

CLASE 5. SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN

Solubilidad: Capacidad que posee una sustancia (solute) para disolverse en otra (solvente) y formar así un sistema homogéneo.



Solución Insaturada:
El solvente tiene la capacidad de admitir más soluto



Solución Saturada:
No se puede disolver más soluto en la solución



Solución Sobresaturada:
La cantidad de soluto supera el máximo permitido por el solvente

NO EXISTE precipitado en el sistema

EXISTE precipitado en el sistema

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Naturaleza del solvente y soluto, así como de las interacciones entre ellos.
"Similar disuelve a lo similar"



H₂O

+

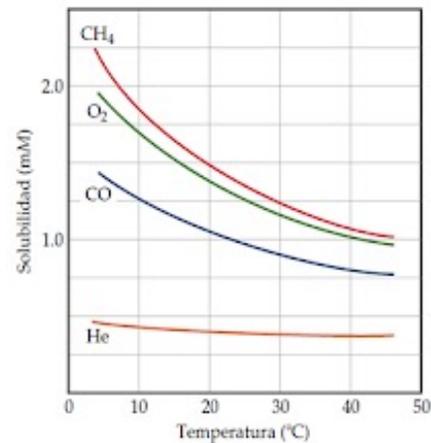
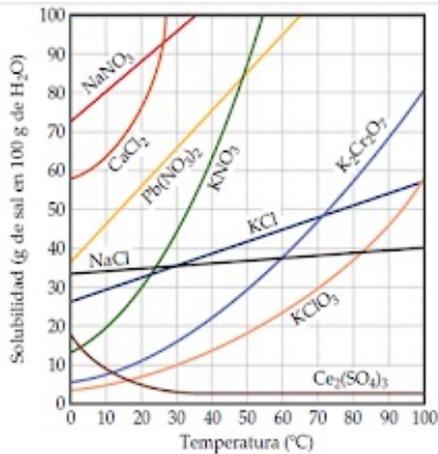
Yodo

CCl₄

+

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

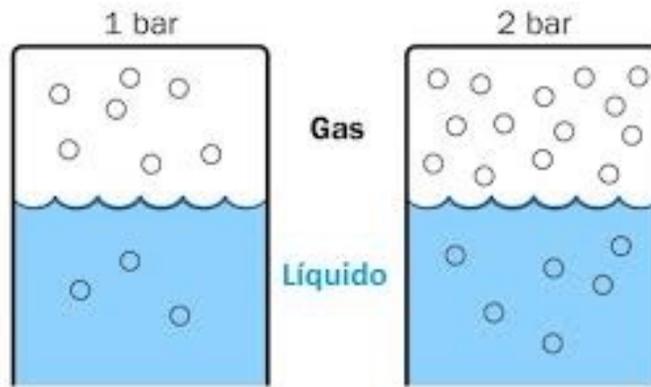
La temperatura: el aumento de esta se obtiene un mayor movimiento de las moléculas en solución, lo que origina una rápida difusión.



FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

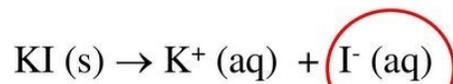
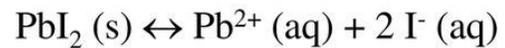
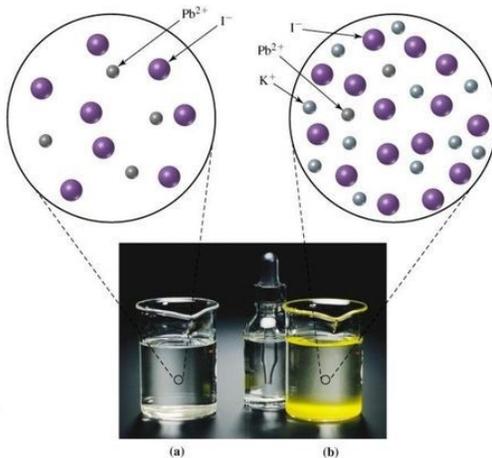
La presión: Afecta sobre todo a los solutos en estado gaseoso, la solubilidad de gases es directamente proporcional a la presión.

