

10.- REACCIONES DE PRECIPITACIÓN.

10.1.- <u>Concepto de solubilidad.</u>	258
10.2.- <u>Solubilidad de los compuestos iónicos.</u>	259
10.2.1.- Solvatación.....	259
10.2.2.- Factores energéticos.....	259
a) Cambio entálpico.	260
b) Cambio entrópico.	260
c) La temperatura.	261
10.3.- <u>Producto de solubilidad.</u>	262
10.4.- <u>Efecto del ion común.</u>	265
10.4.1.- Solubilidad de las sales de ácido débil según el pH.	266
10.5.- <u>Problemas y cuestiones.</u>	266

10.1.- Concepto de solubilidad.

Muchas veces, para separar unas sustancias de otras se utiliza la precipitación, que consiste en la formación de un sólido precipitado a partir de una disolución. Por ejemplo, si tenemos una disolución de iones Pb^{+2} , Cd^{+2} y Na^{+} y añadimos ácido sulfúrico (H_2SO_4), aparece un precipitado de PbSO_4 que si lo filtramos, habremos separado los iones de plomo de la disolución. Métodos muy similares pueden utilizarse para recuperar metales más preciados como el oro o la plata de determinadas disoluciones.

Hay que recordar el concepto de soluto y disolvente en una disolución, (que ya comentamos al hablar en los primeros temas de este curso de la concentración y las distintas formas de expresarla como molaridad, gr/l, % y molalidad).

Una disolución es un sistema homogéneo formado por dos o más componentes. Al componente en mayor proporción se le llama disolvente y al otro u otros soluto, aunque en las disoluciones en las que interviene el agua, a ésta se la denomina disolvente aún estando en menor proporción.

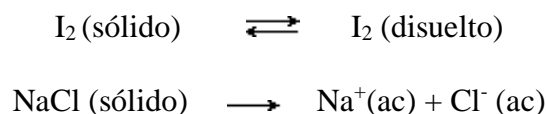
Cuando se va añadiendo soluto a un disolvente a una temperatura determinada, éste se va disolviendo, pero llega un momento en el que el disolvente ya no puede disolver más soluto. En este momento, se dice que la disolución está saturada, y la concentración de soluto en una disolución saturada se llama solubilidad. Es decir, que la solubilidad es la máxima concentración de soluto que un disolvente puede disolver a una temperatura determinada. Las unidades de la solubilidad "s" son las mismas que las de la concentración.



La solubilidad de las sustancias sólidas depende fundamentalmente de tres factores:

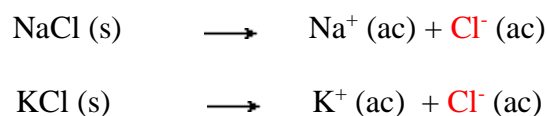
- de la naturaleza del disolvente: generalmente se cumple un antiguo axioma de la Química: Lo semejante disuelve a lo semejante, es decir, un disolvente polar, como el agua, disuelve a los compuestos iónicos y moleculares polares y un disolvente apolar, como el éter, disuelve a los sólidos moleculares apolares.
- de la naturaleza del soluto: Como ya vimos en el tema 3, la solubilidad de un compuesto iónico aumenta al disminuir su energía reticular (los más solubles son los que poseen iones grandes y poco cargados), ya que menor será la energía necesaria para disociarlo en sus iones.
- de la temperatura: Aunque no hay ninguna regla, en general, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura, debido a que existe una mayor movilidad de los iones y las moléculas del disolvente.

Los sólidos disueltos pueden quedar inalterados, (como el I_2 en alcohol), o bien, pueden disociarse en sus iones, (como el NaCl). De cualquier manera, se establece un estado de equilibrio dinámico:



en este último caso, se forman electrolitos y la disolución obtenida conducirá la electricidad.

Los iones que se forman actúan de forma independiente, por ejemplo:



los iones de Cloruro (Cl^-) formados son idénticos y no podemos distinguir los que provienen del cloruro sódico de los que provienen del cloruro potásico.

10.2.- Solubilidad de los compuestos iónicos.

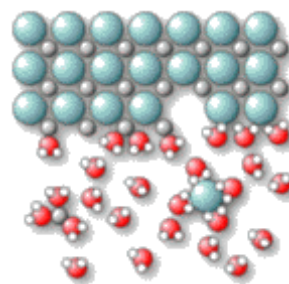
Vamos a estudiar de qué factores depende el que una sustancia se disuelva o no y porqué determinados compuestos son más solubles que otros.

