



UCSF
Universidad Católica
de Santa Fe

Farmacia



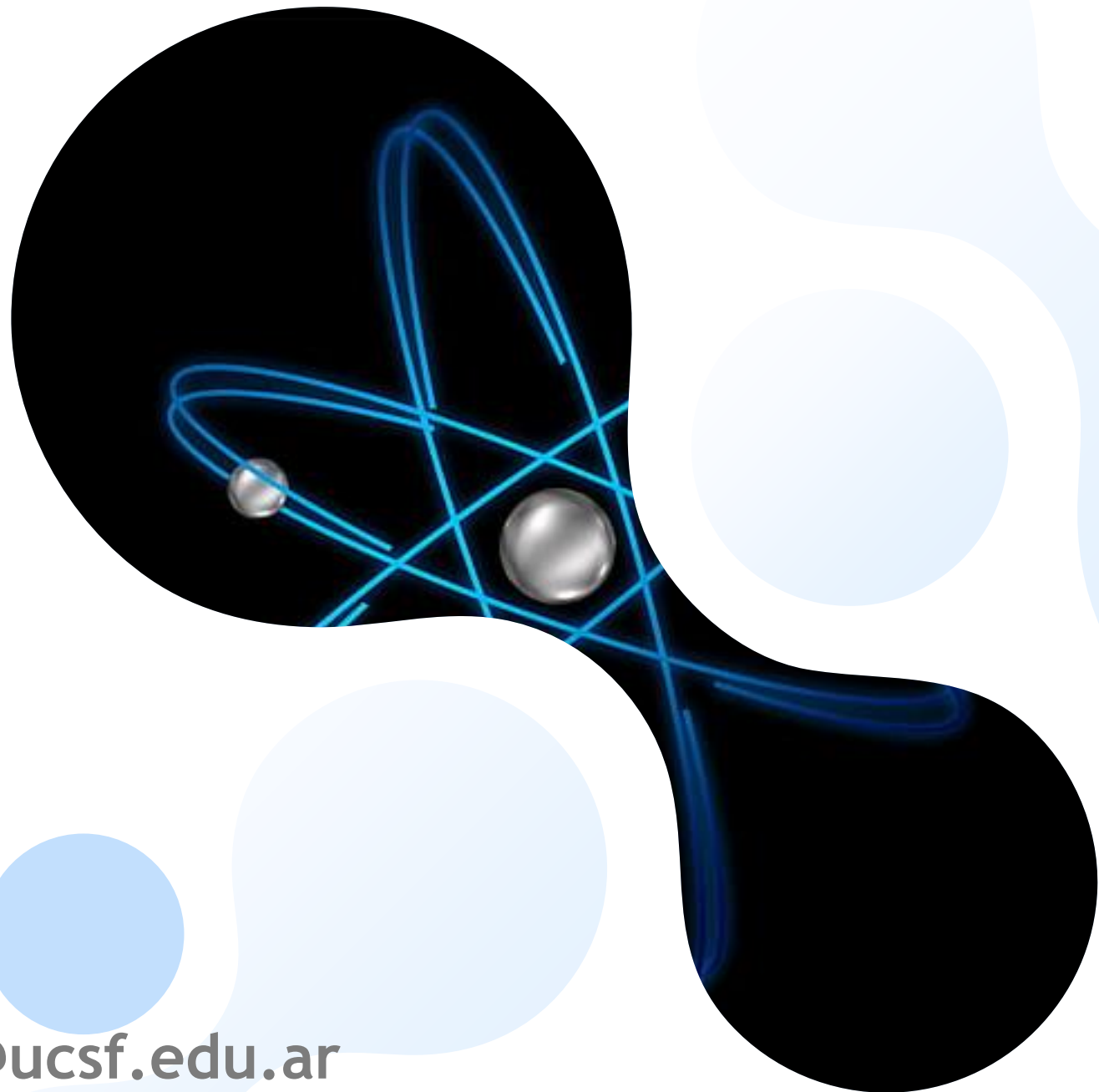
Facultad de Ciencias de la Salud

Química General

**Cristhian Andrés
Fonseca B.**



cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar





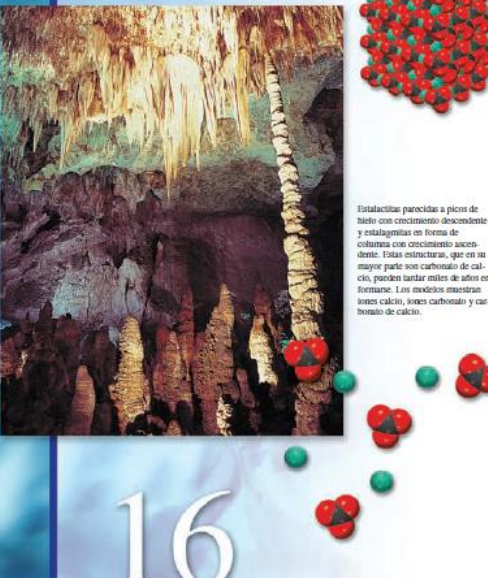
Equilibrios de solubilidad





Bibliografía de apoyo

Equilibrios ácido-base y equilibrios de solubilidad



Estalactitas parecidas a picos de hielo con crecimiento descendente y estalagmitas en forma de columnas con crecimiento ascendente. Estas estructuras, que en su mayor parte son carbonato de calcio, pueden tardar miles de años en formarse. Los modelos muestran iones calcio, iones carbonato y carbonato de calcio.

16

Chang, Capítulo 16



LA GRAN BARRERA DE CORAL se extiende por la costa oriental de Australia a lo largo de 2500 km. Los arrecifes de coral están entre los ecosistemas más diversos del planeta.

17

ASPECTOS
ADICIONALES
DEL EQUILIBRIO
ACUOSO

Brown, Capítulo 17

Equilibrios iónicos III:
principio del producto
de solubilidad

20



CONTENIDO

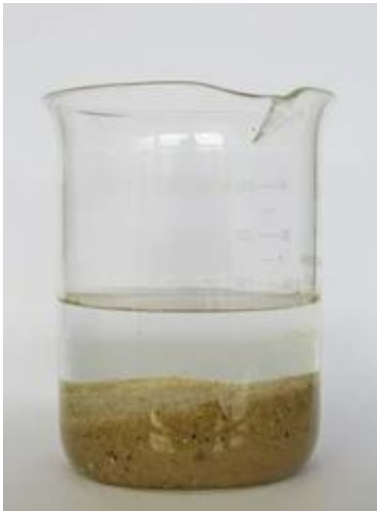
- 20.1 Constante del producto de solubilidad
- 20.2 Determinación de la constante del producto de solubilidad
- 20.3 Usos de la constante del producto de solubilidad
- 20.4 Precipitación fraccionada; $Q_{sp} = K_{sp}$
- 20.5 Equilibrios simultáneos donde intervienen compuestos poco solubles
- 20.6 Disolución de precipitados; $Q_{sp} < K_{sp}$

La formación de cuevas y objetos como las estalactitas ("colgadas del techo") y estalagmitas ("los picos que salen del suelo") está basada en los equilibrios ácido-base y de precipitación. El gas CO_2 reacciona con el agua para formar ácido carbónico (H_2CO_3), el cual es lo suficientemente ácido para atacar y disolver la piedra caliza (carbonato de calcio, CaCO_3), lo cual a menudo contribuye la primera etapa en la formación de cuevas. Una vez que la cavidad de la cueva está formada, la solución mineral que contiene al calcio puede comenzar a precipitar los minerales disueltos (principalmente el carbonato de calcio) para crear las variadas formas que apreciamos en las cuevas.

