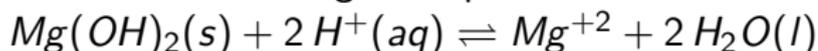
- Este es el caso de la sal  $Mg(OH)_2$ :



- Los aniones  $OH^{-}$  reaccionan con los  $H^{+}$  para dar  $H_2O$ .



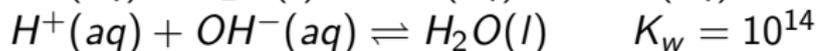
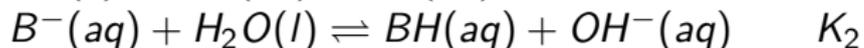
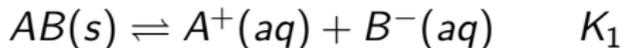
- Teniendo en cuenta los dos procesos, si sumamos la primera reacción con dos veces la segunda queda:



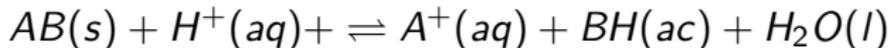
$$K = K_1 K_w^2 = 1,8 \cdot 10^{17}$$

dado el valor tan alto de la constante de equilibrio se puede considerar que la reacción está desplazada hacia los productos.

- Otras sales como  $\text{ZnCO}_3$ ,  $\text{MgF}_2$  y  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  tienen aniones que son bases conjugadas fuertes y se hacen muy solubles en medios ácidos. Las reacciones généricas de estas sales, para estequiometría 1 a 1, son:

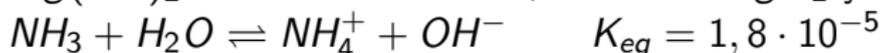


- Sumando las tres reacciones queda:



$$K = K_1 K_2 K_w = K_1 K_2 10^{-14}$$

- También puede ocurrir que haya otros equilibrios en competencia y que los  $\text{OH}^-$  provengan de otra reacción, otra base. ¿ Precipita  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  en una disolución 0,010 M de  $\text{MgCl}_2$  y 0,10 M en  $\text{NH}_3$  ?.



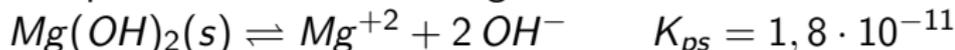
- Los iones  $\text{OH}^-$  provienen de la reacción del amoníaco:

$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Tendremos esa concentración de  $\text{OH}^-$  proveniente del  $\text{NH}_3$ .

- También estaría presente el equilibrio del agua que aporta inicialmente  $[OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$ , luego es correcto suponer que los  $OH^-$  provienen del amoníaco.

- El equilibrio de la sal de magnesio:



hace que si sólo hubiera contribución a los  $OH^-$  de la sal de magnesio ésta sería:

$$K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-11} = 4s^3 \Rightarrow s = 1,65 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [OH^-] = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

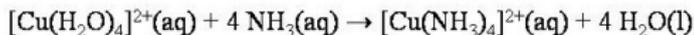
- Así que hacemos bien al suponer que los  $OH^-$  provienen del amoníaco. Teniendo así  $[OH^-] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$        $[Mg^{+2}] = 10^{-2} \text{ M}$  y entonces:

$$Q_{ps} = [Mg^{+2}] \cdot [OH^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-8} = Q_{ps} > K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-11}$$

- Luego sí que precipita  $Mg(OH)_2$ .

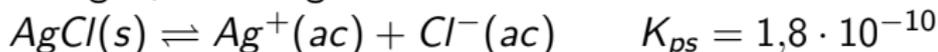
# Equilibrios con complejos.

- Determinadas moléculas con pares electrónicos no enlazantes, forman complejos con cationes favoreciendo la solvatación de la sal que los contenga.

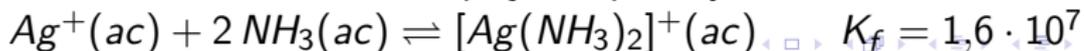


- La solubilidad de  $\text{AgCl}$  cambia si hay presencia de  $\text{NH}_3$  (se forman complejos de coordinación entre la plata y amoníaco).