10.2.1.- Solvatación.

Los compuestos iónicos se disuelven principalmente debido a que los iones del sólido interactúan con las moléculas del disolvente.

En el caso del agua, ésta posee un momento dipolar de manera que los cationes quedan rodeados de dipolos orientados con su carga negativa hacia el catión y el anión igual pero al revés.

Esto hace disminuir la atracción entre los iones lo que favorece la disolución, por eso los compuestos iónicos suelen ser insolubles en disolventes apolares.



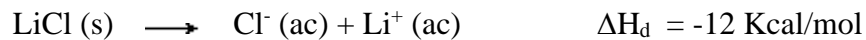
10.2.2.- Factores energéticos.

Desde un punto de vista termodinámico, la solubilidad de un compuesto iónico dependerá de tres factores: cambio entálpico, cambio entrópico y la Temperatura.

Vamos a estudiar cada uno de ellos por separado:

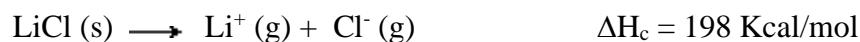
a) Cambio entálpico:

Cuando se disuelve el cloruro de litio en agua, puede observarse la ebullición del disolvente, ya que es una reacción muy exotérmica:

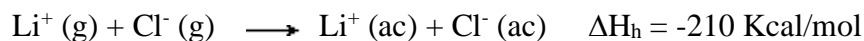


La disolución de cualquier compuesto iónico en agua, consta de dos etapas:

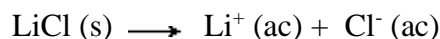
- 1ª etapa: Los iones de la red cristalina se separan, y para ello hay que vencer las fuerzas electrostáticas:



- 2ª etapa: Los iones gaseosos formados, se solvatan con las moléculas del disolvente:



- Proceso global: Si sumamos los dos procesos aplicando la ley de Hess, tenemos:



$$\Delta H_d = \Delta H_c + \Delta H_h = 198 + (-210) = -12 \text{ Kcal/mol}$$

el proceso total será exotérmico siempre que:

$$| \Delta H_h | > | \Delta H_c |$$

Hay sustancias como el cloruro amónico (NH_4Cl), cuya disolución en agua es endotérmica, (necesita calor), pero recordemos que lo que nos dice si un proceso es espontáneo o no, no es ΔH , sino la variación de la función de Gibbs (ΔG).

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

b) Cambio entrópico:

La entropía, como ya vimos, da la idea del desorden del sistema. La disolución representa, en la mayoría de los casos, el paso de un sistema ordenado, (cristal iónico), a otro de desorden iónico. La entropía entonces aumentará y por lo tanto el proceso será favorable ya que:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

si ΔS aumenta, ΔG se hace más negativa y por lo tanto, el proceso será más espontáneo.

En la disolución del LiCl, el proceso está favorecido tanto entálpicamente como entrópicamente, en cambio, en el NH₄Cl, el proceso no está favorecido entálpicamente pero sí entrópicamente y para ciertas temperaturas ΔG será menor que cero (negativo) y por lo tanto se disolverá.

c) La temperatura:

Un aumento de la temperatura, produce siempre un aumento de las vibraciones de los iones en el cristal, por lo tanto, será más fácil vencer las fuerzas electrostáticas y como consecuencia, en general se favorecerá la disolución.

Esto también se puede ver en la ecuación de la función de Gibbs, ya que al estar la temperatura en K y no poder ser negativa, un aumento de la temperatura, hará que la variación de la función de Gibbs se haga más negativa, ya que la entropía en este tipo de procesos será siempre positiva como hemos indicado anteriormente.

En general, el factor entálpico es el que juega un papel más importante en la solubilidad.

Para realizar un estudio cualitativo, vamos a considerar dos aspectos:

- *Factores que influyen en la estabilidad del cristal:* Los cristales que tienen un carácter covalente son menos solubles, es decir, que cuanto más iónico sea el cristal será más soluble en disolventes polares. Por ejemplo: el NaCl es más soluble que el CdS ya que entre los átomos que forman el primer compuesto hay más diferencia de electronegatividades.