Whitten, Capítulo 20



Mezclas Homogéneas y Heterogéneas



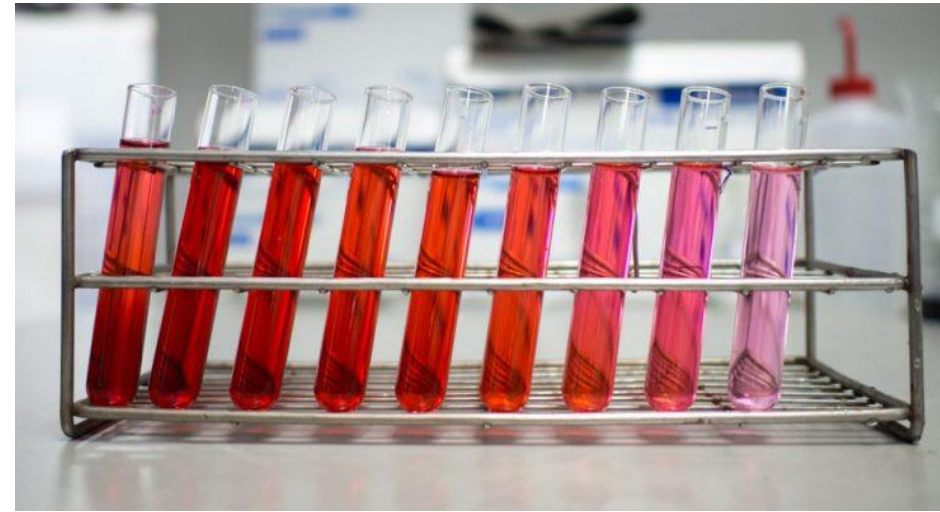
**Mezcla heterogénea
(suspensión)**

Tamaño de partícula:
Mayor que 1000 nm
Se puede separar por
varios métodos físicos



**Coloide
(dispersión)**

Tamaño de partícula:
Entre 1-1000 nm
No se puede separar
por métodos clásicos
de filtración



**Mezcla homogénea
(solución)**

Tamaño de partícula:
Entre 0.1-1 nm
Se pueden separar por evaporación del
solvente o por precipitación (si aplica)



Equilibrio y actividad

La definición termodinámica de la constante de equilibrio comprende **actividades**, en lugar de concentraciones. La actividad de un componente de una mezcla ideal es la relación entre su concentración o presión parcial y una concentración (1 M para soluciones) o una presión (1 atm para gases) estándar. Por el momento, la actividad de cada especie se considerará como una magnitud adimensional cuyo valor numérico puede determinarse como sigue:

1. Para un líquido puro o sólido puro, la actividad se toma como 1 (por definición).
2. Para los componentes de soluciones ideales, la actividad de cada componente corresponde a la relación entre su concentración molar y una concentración estándar de 1 M, de modo que las unidades se cancelan.
3. Para los gases de una mezcla ideal, la actividad de cada componente corresponde a la relación entre su presión parcial y una presión estándar de 1 atm; de nuevo, las unidades se cancelan.



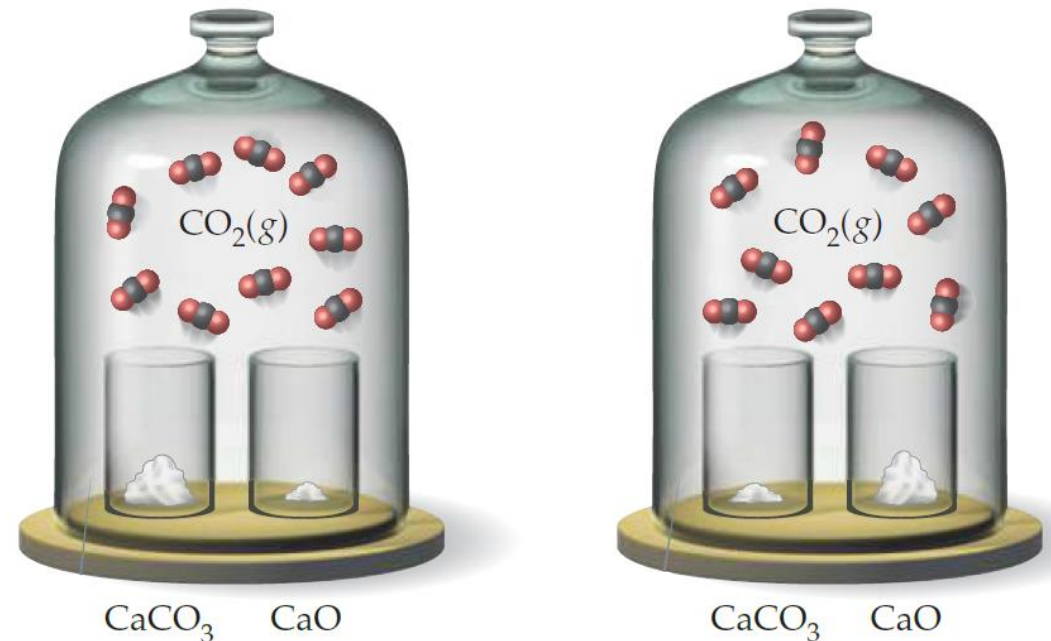
Equilibrio Heterogéneo

Muchos equilibrios implican sustancias que están en la misma fase, usualmente gas o líquido. Estos equilibrios se conocen como equilibrios homogéneos. Sin embargo, en algunos casos las sustancias en equilibrio se encuentran en fases distintas, lo que da lugar a **equilibrios heterogéneos**.



$$K_c = [\text{CO}_2]$$

Las sustancias en estado líquido (*l*) y sólido (*s*) no aparecen en la expresión de *K* porque se asume que su actividad es igual a 1.

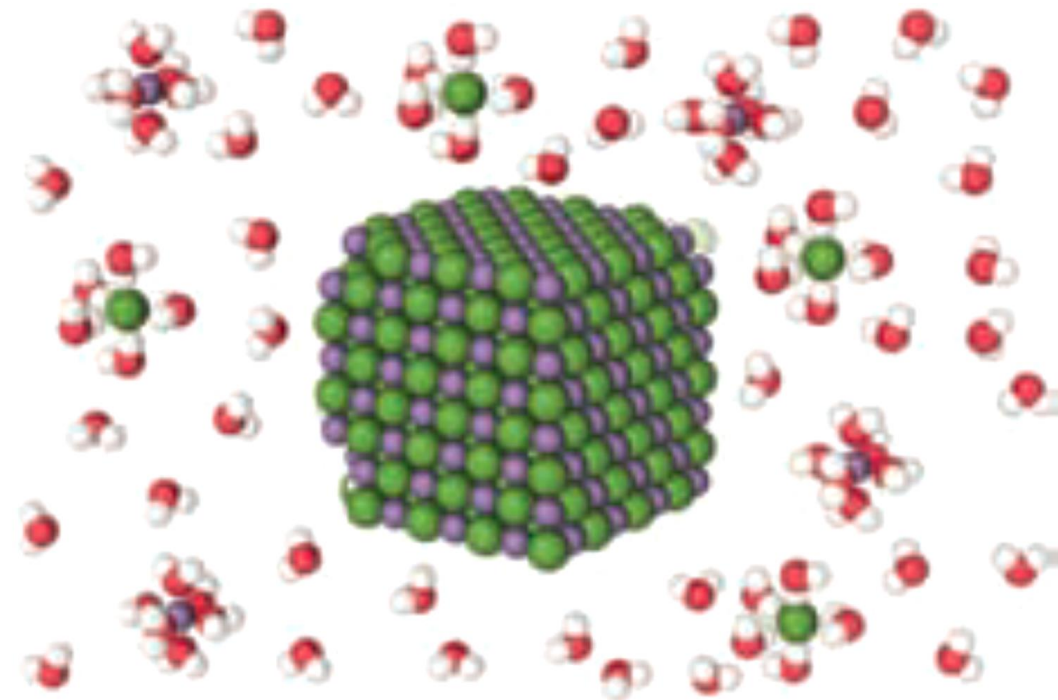
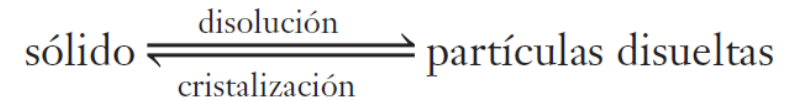




Equilibrio Heterogéneo

Cuando un soluto sólido empieza a disolverse en un disolvente, aumenta la concentración de las partículas del soluto en la solución, incrementando las posibilidades de que algunas partículas de soluto choquen con la superficie del sólido y vuelvan a unirse a este. Dicho proceso, que es el opuesto al proceso de disolución, se conoce como **crystalización**.