- En agua, la sal  $\text{AgCl}$  se disocia débilmente:



- Pero la formación del complejo de plata y amoníaco:



# Equilibrios con complejos.

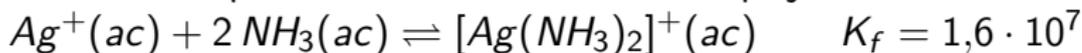
- hace que la sal AgCl se disuelva mejor que en agua:



$$K = K_f \cdot K_{ps} = 2,9 \cdot 10^{-3}$$

- Tenemos en disolución AgNO<sub>3</sub> 0.1 M y NH<sub>3</sub> 1 M. Si añade NaCl 0.01 M, ¿ precipitará la sal AgCl ?.

- Conviene empezar con la reacción del complejo con amoníaco:

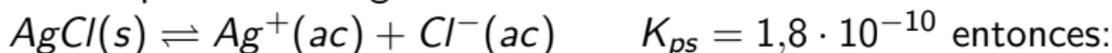


en esas condiciones se forma todo el

complejo posible para las concentraciones de amoníaco y plata iniciales:

$$K_f = 1,6 \cdot 10^7 = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+][NH_3]^2} = \frac{0,1}{[Ag^+] \cdot 0,8^2} \Rightarrow [Ag^+] = 9,8 \cdot 10^{-9} M$$

- En el equilibrio del AgCl:

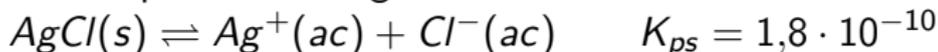


$$Q_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 9,8 \cdot 10^{-9} \cdot 0,01 = 9,8 \cdot 10^{-11} < K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

No precipita la sal AgCl.

# Equilibrios con complejos.

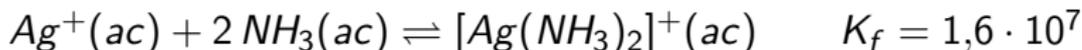
- Tenemos en disolución  $\text{AgNO}_3$  0.1 M y  $\text{NaCl}$  0.01 M, ¿ Cual es la concentración de  $\text{NH}_3$  necesaria para que no precipite la sal  $\text{AgCl}$  ?.
- Buscamos que el  $\text{NH}_3$  forme un complejo con  $\text{Ag}^+$  y quede poca  $\text{Ag}^+$  con el  $\text{Cl}^-$
- En el equilibrio del  $\text{AgCl}$ :



- Si la concentración de  $\text{Cl}^-$  es 0.01 M la de  $\text{Ag}^+$  es:

$$K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = [\text{Ag}^+]0,01 \Rightarrow [\text{Ag}^+] = 1,8 \cdot 10^{-8}$$

Con esa concentración del catión de plata, calculamos la concentración del amoníaco:



- dado el alto valor de  $K_f$  suponemos que se forma 0.1 M del complejo:

$$K_f = 1,6 \cdot 10^7 = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} = \frac{[0,1]}{1,8 \cdot 10^{-8} [\text{NH}_3]^2} \Rightarrow [\text{NH}_3] = 0,59 \text{ M}$$

- El resultado final es el de esa concentración más la necesaria para formar el complejo 0.1 M:  $[\text{NH}_3] = 0,59 + 0,20 = 0,79 \text{ M}$ .

# Equilibrios con complejos.

- Las reacciones de formación de complejos más comunes con sus constantes de formación son:

TABLE 19.2 Formation Constants for Some Complex Ions<sup>a</sup>

Complex Ion	Equilibrium Reaction <sup>b</sup>	$K_f$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$\text{Co}^{3+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$4.5 \times 10^{33}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1.1 \times 10^{13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$\text{Fe}^{2+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \times 10^{37}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$\text{Fe}^{3+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \times 10^{42}$
$[\text{PbCl}_3]^-$	$\text{Pb}^{2+} + 3 \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{PbCl}_3]^-$	$2.4 \times 10^1$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1.6 \times 10^7$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$5.6 \times 10^{18}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1.7 \times 10^{13}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4.1 \times 10^8$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \times 10^{18}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$4.6 \times 10^{17}$

<sup>a</sup> A more extensive tabulation is given in Appendix D.

<sup>b</sup> Tabulated here are *overall* formation reactions and the corresponding *overall* formation constants. In Section 25-7, we describe the formation of complex ions in a *step-wise* fashion and introduce formation constants for individual steps.

# Marcha analítica de cationes

- Pretende identificar los cationes presentes en una mezcla de forma cualitativa. Se basa en la precipitación fraccionada.