LEY DE HENRY



FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Efecto del ion común: La solubilidad de una sal, en general, disminuye cuando se añade un soluto que contiene un ion común.



Ión común

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

pH: El cambio del pH afecta directamente a la solubilidad de los hidroxocomplejos metálicos; en el transcurso de esta unidad aprenderemos que también afecta la precipitación de otras sales.



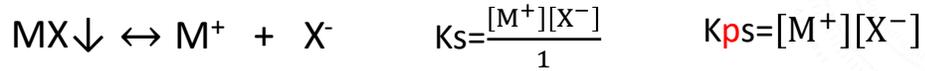
FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Fuerza iónica: El efecto salino tiene lugar cuando el electrolito aporta iones diferentes a los que intervienen en el equilibrio de precipitación. Actúan sobre la actividad de éstos y afectan también al valor del producto de solubilidad. La solubilidad crece con la concentración, así como con la carga del electrolito inerte.

El aumento de la concentración iónica en la disolución produce mayores atracciones entre iones (aumento de la fuerza iónica), lo que produce una disminución de las actividades (concentraciones reales de los iones) con respecto a las concentraciones molares.

EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN

Equilibrio de solubilidad:



Equilibrio de precipitación:



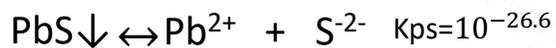
$$K_p = \frac{1}{K_{ps}}$$

DATOS REPORTADOS EN TABLAS DE RINGBOM

Productos de solubilidad de sales metálicas ligeramente solubles.

TABLA A.3 (Cont.)

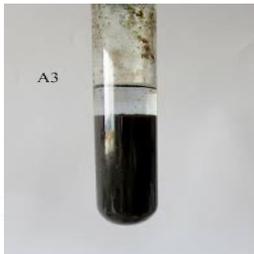
Sal	-log S	
	$\mu = 0$	$\mu = 0,1$ (a menos que se indique otra cosa)
Plomo, Pb ^{II}		
Pb(OH) ₂	16,09	15,7
PbCrO ₄	13,75	12,9
PbMoO ₄	13,0	12,1
Pb ₂ [Fe(CN) ₆]	16,9	14,3
PbCO ₃	13,1	12,3
Pb(N ₃) ₂	8,59	7,9
Pb ₃ (PO ₄) ₂	43,5	40,5
Pb(HPO ₄) ₂	11,36	10,6
Pb ₃ (AsO ₄) ₂		35,4, var.
PbS	26,6	25,8
PbSO ₄	7,78	7,0
PbF ₂	7,57	6,9
PbCl ₂	4,79	4,1
PbBr ₂	4,41	3,7
PbI ₂	8,19	7,5
Pb(IO ₃) ₂	12,58	11,9
PbC ₂ O ₄	10,5	9,7



SOLUBILIDAD MOLAR

La **solubilidad molar** se define como moles de soluto disueltos en 1 L de disolución saturada. Se denomina como **"s"** y sus unidades son mol/L (M).

Equilibrio heterogéneo	PbS↓	↔	Pb²⁺	+	S²⁻	Kps=10^{-26.6}
Eq)			S		S	



$$K_{ps} =$$

$$K_{ps} =$$

$$s = \sqrt{K_{ps}} =$$

SOLUBILIDAD MOLAR

TABLA A.3 (Cont.)

Sal	-log S	
	$\mu=0$	$\mu=0,1$ (a menos que se indique otra cosa)
	Plomo, Pb ^{II}	
Pb(IO ₃) ₂	12,58	11,9