- *Factores que influyen en la estabilidad de los iones hidratados:* Los iones de gran carga y pequeña masa tienen gran tendencia a hidratarse por lo que se favorecería la solubilidad, sin embargo, a pesar de que este proceso sería más favorable, hay que tener en cuenta que estos mismos iones (pequeños y de gran carga), son los que más se atraen en el cristal, lo que dificultaría su solubilidad.

Para concluir, podríamos decir, que:

- Son solubles en agua:

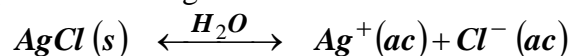
- a) la mayoría de los compuestos de los metales alcalinos y del ion amonio.
- b) casi todos los cloruros, bromuros y yoduros, excepto los de plomo, plata y mercurio.
- c) casi todos los nitratos, cloratos y acetatos.
- d) casi todos los sulfatos a excepción del de calcio, estroncio, bario, plata, plomo y mercurio.

- Son compuestos insolubles en agua:

- a) Casi todos los carbonatos, cromatos, fosfatos y arseniatos excepto los de los metales alcalinos y los del ion amonio.
- b) casi todos los óxidos, hidróxidos, cianuros y sulfuros, a excepción de los de los metales alcalinos y el ion amonio, y escasamente solubles los de calcio y bario.

10.3.- Producto de solubilidad.

Consideremos una sal poco soluble como el cloruro de plata, AgCl. Al disolverse, se producirá el siguiente equilibrio heterogéneo:



cuya constante de equilibrio será:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

Al ser el cloruro de plata una sustancia sólida, en el equilibrio prácticamente permanece constante, por lo que se define el producto de solubilidad K_{ps} como:

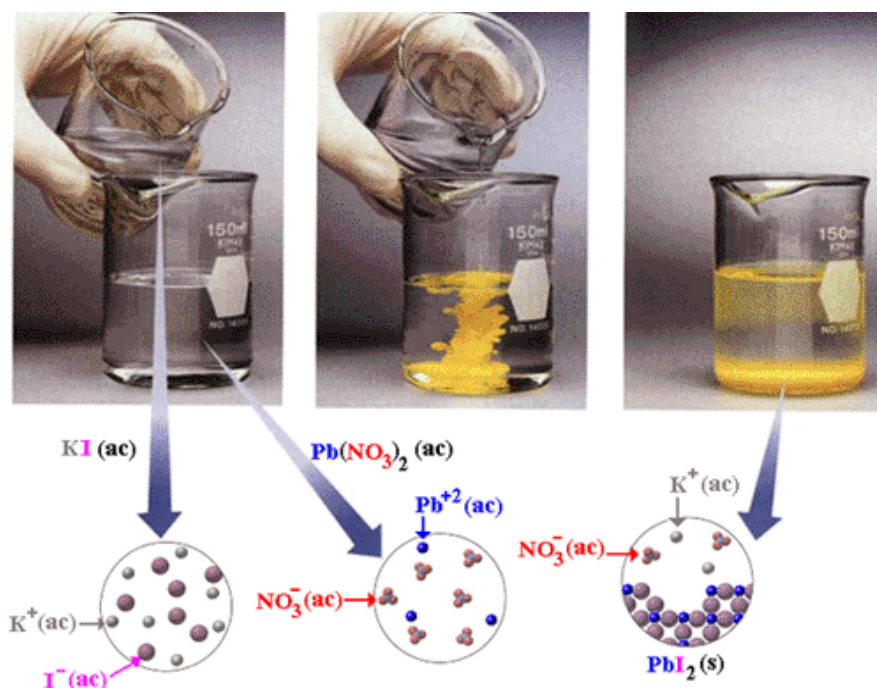
$$K_{ps} = K \cdot [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

En general, para una sustancia iónica insoluble o poco soluble en agua A_xB_y , su producto de solubilidad será:



es decir, el producto de solubilidad es el producto de las concentraciones máximas de los iones en disolución a una temperatura dada.

Los productos de solubilidad K_{ps} sólo se definen para sustancias muy poco solubles, ya que para las sustancias muy solubles, la saturación de sus disoluciones se produce a concentraciones tan elevadas que no se cumple la ley de acción de masas.