La velocidad de los dos procesos opuestos se iguala después de cierto tiempo. En este punto, el sólido y los iones disueltos establecen un equilibrio entre sí.



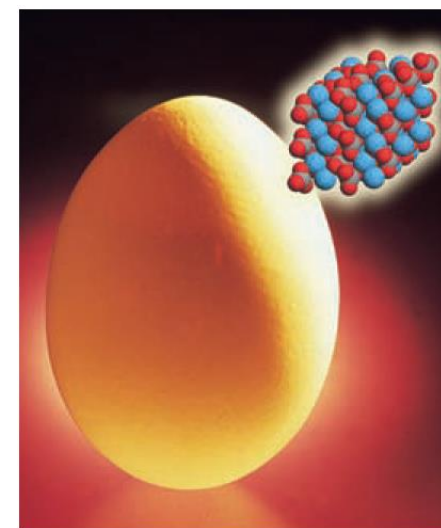
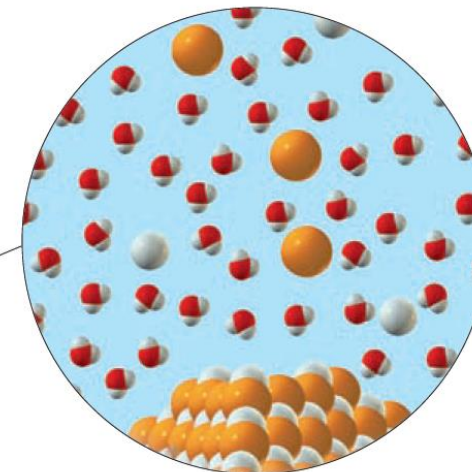
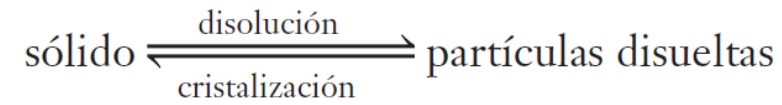
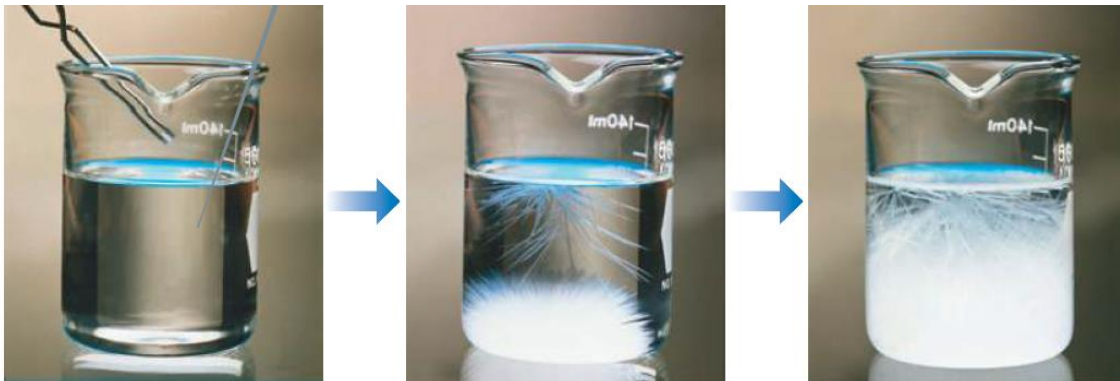


Equilibrio Heterogéneo

Una solución que presenta un equilibrio entre el sólido y los iones disueltos se dice que está **saturada**.

Una solución que contiene una cantidad de iones disueltos, pero podría disolver más cantidad de sólido, se dice que está **insaturada**.

Una solución **sobresaturada** contiene una cantidad de partículas disueltas mayor que una solución saturada, por lo que cualquier perturbación mínima altera el equilibrio hacia la formación del sólido (cristalización) hasta encontrar el punto de saturación.



La formación del cascarón de un huevo se da por un proceso de cristalización.



Equilibrio Químico



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

$$K = \frac{k_d}{k_i}$$

El cociente de las constantes de velocidad específicas k_d y k_i de las reacciones directa e inversa son iguales en el equilibrio.

Reacción
Química

$$K_c$$
$$K_p$$

Equilibrios
Ácido-Base

$$K_a$$
$$K_b$$
$$K_w$$

Equilibrios
de
precipitación

$$K_{ps}$$

Equilibrios
Formación
de complejos

$$K_f$$

Equilibrios
Redox

$$E_c$$



Equilibrio Heterogéneo



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



$$K_{ps}$$

La magnitud de la constante de equilibrio de una reacción nos da información importante sobre la composición de una mezcla en equilibrio.

Si $K \gg 1$ (muy grande): predominan los productos

Si $K \ll 1$ (muy pequeña): predominan los reactivos

Aunque, en cierto grado, casi todos los compuestos son solubles en agua, muchos son tan poco solubles que se les llama “compuestos insolubles”. Aquí se considerarán aquellos compuestos que sólo son ligeramente solubles.

En los equilibrios en que participan sólidos poco solubles en agua, la constante de equilibrio recibe el nombre de **constante del producto de solubilidad, K_{ps}** . El valor de K_{ps} indica la solubilidad de un compuesto iónico, es decir, **cuanto menor sea su valor, menos soluble será el compuesto en agua.**



Las constantes de producto de solubilidad K_{ps} son valores que se pueden encontrar en tablas para muchos compuestos.

De acuerdo con la tabla, en general, las sustancias que presentan baja solubilidad en agua son algunos compuestos de los metales de transición, como por ejemplo los haluros, los sulfuros, los hidróxidos y algunos carbonatos.

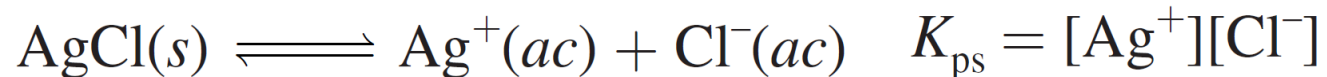
TABLA 16.2 Productos de solubilidad de algunos compuestos iónicos ligeramente solubles a 25°C

Compuesto	K_{ps}	Compuesto	K_{ps}
Hidróxido de aluminio [Al(OH) ₃]	1.8×10^{-33}	Cromato de plomo(II) (PbCrO ₄)	2.0×10^{-14}
Carbonato de bario (BaCO ₃)	8.1×10^{-9}	Fluoruro de plomo(II) (PbF ₂)	4.1×10^{-8}
Fluoruro de bario (BaF ₂)	1.7×10^{-6}	Yoduro de plomo(II) (PbI ₂)	1.4×10^{-8}
Sulfato de bario (BaSO ₄)	1.1×10^{-10}	Sulfuro de plomo(II) (PbS)	3.4×10^{-28}
Sulfuro de bismuto (Bi ₂ S ₃)	1.6×10^{-72}	Carbonato de magnesio (MgCO ₃)	4.0×10^{-5}
Sulfuro de cadmio (CdS)	8.0×10^{-28}	Hidróxido de magnesio [Mg(OH) ₂]	1.2×10^{-11}
Carbonato de calcio (CaCO ₃)	8.7×10^{-9}	Sulfuro de manganeso(II) (MnS)	3.0×10^{-14}
Fluoruro de calcio (CaF ₂)	4.0×10^{-11}	Cloruro de mercurio(I) (Hg ₂ Cl ₂)	3.5×10^{-18}
Hidróxido de calcio [Ca(OH) ₂]	8.0×10^{-6}	Sulfuro de mercurio(II) (HgS)	4.0×10^{-54}
Fosfato de calcio [Ca ₃ (PO ₄) ₂]	1.2×10^{-26}	Sulfuro de níquel(II) (NiS)	1.4×10^{-24}
Hidróxido de cromo(III) [Cr(OH) ₃]	3.0×10^{-29}	Bromuro de plata (AgBr)	7.7×10^{-13}
Sulfuro de cobalto(II) (CoS)	4.0×10^{-21}	Carbonato de plata (Ag ₂ CO ₃)	8.1×10^{-12}
Bromuro de cobre(I) (CuBr)	4.2×10^{-8}	Cloruro de plata (AgCl)	1.6×10^{-10}
Yoduro de cobre(I) (CuI)	5.1×10^{-12}	Yoduro de plata (AgI)	8.3×10^{-17}
Hidróxido de cobre(II) [Cu(OH) ₂]	2.2×10^{-20}	Sulfato de plata (Ag ₂ SO ₄)	1.4×10^{-5}
Sulfuro de cobre(II) (CuS)	6.0×10^{-37}	Sulfuro de plata (Ag ₂ S)	6.0×10^{-51}
Hidróxido de hierro(II) [Fe(OH) ₂]	1.6×10^{-14}	Carbonato de estroncio (SrCO ₃)	1.6×10^{-9}
Hidróxido de hierro(III) [Fe(OH) ₃]	1.1×10^{-36}	Sulfato de estroncio (SrSO ₄)	3.8×10^{-7}
Sulfuro de hierro(II) (FeS)	6.0×10^{-19}	Sulfuro de estaño(II) (SnS)	1.0×10^{-26}
Carbonato de plomo(II) (PbCO ₃)	3.3×10^{-14}	Hidróxido de zinc [Zn(OH) ₂]	1.8×10^{-14}
Cloruro de plomo(II) (PbCl ₂)	2.4×10^{-4}	Sulfuro de zinc (ZnS)	3.0×10^{-23}



