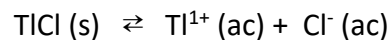
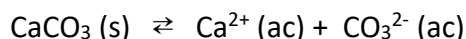
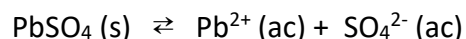
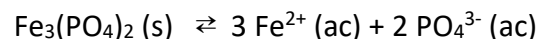
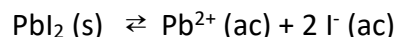
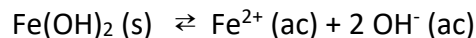
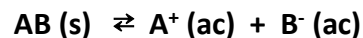
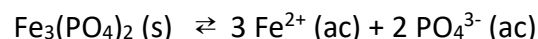


EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS. Son aquellos equilibrios donde hay presente más de una fase (fase sólida-fase líquida- fase gas). En los equilibrios de solubilidad-precipitación los iones disueltos en disolución acuosa están en equilibrio con una fase sólida. Si se añade un sólido en agua se estudiará su solubilidad (equilibrio de solubilidad); si se añaden los iones para formar el sólido se estudiará su precipitación (equilibrio de precipitación). **La máxima concentración (g/L o mol/L) de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente a UNA TEMPERATURA DETERMINADA se denomina SOLUBILIDAD (s).** En estas condiciones se dice que la **disolución está saturada** (no admite más soluto) y las concentraciones de los iones en disolución son las máximas permitidas para dicho equilibrio. Si se quiere aumentar la concentración (**disolución sobresaturada**) es necesario aumentar la temperatura para disolver completamente el sólido y después bajar lentamente hasta la temperatura ambiente (de inicio). Se forma una disolución **metaestable** que contiene disuelta una cantidad de soluto por encima de la saturada. El exceso de sólido volverá a formarse con el tiempo.



Se quiere disolver la máxima cantidad de soluto en un volumen V a una temperatura T. Se inicia con el equilibrio de solubilidad-precipitación.



I	s		-	-
R/F	s		3s	2s
Eq	-		3s	2s

$$K_s = \frac{[Fe^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2}{1} = (3s)^3 \cdot (2s)^2 = 108 s^5$$

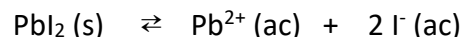
Una constante Ks muy baja indica que las concentraciones máximas de los iones disueltos en el equilibrio son muy pequeñas y la sal es muy poco soluble.

Incógnitas: solubilidad (s), producto de solubilidad (Ks)

La constante de equilibrio no varía si la temperatura permanece constante (y no tiene unidades). Los sólidos no modifican la constante y no aparecen en la definición de Ks. De la fórmula, s sale con unidades de mol/L. Después se podrá pasar a otras unidades (g/L; g/mL ...)

$$S = m_{\max} / V \quad S = n_{\max} / V$$

EFFECTO DE ION COMÚN (LE CHÂTELIER). La presencia de un ion común hace que, al disolver la sal, las concentraciones de saturación en el equilibrio del ion común se alcancen antes y no se pueda disolver más sólido. Al añadir un ion común a la disolución, el exceso de ese ion común desplaza el equilibrio, según Le Châtelier, para disminuir su concentración, favoreciendo así el equilibrio hacia el sólido. La sal se hace menos soluble (más insoluble). ¿Cómo se ve afectada la solubilidad de PbI₂ en presencia de NaI 0,1M?

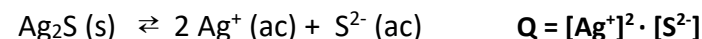


I	s'		-	0,1
R/F	s'		s'	2s'
Eq	-		s'	2s' + 0,1 ~ 0,1 (aprox.)

$$K_s = [Pb^{2+}]^1 \cdot [I^-]^2 = (s')^1 \cdot (0,1)^2 \Rightarrow s' \ll s$$

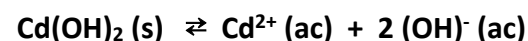
Se calcula la nueva solubilidad s' en presencia del ion común cuyo valor debe ser menor a la solubilidad calculada en ausencia de ese ion.

Criterio de precipitación. Se mezclan dos sales (solubles) para formar una sal insoluble.



- Si $Q > K_s$ Las concentraciones de los iones están por encima de las concentraciones de saturación. Estas tienen que disminuir favoreciendo la formación de sólido.
- Si $Q = K_s$ la disolución está saturada. Aún no hay formación de sólido.
- Si $Q < K_s$ Las concentraciones de los iones están por debajo de las concentraciones de saturación. Es posible seguir añadiendo más soluto sin que se forme precipitado.

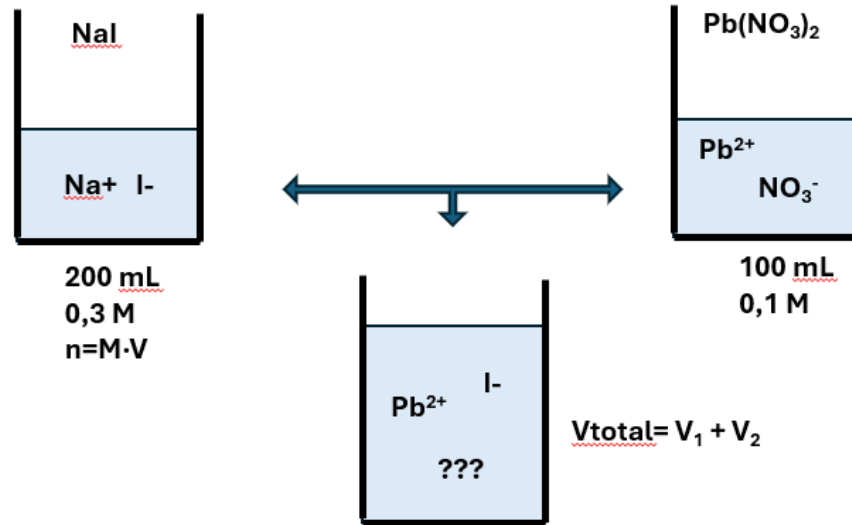
PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER. Influencia del ion común. Solubilidad vs pH



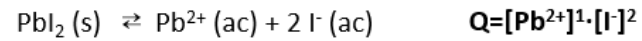
-Por efecto de ion común, al aumentar la concentración de este ion, el equilibrio quiere contrarrestar ese aumento y se desplaza hacia la izquierda. La sal se hace menos soluble.

- Si aumenta el pH, según $pH = -\log[H_3O^+]$, la concentración de oxonio disminuye. Según $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$, la concentración de hidróxido aumenta. Un aumento de este, según Le Châtelier, desplaza el equilibrio hacia la izquierda. La sal se hace menos soluble.

¿SE FORMARÁ ALGÚN PRECIPITADO?



- 1º PASO. Se calcula los moles de cada ion que forma la sal que se quiere analizar. Estequiometría
- 2º PASO. Se calcula las nuevas concentraciones de esos iones en el volumen total de mezcla.
- 3º PASO. Se plantea el equilibrio de solubilidad y se calcula el cociente.



- 4º PASO. Comparar Q con el Ks del equilibrio y verificar si se forma o no precipitado según el caso.