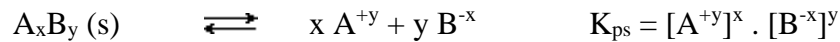
A continuación te damos en la siguiente tabla los productos de solubilidad de algunas sustancias a 15 °C:

Tipo de sal	Fórmula	Expresión	K _{ps}
Fluoruros			
Fluoruro de bario	BaF ₂	[Ba ⁺²].[F ⁻] ²	1'7.10 ⁻⁶
Fluoruro de calcio	CaF ₂	[Ca ⁺²].[F ⁻] ²	3'4.10 ⁻¹¹
Cloruros			
Cloruro de plata	AgCl	[Ag ⁺].[Cl ⁻]	1'0.10 ⁻¹⁰
Cloruro de mercurio (II)	HgCl ₂	[Hg ⁺²].[Cl ⁻] ²	2'0.10 ⁻¹⁸
Cloruro de plomo (II)	PbCl ₂	[Pb ⁺²].[Cl ⁻] ²	1'7.10 ⁻⁵
Yoduros			
Yoduro de plata	AgI	[Ag ⁺].[I ⁻]	8'5.10 ⁻¹⁷
Yoduro de cobre (I)	CuI	[Cu ⁺].[I ⁻]	5'0.10 ⁻¹²
Yoduro de plomo (II)	PbI ₂	[Pb ⁺²].[I ⁻] ²	1'4.10 ⁻⁸
Sulfuros			
Sulfuro de cinc	ZnS	[Zn ⁺²].[S ⁻²]	1'0.10 ⁻²³
Sulfuro de mercurio (II)	HgS	[Hg ⁺²].[S ⁻²]	2'0.10 ⁻⁵²
Sulfuro de cobre (II)	CuS	[Cu ⁺²].[S ⁻²]	8'5.10 ⁻³⁶
Sulfuro de cobalto (II)	CoS	[Co ⁺²].[S ⁻²]	8'0.10 ⁻²²
Sulfuro de plata	Ag ₂ S	[Ag ⁺] ² .[S ⁻²]	1'6.10 ⁻⁴⁹
Hidróxidos			
Hidróxido de aluminio	Al(OH) ₃	[Al ⁺³].[OH ⁻] ³	2'0.10 ⁻³³
Hidróxido de hierro (III)	Fe(OH) ₃	[Fe ⁺³].[OH ⁻] ³	1'1.10 ⁻³⁶
Hidróxido de hierro (II)	Fe(OH) ₂	[Fe ⁺²].[OH ⁻] ²	1'6.10 ⁻¹⁴
Hidróxido de manganeso (II)	Mn(OH) ₂	[Mn ⁺²].[OH ⁻] ²	4'0.10 ⁻¹⁴
Hidróxido de cinc	Zn(OH) ₂	[Zn ⁺²].[OH ⁻] ²	1'8.10 ⁻¹⁴
Hidróxido de plata	Ag(OH)	[Ag ⁺].[OH ⁻]	1'0.10 ⁻⁸
Cromatos			
Cromato de bario	BaCrO ₄	[Ba ⁺²].[CrO ₄ ⁻²]	2'4.10 ⁻¹⁰
Cromato de plata	Ag ₂ CrO ₄	[Ag ⁺] ² .[CrO ₄ ⁻²]	1'2.10 ⁻¹²
Sulfatos			
Sulfato de bario	BaSO ₄	[Ba ⁺²].[SO ₄ ⁻²]	1'0.10 ⁻¹⁰
Sulfato de calcio	CaSO ₄	[Ca ⁺²].[SO ₄ ⁻²]	2'0.10 ⁻⁴
Carbonatos			
Carbonato de calcio	CaCO ₃	[Ca ⁺²].[CO ₃ ⁻²]	1'0.10 ⁻⁸
Carbonato de magnesio	MgCO ₃	[Mg ⁺²].[CO ₃ ⁻²]	2'6.10 ⁻⁵
Carbonato de plomo (II)	PbCO ₃	[Pb ⁺²].[CO ₃ ⁻²]	3'3.10 ⁻¹⁴

Es importante resaltar que los equilibrios heterogéneos son dinámicos, es decir, que con la misma velocidad que el sólido se disuelve, los iones en disolución interaccionan para

volver a dar el sólido precipitado. A diferencia del equilibrio homogéneo, la adición de más sólido no causa cambio alguno en la concentración de los iones en solución, ya que al estar la disolución saturada, todo lo que añadamos de sólido, al no poderse disolver, precipitará directamente.