Equilibrio Heterogéneo

Consideremos una solución saturada de cloruro de plata que está en contacto con cloruro de plata sólido:



Para la disolución de un sólido iónico en medio acuoso se puede predecir si el equilibrio se desplaza hacia la disolución o hacia la cristalización. Para ello, se debe comparar la constante producto de solubilidad K_{ps} con el producto de las concentraciones molares iniciales de la sustancia, llamado **producto iónico (Q)**. Cuando el equilibrio se desplaza hacia la cristalización, se dice que habrá formación de **precipitado**.

$$K_{ps} = 1.6 \times 10^{-10}$$

$$Q = [\text{Ag}^+]_0[\text{Cl}^-]_0$$

$$\left. \begin{array}{l} Q < K_{ps} \\ [\text{Ag}^+]_0[\text{Cl}^-]_0 < 1.6 \times 10^{-10} \end{array} \right\}$$

Disolución no saturada (sin precipitación)

$$Q = K_{ps}$$

Disolución saturada (sin precipitación)

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.6 \times 10^{-10}$$

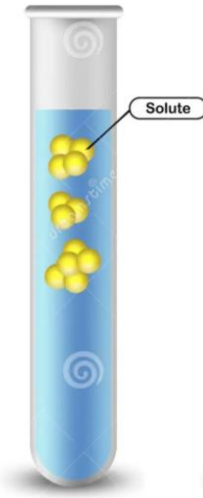
$$Q > K_{ps}$$

$$[\text{Ag}^+]_0[\text{Cl}^-]_0 > 1.6 \times 10^{-10}$$

Disolución sobresaturada; se precipitará AgCl hasta que el producto de las concentraciones iónicas sea igual a 1.6×10^{-10}



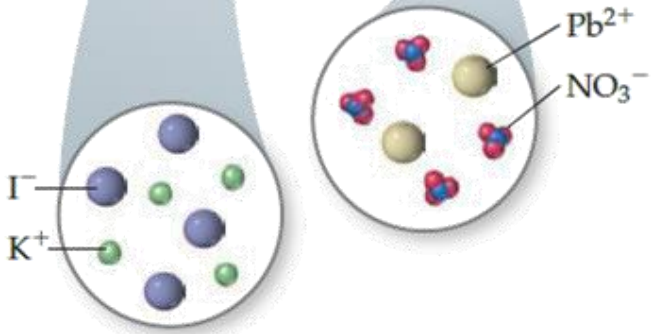
Equilibrio Heterogéneo



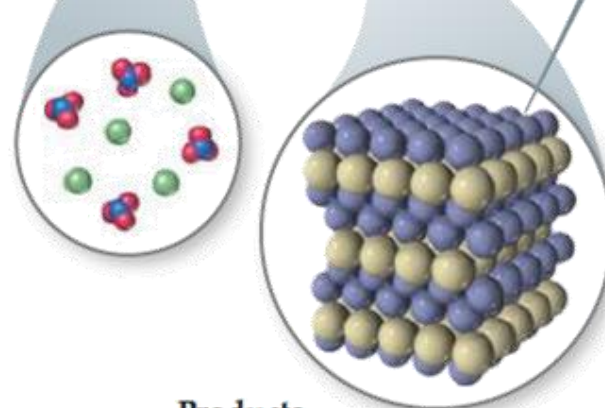
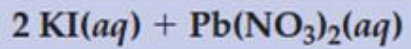
Solvente

Solución

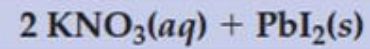
Cristal 3D
de PbI_2



Reactants



Products





Solubilidad molar y solubilidad

Hay dos formas de expresar la solubilidad de una sustancia: como solubilidad molar, que es el número de moles de soluto en un litro de una disolución saturada (mol/L), y como solubilidad, que es el número de gramos de soluto en un litro de una disolución saturada (g/L).

Cuando efectuamos cálculos de solubilidad, del producto de solubilidad, o de ambos, deben recordarse los siguientes puntos importantes:

1. La solubilidad es la cantidad de sustancia que se disuelve en una cantidad determinada de agua para producir una disolución saturada.
2. El producto de solubilidad es una constante de equilibrio.
3. La solubilidad molar, la solubilidad y el producto de solubilidad se refieren todos a una disolución saturada.

Solubilidad:

$$s = \frac{\text{g soluto}}{\text{L solución}}$$

Solubilidad molar:

$$s = \frac{\text{mol soluto}}{\text{L solución}}$$



Solubilidad molar y solubilidad

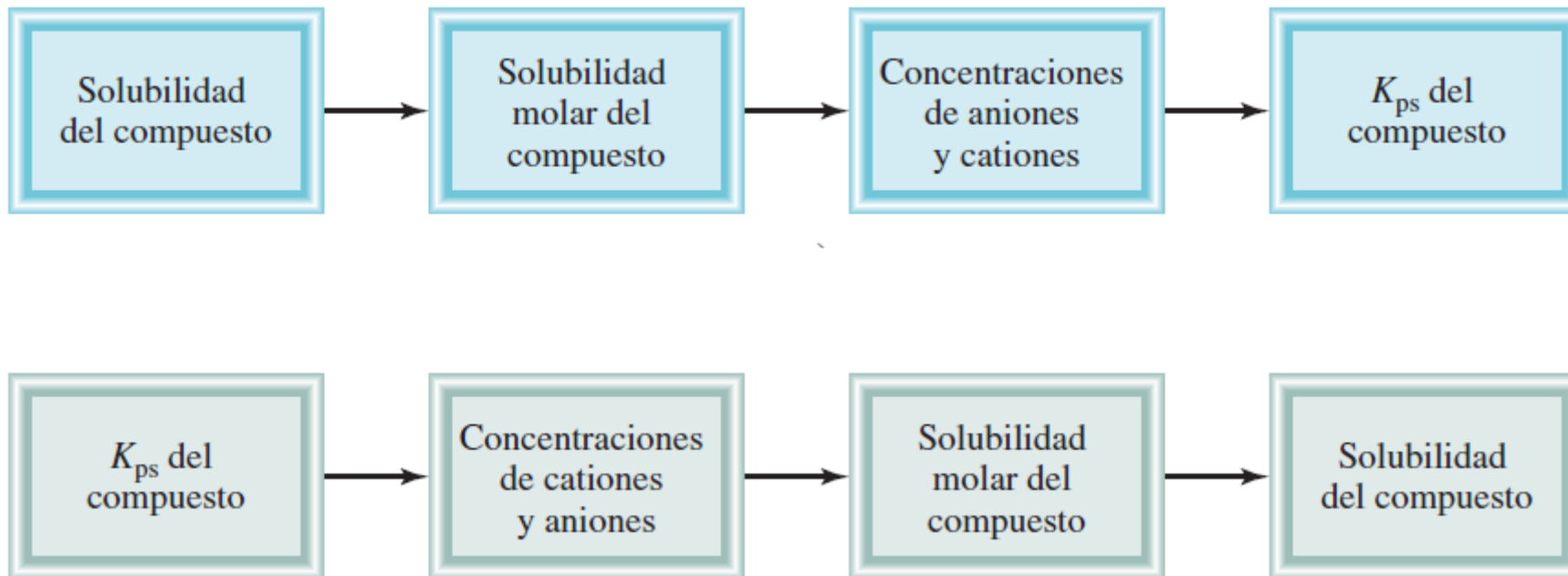
La solubilidad y el producto de solubilidad son cantidades relacionadas. Si conocemos una, podemos calcular la otra, pero se debe tener en cuenta que cada una proporciona información diferente. De igual manera, ambos valores dependen de la estequiometría de la molécula iónica.