Equilibrio heterogéneo	Pb(IO₃)₂↓	↔	Pb²⁺	+	2IO₃⁻	Kps=10^{-12.58}
Eq)			S		2s	

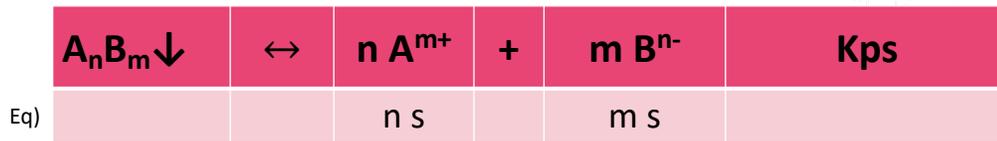


$$K_{ps} =$$

$$K_{ps} =$$

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

SOLUBILIDAD MOLAR



$$K_{ps} =$$

$$K_{ps} =$$

$$K_{ps} =$$

$$s^{n+m} = \frac{K_{ps}}{(n^n)(m^m)}$$

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

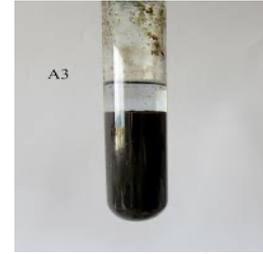
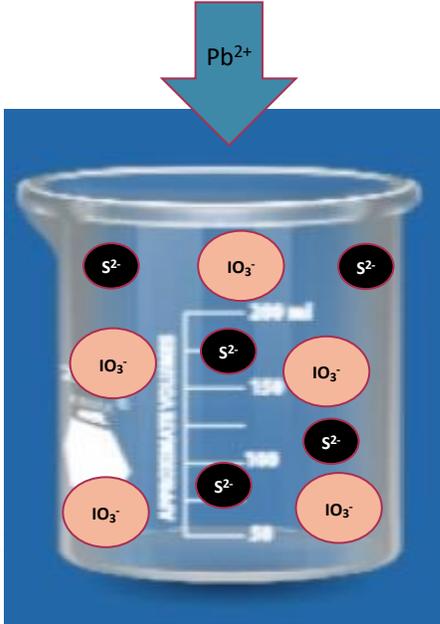
SOLUBILIDAD MOLAR

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

Ejercicios:

$A_n B_m \downarrow$	\leftrightarrow	$n A^{m+}$	+	$m B^{n-}$	K_{ps}
		$n s$		$m s$	
Sustancia	$-\log K_{ps}$	n		m	s
$Cu(IO_3)_2$	7.13				
$Fe_4(P_2O_7)_3$	22.6				
Ag_3AsO_4	19.95				
$Ca_3(PO_4)_2$	26				
$Ce_2(C_2O_4)_3$	25.4				
$Cu_2P_2O_7$	15.1				
* Hg_2Cl_2	17.88				
CuS	35.2				
Tl_2CrO_4	12.01				

PREDICCIÓN DE PRECIPITACIÓN



$PbS \downarrow$



$Pb(IO_3)_2 \downarrow$

PREDICCIÓN DE PRECIPITACIÓN

Suponiendo que S^{2-} y IO_3^- se encuentran a la misma concentración (0.01M) en la solución. ¿Cuál es la concentración de plomo (Pb^{2+}) necesaria para que precipite $PbS \downarrow$ y $Pb(IO_3)_2 \downarrow$. Justificar el orden de precipitación.



$$K_p = \frac{1}{[Pb^{2+}][S^{2-}]}$$

$$K_p =$$

$$[Pb^{2+}]_{sat} =$$

$$[Pb^{2+}]_{sat} =$$



$$K_p = \frac{1}{[Pb^{2+}][IO_3^-]^2}$$

$$K_p =$$

$$[Pb^{2+}]_{sat} =$$

$$[Pb^{2+}]_{sat} =$$

PREDICCIÓN DE PRECIPITACIÓN

Suponiendo ahora el IO_3^- se encuentra diez veces más concentrado que el S^{2-} en la solución. $[\text{IO}_3^-]=0.01\text{M}$, $[\text{S}^{2-}]=0.001\text{M}$ ¿Cuál es la concentración de plomo (Pb^{2+}) necesaria para que precipite $\text{PbS}\downarrow$ y $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2\downarrow$. Justificar el orden de precipitación.



$$K_p = \frac{1}{[\text{Pb}^{2+}][\text{S}^{2-}]}$$

$$K_p =$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{sat}} =$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{sat}} =$$



$$K_p = \frac{1}{[\text{Pb}^{2+}][\text{IO}_3^-]^2}$$

$$K_p =$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{sat}} =$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{sat}} =$$