El producto de solubilidad de una determinada sustancia nos puede servir para averiguar si en unas determinadas condiciones se va a formar un precipitado o no. Por ejemplo, dada la reacción:



- si $[A^{+y}]^x \cdot [B^{-x}]^y > K_{ps}$ las concentraciones de los iones deberán disminuir, de manera que, habrá precipitación hasta que la disolución quede saturada.
- si $[A^{+y}]^x \cdot [B^{-x}]^y = K_{ps}$ no hay precipitación, pero la disolución está saturada, está en el límite para que no haya precipitación.
- si $[A^{+y}]^x \cdot [B^{-x}]^y < K_{ps}$ no hay precipitación, pudiendo albergar la disolución más cantidad de soluto, es decir, no está saturada.

Vamos a ver un ejemplo:

Se mezclan volúmenes iguales de una disolución 0'002 M de $TiNO_3$ y 0'004 M de NaI. ¿Se obtendrá TiI precipitado?.

$$K_{ps} (TiI) = 8'9 \cdot 10^{-8} M^2$$

como las disoluciones que mezclamos son de sales totalmente solubles, la concentración de los iones en la disolución resultante será la mitad ya que al mezclar volúmenes iguales, el volumen total será el doble, es decir:

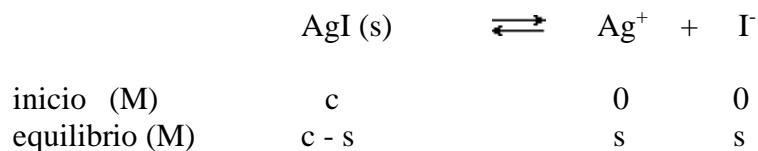
$$[Ti^+] = \frac{0,002}{2} = 0,001 M \quad [I^-] = \frac{0,004}{2} = 0,002 M$$

$$[Ti^+].[I^-] = 0'001 \cdot 0'002 = 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^2/\text{litro}^2$$

a este producto de concentraciones, guardando la misma estructura que el producto de solubilidad, pero que no contiene los valores de las concentraciones en el equilibrio, se le denomina producto iónico. Como dicho producto iónico es mayor que el producto de solubilidad del TiI, sí se producirá precipitado hasta que las concentraciones en disolución se igualen a la solubilidad de dicho compuesto.

Conociendo el producto de solubilidad de una sustancia, puede calcularse su solubilidad en agua, por ejemplo:

Calcular la solubilidad del AgI en agua sabiendo que su producto de solubilidad es $8.5 \cdot 10^{-17}$:



donde "s" son los moles/litro de la sal que se han disuelto, es decir, su solubilidad. El AgI se irá disolviendo hasta que el producto de los iones en disolución sea igual al producto de solubilidad:

$$K_{ps} = 8.5 \cdot 10^{-17} = [\text{Ag}^+].[\text{I}^-] = s \cdot s = s^2$$

luego:

$$s = 9.2 \cdot 10^{-9} \text{ moles/litro}$$

por otro lado, como es obvio, también conociendo la solubilidad de un determinado compuesto iónico, se podrá calcular su producto de solubilidad.

10.4.- Efecto del ion común.

Si se dispone de una disolución saturada de una sal poco soluble en agua, la adición de una sal soluble en agua que contenga un ion común, originará una precipitación de la sal insoluble.

Este efecto no es más que una consecuencia del principio de Le Chatelier sobre el equilibrio químico al variar la concentración de uno de los productos de la reacción, por ejemplo, si tenemos una disolución saturada de sulfato cálcico CaSO_4 y añadimos cloruro cálcico CaCl_2 (ion común Ca^{+2}), o sulfato sódico Na_2SO_4 (ion común SO_4^{-2}), aumentaremos la concentración de uno de los iones de la sal insoluble:



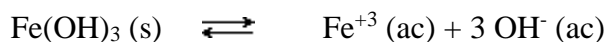
y al añadir algún ion común, estamos aumentando la concentración de los productos de la reacción por lo que el equilibrio se desplazará hacia la izquierda con lo que se formará precipitado.

10.4.1.- Solubilidad de las sales de ácido débil según el pH.

Si la sal procedente de un ácido débil es poco soluble, puede aumentarse su solubilidad añadiendo H_3O^+ (ac) ya que, entonces, éstos se unen al anión de la sal para formar el ácido y al disminuir la concentración de anión puede aumentar la del catión, es decir, que a pH ácido aumenta su solubilidad.