Solubilidad:

$$s = \frac{\text{g soluto}}{\text{L solución}}$$

Solubilidad molar:

$$s = \frac{\text{mol soluto}}{\text{L solución}}$$





Solubilidad molar y solubilidad

La solubilidad y el producto de solubilidad son cantidades relacionadas. Si conocemos una, podemos calcular la otra, pero se debe tener en cuenta que cada una proporciona información diferente. De igual manera, ambos valores dependen de la estequiometría de la molécula iónica.

Solubilidad:

$$s = \frac{\text{g soluto}}{\text{L solución}}$$

Solubilidad molar:

$$s = \frac{\text{mol soluto}}{\text{L solución}}$$

TABLA 16.3 Relación entre K_{ps} y solubilidad molar (s)

Compuesto	Expresión K_{ps}	Catión	Anión	Relación entre K_{ps} y s
AgCl	$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
BaSO ₄	$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
Ag ₂ CO ₃	$[\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF ₂	$[\text{Pb}^{2+}][\text{F}^-]^2$	s	$2s$	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
Al(OH) ₃	$[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$	s	$3s$	$K_{ps} = 27s^4; s = \left(\frac{K_{ps}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$[\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{ps} = 108s^5; s = \left(\frac{K_{ps}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$



Equilibrio Heterogéneo



Solubilidad



Factores Generales

Temperatura
Disolvente
Efecto del ion común
Efecto salino



Factores de equilibrio

pH
Formación de complejos*

Los valores de K_{ps}
están tabulados a
25 °C

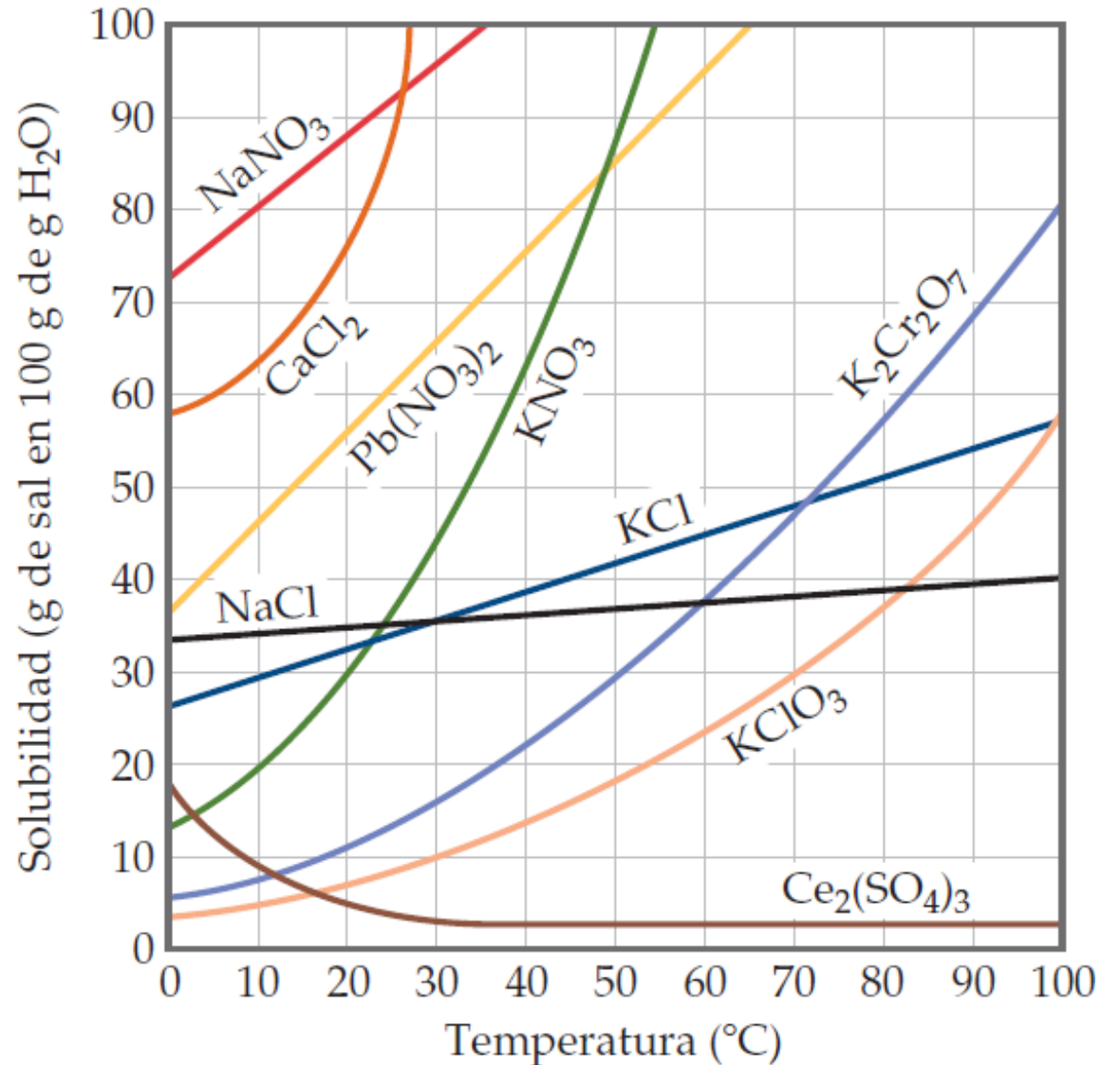
*La formación de complejos será abordada en otra clase



Factores que afectan la solubilidad

La solubilidad de la mayoría de los solutos sólidos en agua aumenta conforme se incrementa la temperatura de la solución.

Generalmente, a mayor temperatura, mayor solubilidad.



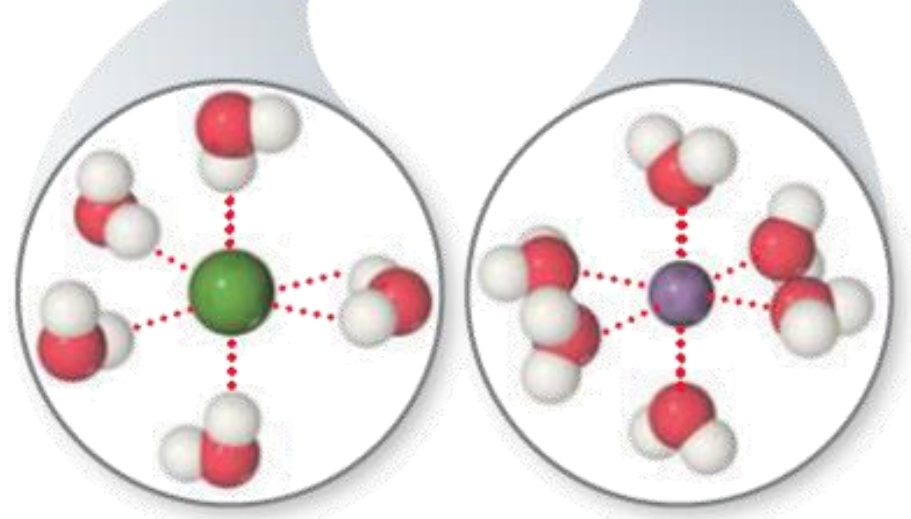
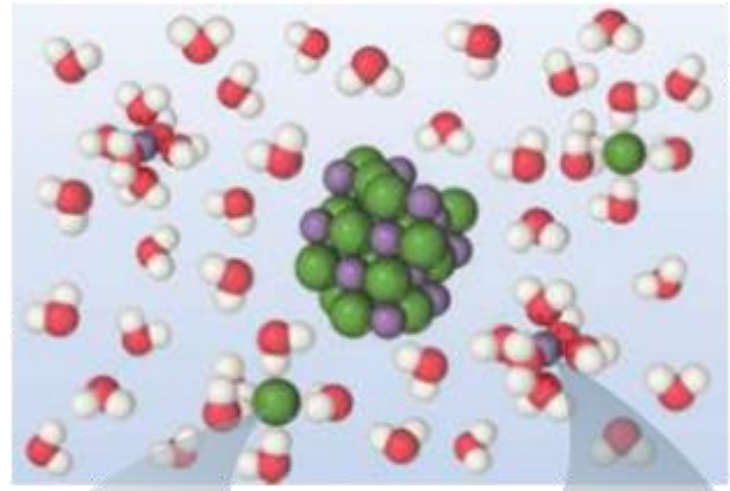
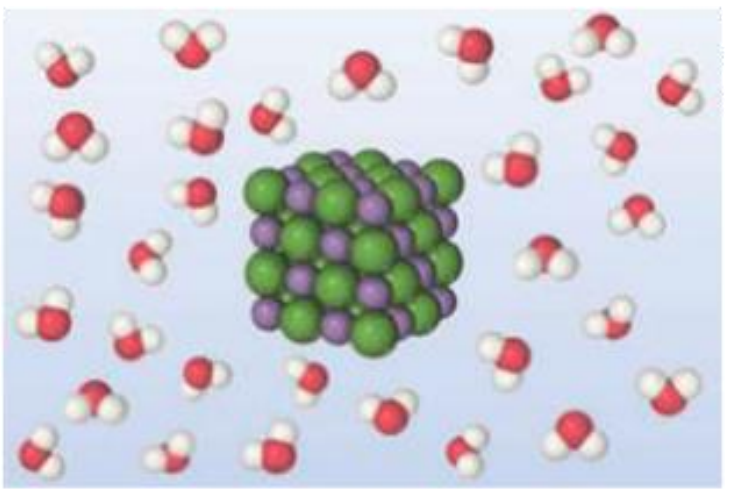


Factores que afectan la solubilidad

Las interacciones soluto-solvente entre el agua y las moléculas de NaCl permiten al sólido disolverse

“Lo semejante disuelve lo semejante”
Lo **polar** disuelve lo **polar**
Lo **apolar** disuelve lo **apolar**

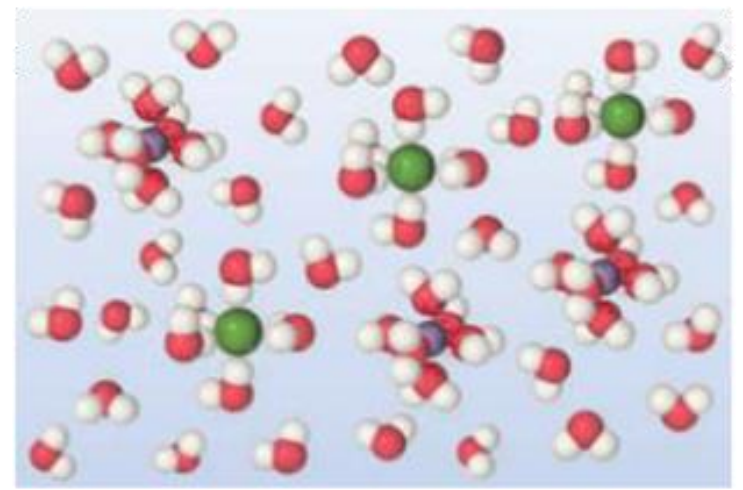
Cristal de NaCl en H₂O



Ion Cl⁻ hidratado

Ion Na⁺ hidratado

Iones hidratados en solución

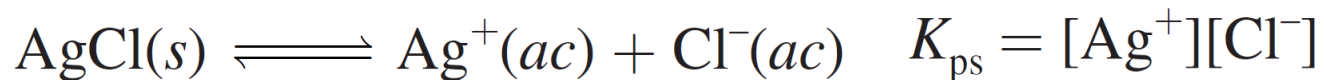




Factores que afectan la solubilidad

Efecto del ión común

Supongamos que tenemos una solución que tiene disueltas dos sustancias que tienen un ion en común, por ejemplo nitrato de plata y cloruro de plata:

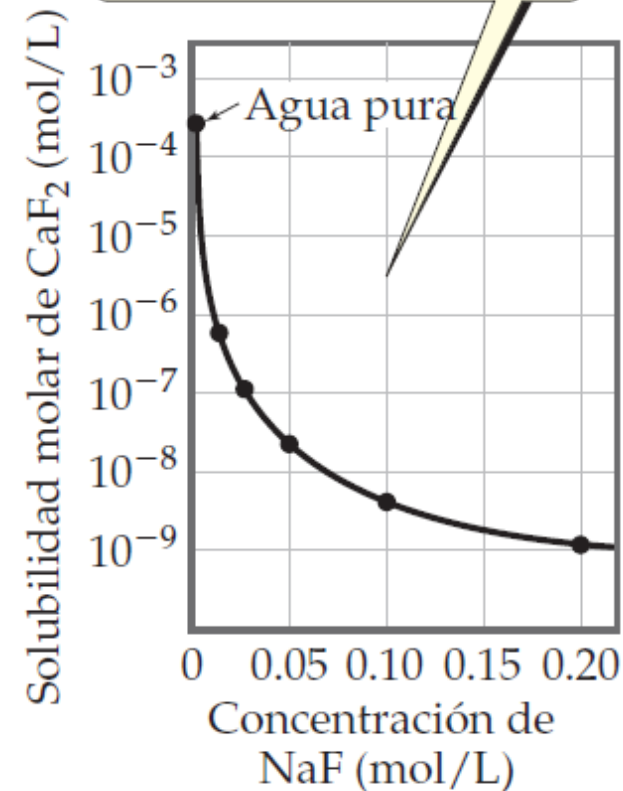


Cuando se añade AgNO_3 a una disolución saturada de AgCl , el incremento de $[\text{Ag}^+]$ hará que el producto iónico sea mayor que el producto de solubilidad:

$$Q = [\text{Ag}^+]_0[\text{Cl}^-]_0 > K_{ps} \quad [\text{Ag}^+] > [\text{Cl}^-]$$

Para restablecer el equilibrio, precipitará una parte de AgCl , como lo predice el principio de Le Châtelier, hasta que el producto iónico vuelva a ser igual a K_{ps} . El efecto que tiene añadir un ion común es, entonces, una disminución de la solubilidad de la sal (AgCl) en la disolución.

La solubilidad de CaF_2 disminuye marcadamente conforme se agrega un ion común (F^-) a la disolución





Factores que afectan la solubilidad

Efecto del pH



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$K_{ps} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$4s^3 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$s^3 = 3.0 \times 10^{-12}$$

$$s = 1.4 \times 10^{-4} M$$

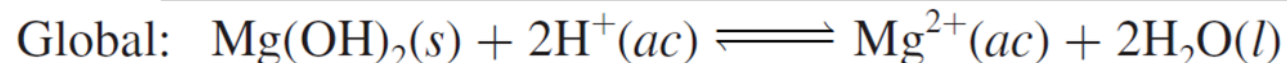
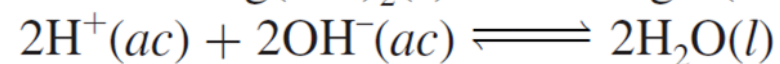
$$[\text{OH}^-] = 2 \times 1.4 \times 10^{-4} M = 2.8 \times 10^{-4} M$$

$$\text{pOH} = -\log(2.8 \times 10^{-4}) = 3.55$$

$$\text{pH} = 14.00 - 3.55 = 10.45$$

La solubilidad de muchas sustancias también depende del pH de la disolución. En el caso del hidróxido de magnesio, se determina la solubilidad con el fin de determinar la concentración de iones hidroxilo que hay en el equilibrio y así conocer el límite de pH que determina la solubilidad.