Vamos a ver un ejemplo:

Todos los hidróxidos insolubles pueden solubilizarse en medio ácido ($\text{pH} < 7$).



al añadirse el ácido, va disminuyendo la concentración de OH^- formándose agua, con lo que el equilibrio se desplaza a la derecha. Lo mismo ocurre con las sales del ácido débil, sólo que en este caso en vez de formarse agua, se forma el ácido débil.

Controlando el pH, se puede hacer una precipitación selectiva de varios iones.

10.5.- Problemas y cuestiones.

- 580.- Calcula la solubilidad en gr/l del fosfato plumboso sabiendo que su producto de solubilidad es $1'5 \cdot 10^{-32}$.
- 581.- Sabiendo que la solubilidad en gr/l del CdS es $1'3 \cdot 10^{-11}$, calcular el producto de solubilidad de dicho compuesto.
- 582.- Sabiendo que la solubilidad del fluoruro de estroncio en agua a temperatura ambiente es de 0'23 gr/l, calcula su producto de solubilidad
- 583.- El producto de solubilidad del yodato de plomo (II) a 25 °C vale $2'56 \cdot 10^{-13}$. Calcular la solubilidad de dicha sal en agua expresada en mgr/l.
- 584.- El producto de solubilidad del hidróxido de magnesio toma el valor de $3'4 \cdot 10^{-12}$ a 25°C. Calcular la solubilidad de dicho hidróxido:
a) en agua pura. b) en una disolución de hidróxido sódico de pH=11.
- 585.- A 25 °C, el producto de solubilidad del sulfato de calcio vale $2 \cdot 10^{-4} \text{ M}^2$. Calcular:
a) la solubilidad en gr/l de dicha sal en agua pura a la mencionada temperatura;
b) el peso del precipitado de sulfato de calcio que se obtendrá al disolver 0'04 moles de sulfato de sodio en 500 ml de una disolución saturada de sulfato de calcio.
- 586.- Accidentalmente, 0'01 mgr de NaCl caen dentro de un frasco que contiene 200 ml de una disolución $2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ de nitrato de plata. ¿Aparecerá un precipitado de cloruro de plata?. El producto de solubilidad del AgCl es de 10^{-10}

- 587.- Se ha preparado una disolución conteniendo 10 gr de nitrato de plata y 5 gr de nitrato de plomo(II) en 100 ml de agua. Poco a poco se va añadiendo cloruro potásico hasta que aparece un precipitado.
- ¿Qué ion precipitará primero?
 - ¿Cuál será su concentración cuando el segundo empiece a precipitar?
- Datos: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1'0 \cdot 10^{-10}$ $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 1'7 \cdot 10^{-5}$
- 588.- A 25°C, la solubilidad del fluoruro de calcio (CaF_2) en agua es de 0'22 gr/l. Calcular:
- La molaridad de una disolución saturada de fluoruro de calcio.
 - El producto de solubilidad.
 - La solubilidad en gr/l del fluoruro de calcio en una disolución 1 M de cloruro de calcio.
- 589.- El producto de solubilidad del hidróxido de aluminio a 25 °C es de $2 \cdot 10^{-33}$. Calcular la solubilidad de dicho compuesto a:
- pH = 5
 - pH = 9
- 590.- Calcular la solubilidad del cromato de plata (Ag_2CrO_4), cuyo producto de solubilidad es de $1'2 \cdot 10^{-12}$ en las siguientes condiciones:
- En agua pura.
 - En una disolución 0'01 M de nitrato de plata.
 - En una disolución 0'01 M de dicromato potásico.
 - En una disolución 0'01 M de cromato potásico.
 - En una disolución 0'01 M de cromato de plata.
- 591.- Tenemos una disolución 0'05 M de iones Fe(II) y 0'005 M en iones Fe(III). ¿Qué intervalo de concentración del ion hidróxido sería adecuado para precipitar el ion Fe(III) únicamente?
- DATOS: $K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 1'6 \cdot 10^{-14}$; $K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 4 \cdot 10^{-38}$
- 592.- ¿Qué pH tiene una disolución saturada de hidróxido de magnesio si su producto de solubilidad es de $3'4 \cdot 10^{-12}$?
- 593.- ¿Qué cantidad de nitrato de manganeso(II) se puede disolver, sin que precipite sulfuro de manganeso(II), en una disolución de sulfuro de sodio 0'1 M?
- DATO: $K_{ps}(\text{MnS}) = 1 \cdot 10^{-16}$
- 594.- Se tiene una disolución saturada de cloruro de plata en equilibrio con una determinada cantidad de cloruro de plata sólido. Indicar, de forma cualitativa, qué le ocurrirá al sistema descrito si se realizan las siguientes operaciones:
- se le agregan 2 gr de cloruro de plata.
 - se le agregan 2 gr de cloruro sódico.
 - se le agregan 10 cc. de agua.
 - se evaporan 10 cc. de agua de la disolución.