En un medio con un pH menor que **10.45**, la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ debería aumentar.





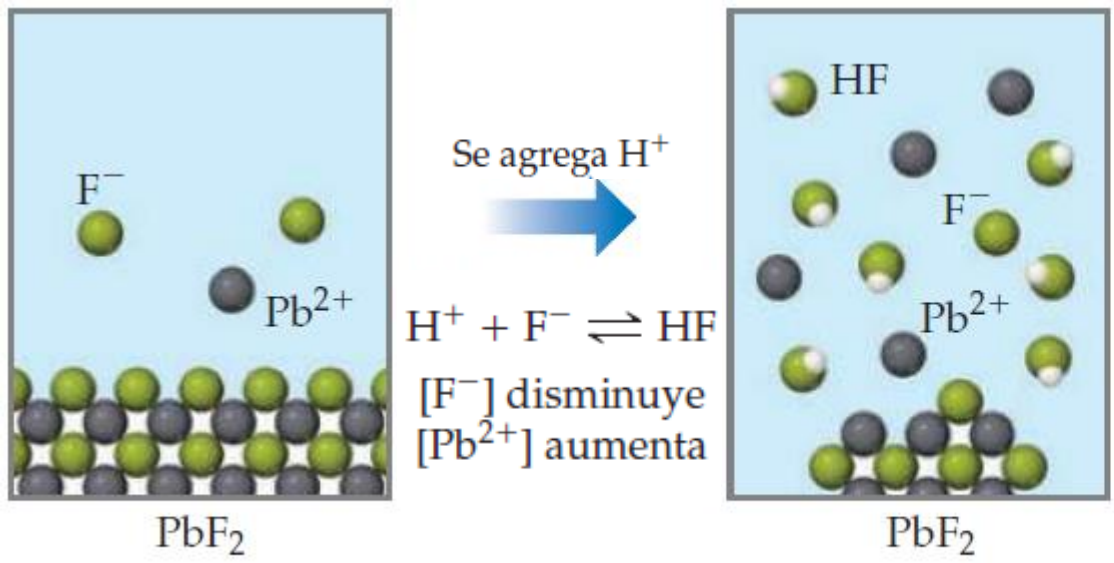
Factores que afectan la solubilidad

Efecto del pH

Sustancia libera H^+ :
se disuelve en OH^-

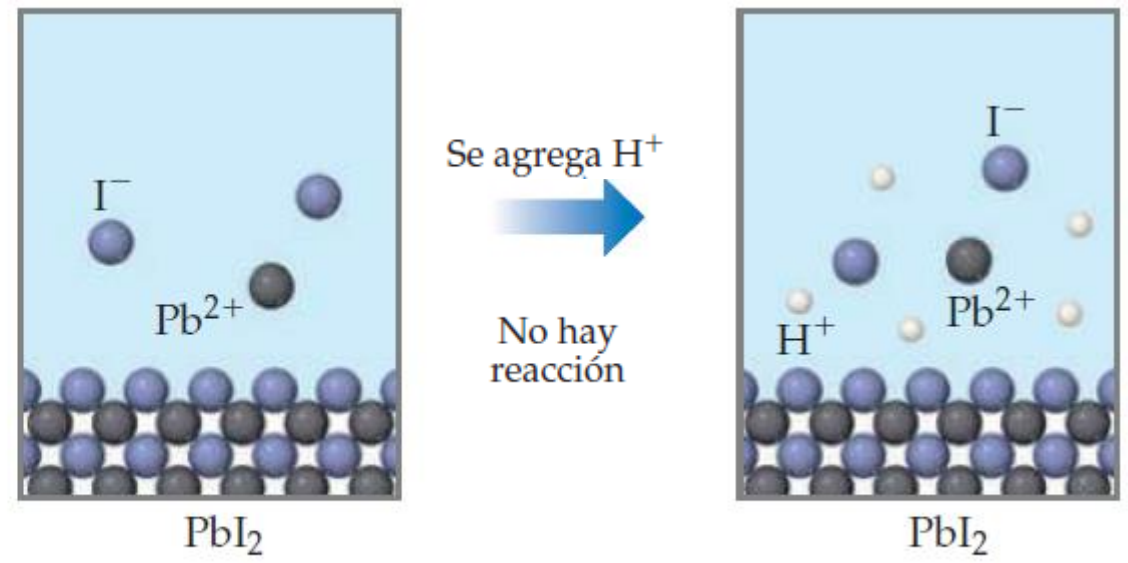
Sustancia libera OH^- :
se disuelve en H^+

Sal cuyo anión es base
conjugada de un ácido débil
La solubilidad aumenta conforme disminuye el pH



(a)

Sal cuyo anión es base
conjugada de un ácido fuerte
La solubilidad inalterada por disminución en el pH



(b)



¿Será soluble?

Solubilidad	Rango (g_{sto}/g_{ste})
Muy soluble	<1
Altamente soluble	1 to 10
Soluble	10 to 30
Medianamente soluble	30 to 100
Ligeramente soluble	100 to 1000
Medianamente insoluble	1000 to 10,000
Prácticamente insoluble o insoluble	$\geq 10,000$

Si $K_{ps} > 1$ la sustancia será soluble.

Si $K_{ps} < 1$, entre más chico el valor de K_{ps} la sustancia será menos soluble.



¿Será soluble?



Las sales de:

- Los elementos del grupo I (Li^+ , Na^+ , K^+ , Cs^+ , Rb^+) son solubles
- Ion amonio (NH_4^+) son solubles
- Ion nitrato (NO_3^-) generalmente son solubles



- Ion Cl^- , Br^- y I^- son solubles, excepto Ag^+ , Pb^{2+} y $(\text{Hg}_2)^{2+}$
- La mayoría de los sulfatos (SO_4^{2-}) son solubles, excepto Ba^{2+} , Ca^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+ y Sr^{2+}
- La mayoría de los hidróxidos son ligeramente solubles, a excepción de NH_4^+ , Li^+ , Na^+ y K^+ .



- La mayoría de los carbonatos (CO_3^{2-}) son insolubles, a excepción de NH_4^+ , Li^+ , Na^+ y K^+ .
- La mayoría de los fosfatos (PO_4^{3-}) son insolubles, a excepción de NH_4^+ , Li^+ , Na^+ y K^+ .



¿Será soluble?

	Br ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	ClO ₃ ⁻	OH ⁻	NO ₃ ⁻	O ²⁻	PO ₄ ³⁻	SO ₄ ²⁻	S ²⁻	Cr ₂ O ₇ ²⁻
Al ³⁺	S	X	S	S	I	S	I	I	S	S	I
NH ₄ ⁺	S	S	S	S	S	S	X	S	S	S	S
Ca ²⁺	S	I	S	S	LS	S	LS	I	S	LS	I
Cu ²⁺	S	I	S	S	I	S	I	I	S	I	I
Fe ²⁺	S	I	S	S	I	S	I	I	S	I	I
Fe ³⁺	S	X	S	S	I	S	I	I	S	I	I
Mg ²⁺	S	I	S	S	I	S	I	I	S	LS	I
K ⁺	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Ag ⁺	I	I	I	S	X	S	I	I	LS	I	I
Pb ²⁺	I	I	I	S	I	S	I	I	LS	I	I
Na ⁺	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Zn ²⁺	S	I	S	S	I	S	I	I	S	I	LS



¿Cómo se forma el cascarón de un huevo?