- 595.- El producto de solubilidad del bromato de plata a 25 °C es de $5 \cdot 10^{-5}$. Se mezclan 40 cc. de una disolución 0'1 M de nitrato de plata con 60 cc. de bromato sódico 0'2 M.
- ¿se formará algún precipitado? En caso afirmativo, indicar de qué compuesto se trata y por qué.
 - Determinar la concentración de los iones presentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.
- 596.- El hidróxido de magnesio es una sustancia ligeramente soluble en agua. El pH de una disolución saturada de dicho hidróxido es de 10'38. Determinar:
- su producto de solubilidad.
 - su solubilidad en agua en mol/litro.
 - su solubilidad en una disolución 0'01 M de hidróxido sódico.
- 597.- Explica la diferencia entre el producto iónico y el producto de solubilidad de una sal.
- 598.- Una disolución saturada de carbonato de estroncio ($K_{ps} = 7 \cdot 10^{-10}$), ¿será una disolución muy concentrada, concentrada, diluida o muy diluida?
- 599.- Una disolución saturada de fluoruro de calcio está en equilibrio con fluoruro de calcio sólido. Indica qué sucederá si se realizan las siguientes operaciones:
- Se añaden 1,5 g de fluoruro de sodio.
 - Se añaden 1,5 g de fluoruro de calcio.
 - Se añaden 5 ml de agua.
- 600.- ¿En cuál de estas tres disoluciones se disolverá una mayor cantidad de $PbCl_2$?
- Agua pura.
 - Una disolución 0,1 M de nitrato de plomo (II).
 - Una disolución 0,1 M de cloruro de sodio.
- 601.- Razona por qué se cumple:
- El cloruro de plata es más soluble en una disolución de yoduro de sodio que en agua pura.
 - El sulfato de plomo (II) es menos soluble en una disolución de sulfato de sodio que en agua pura.
- $K_{ps}(AgCl) = 1,7 \cdot 10^{-10}$ $K_{ps}(AgI) = 1,5 \cdot 10^{-16}$
- 602.- Una disolución acuosa contiene varios iones que pueden precipitar con el ion plata, tales como los iones cloruro, yoduro y cromato en concentración 0,1M cada uno. Explica lo que sucederá al ir agregando paulatinamente una disolución acuosa de nitrato de plata.
- Los productos de solubilidad del cloruro de plata, yoduro de plata y cromato de plata son, respectivamente, $1,7 \cdot 10^{-10}$, $1,5 \cdot 10^{-16}$ y $1,9 \cdot 10^{-12}$.
- 603.- Supongamos que tenemos hidróxido de manganeso (II) sólido en el fondo de una disolución y en equilibrio con sus correspondientes iones. Explica que sustancia podríamos añadir si queremos:
- Disolver el precipitado.
 - Aumentar la cantidad de precipitado.