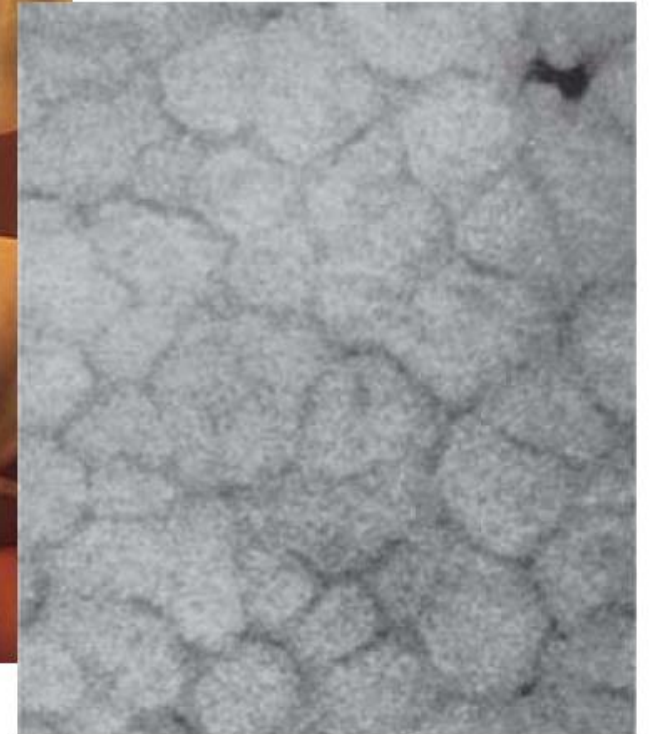
La formación de un cascarón de huevo de gallina es un ejemplo fascinante de un proceso de precipitación natural.

Un cascarón de huevo promedio pesa aproximadamente 5 g y es 40% calcio. La mayor parte del calcio en un cascarón de huevo se deposita en un periodo de 16 horas. Esto significa que este depósito se realiza a una velocidad de aproximadamente 125 mg por hora. Ninguna gallina puede consumir calcio con la suficiente rapidez para cubrir esta demanda. En lugar de ello, esta cantidad la proveen las masas óseas peculiares con las que cuentan los huesos largos de las gallinas, los cuales acumulan grandes reservas de calcio para la formación de los cascarones de huevo. [El calcio inorgánico componente del hueso es el fosfato de calcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, un compuesto insoluble.] Si una gallina tiene una dieta deficiente en calcio, los cascarones de sus huevos se volverán paulatinamente más delgados; ¡quizá tenga que movilizar 10% de la cantidad total de calcio de sus huesos sólo para poner un huevo! Cuando su fuente de calcio es baja de manera constante, la producción de huevos finalmente se detiene.

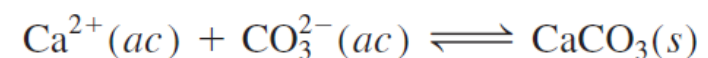
El cascarón de huevo está compuesto en su mayor parte por calcita, una forma cristalina del carbonato de calcio (CaCO_3). Por lo general, las materias primas, Ca^{2+} y CO_3^{2-} , son transportadas por la sangre a la glándula productora del cascarón. El proceso de calcificación es una reacción de precipitación:



Huevos de gallina.

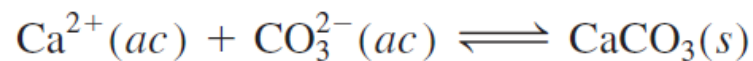


Micrografía de rayos X del cascarón de un huevo de gallina, que muestra columnas de calcita.



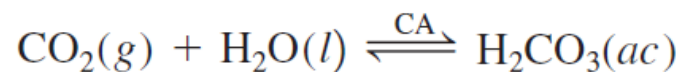


¿Cómo se forma el cascarón de un huevo?

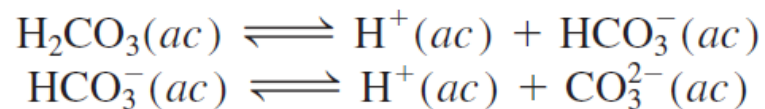


En la sangre, los iones Ca^{2+} libres están en equilibrio con los iones calcio enlazados a proteínas. A medida que los iones libres son consumidos por la glándula productora del cascarón, se producen más por la disociación del enlace proteína-calcio.

Los iones carbonato necesarios para la formación del cascarón son un subproducto metabólico. El dióxido de carbono producido durante el metabolismo se convierte en ácido carbónico (H_2CO_3) por medio de la enzima anhidrasa carbónica (CA):



El ácido carbónico se ioniza por etapas para producir iones carbonato:



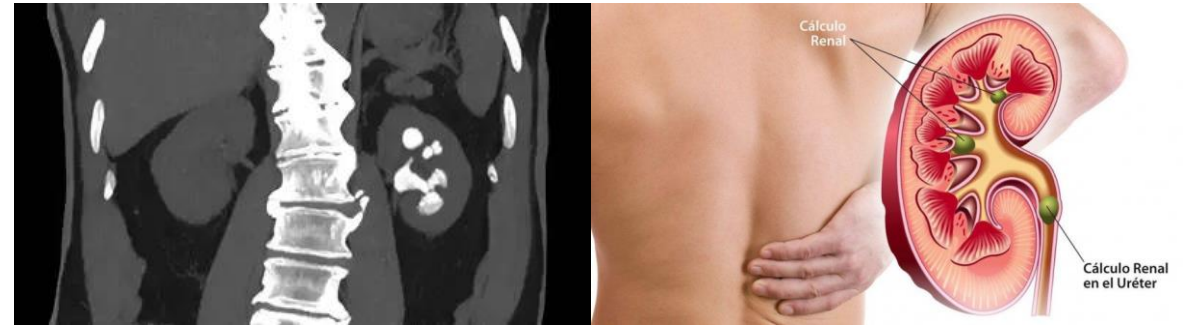
Los pollos no transpiran, por lo que deben jadear para enfriar sus cuerpos. El jadeo expulsa más CO_2 del cuerpo del pollo que la propia respiración normal. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el jadeo cambiará el equilibrio $\text{CO}_2\text{--H}_2\text{CO}_3$ mostrado anteriormente de derecha a izquierda, por lo que la concentración de los iones CO_3^{2-} en disolución descenderá, lo que dará como resultado cascarones de huevo delgados. Este problema se puede resolver dando a las gallinas agua carbonatada para beber en un clima caliente. El CO_2 disuelto en el agua añade CO_2 a los fluidos corporales de la gallina y cambia el equilibrio $\text{CO}_2\text{--H}_2\text{CO}_3$ hacia la derecha.



Litiasis: una reacción indeseable

Si la orina está demasiado concentrada, el calcio, las sales de ácido úrico y otros compuestos químicos disueltos pueden cristalizarse y formar una piedra en los riñones o cálculo renal.

- Aumento de la concentración urinaria de los componentes del cristal (calcio, oxalato, fosfato, ácido úrico o cistina) o disminución de la diuresis.
- Modificaciones en el pH urinario: un pH urinario bajo favorece la formación de cálculos de ácido úrico pues su pKa en orina es 5,5. Sin embargo, un pH alcalino favorece la génesis de los de fosfato cálcico.
- Disminución o cambios en la concentración de inhibidores urinarios de la cristalización o de la agregación cristalina (hipocitraturia).



Calcio



Ácido fosfórico



Ácido oxálico

*Recuerda hidratarte bien, aunque no tengas sed.



Precipitación selectiva de iones

Los iones pueden separarse uno de otro de acuerdo con las solubilidades de sus sales. La separación de los iones en una disolución acuosa utilizando un reactivo que forma un precipitado con uno o más de los iones (pero no con todos), se conoce como **precipitación selectiva** o **precipitación fraccionada**. Los valores de K_{ps} brindan información acerca de cuál de los iones precipitará primero:

Estos valores de K_{ps} indican que el AgI es menos soluble que el AgBr y que éste es menos soluble que el AgCl. En otras palabras, si se tiene una mezcla de sales solubles de haluros y se le agrega solución de iones Ag^+ , precipitará primero el AgI, luego precipitará el AgBr y por último precipitará el AgCl.

Compuesto	Producto de solubilidad K_{ps}
AgCl	1.8×10^{-10}
AgBr	3.3×10^{-13}
AgI	1.5×10^{-16}