- 604.- Se tiene el sistema en equilibrio: $\text{Fe(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{+2}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$.
Explica cómo se modifica la solubilidad del Fe(OH)_2 :
1) Cuando se añade Fe(OH)_2 sólido. 2) Al disminuir el pH.
- 605.- Para preparar 250 ml de disolución saturada de bromato de plata se utilizaron 1,75 g de esta sal. ¿Cuanto vale el producto de solubilidad del bromato de plata?.
- 606.- Calcula cuántos gramos de iodato de cobre (II) se pueden disolver en 5 l de agua si su producto de solubilidad es $K_{\text{ps}} = 7,4 \cdot 10^{-8}$.
- 607.- ¿Precipitará carbonato de cinc al mezclar 50 ml de disolución 0,01 M de carbonato de sodio con 200 ml de disolución 0,05 M de nitrato de cinc?. El producto de solubilidad del carbonato de cinc es $K_{\text{ps}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$.
- 608.- Una disolución saturada de hidróxido de cinc tiene un pH = 8,35. Calcula:
a) su $\text{p}K_{\text{ps}}$
b) su solubilidad en g/l.
- 609.- Sabiendo que los productos de solubilidad del cloruro de plata y del fosfato de plata son, respectivamente, $1,7 \cdot 10^{-10}$ y $1,8 \cdot 10^{-18}$, deduce cuál de estas dos sales es más soluble en agua.
- 610.- La solubilidad del carbonato de plata es 0,0032 g/100 ml.
a) Calcula el producto de solubilidad de dicha sal.
b) ¿Se formará precipitado cuando se mezclan 30 ml de disolución de carbonato de sodio 0,8 M con 450 ml de disolución de nitrato de plata 0,5 M?.
- 611.- El pH de una disolución saturada de hidróxido de calcio tiene el valor de 12,434. Calcula:
a) La solubilidad y el $\text{p}K_{\text{ps}}$ del hidróxido de calcio.
b) Los gramos de hidróxido de calcio que precipitan si se mezclan 250 ml de disolución 0,01 M de nitrato de calcio con 50 ml de disolución 0,1 M de hidróxido de sodio.
- 612.- El producto de solubilidad, a 25 °C, del acetato de plata es $K_{\text{ps}} = 2,3 \cdot 10^{-3}$. Calcula cuántos gramos de este compuesto se disolverán, a esta temperatura, en 100 ml de:
a) Agua pura.
b) Una disolución 0,2 M de nitrato de plata.
Compara y comenta los resultados obtenidos.
- 613.- Disponemos de 250 ml de disolución saturada de hidróxido de calcio, cuyo producto de solubilidad es $K_{\text{ps}} = 8 \cdot 10^{-6}$.
a) ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio obtendríamos al evaporar el agua de la disolución?
b) ¿Cuánto vale el pH de la disolución saturada de hidróxido de calcio?
c) ¿Qué le pasaría al pH de esta disolución si añadiésemos agua?
d) ¿Qué añadirías a la disolución para que precipitase hidróxido de calcio?

- 614.- Si a un determinado volumen de agua se añaden AgCl (s) y AgBr (s) en exceso, ¿cuáles serán las concentraciones de Ag^+ , Cl^- y Br^- en el equilibrio?.
 $K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}$, $K_{\text{ps}}(\text{AgBr}) = 5 \cdot 10^{-13}$.
- 615.- El producto de solubilidad del fluoruro de bario es $1,7 \cdot 10^{-6}$. Calcula:
a) La solubilidad en g/l del fluoruro de bario.
b) Los gramos de fluoruro de sodio que se deben añadir a 100 ml de disolución 0,005 M de nitrato de bario para iniciar la precipitación del fluoruro de bario.
- 616.- A una disolución 0,1 M en Ca^{+2} y 0,1 M en Ba^{+2} se añade lentamente sulfato de sodio sólido que se disuelve totalmente (supón que no hay variación del volumen total).
a) ¿Cuál es la concentración de SO_4^{-2} cuando comienza a aparecer el primer precipitado?.
b) ¿Cuánto valen las concentraciones de Ca^{+2} y Ba^{+2} cuando comienza a aparecer el segundo precipitado?.
 $K_{\text{ps}}(\text{CaSO}_4) = 2,4 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{ps}}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.
- 617.- Se mezclan 10 ml de disolución 0,1 M de cloruro de bario con 40 ml de disolución 0,1 M de sulfato de sodio. ¿Precipitará sulfato de bario?. En caso afirmativo calcula los gramos que precipitan, así como las concentraciones de todos los iones presentes en la disolución, tras la precipitación. El producto de solubilidad del sulfato de bario es $1,1 \cdot 10^{-10}$.
- 618.- Una disolución es 0,001 M en Sr^{+2} y 2 M en Ca^{+2} . Si los productos de solubilidad del sulfato de estroncio y sulfato de calcio valen $7,6 \cdot 10^{-7}$ y $2,4 \cdot 10^{-5}$, respectivamente:
a) ¿qué catión precipitará antes al añadir lentamente sulfato de sodio?.
b) ¿qué concentración quedará del primero cuando empiece a precipitar el segundo?.
- 619.- Por medio de análisis se ha encontrado que una disolución de AgCl en equilibrio con su precipitado, tiene $1,3 \cdot 10^{-5}$ moles de Ag^+ por litro. Calcula el producto de solubilidad de dicha sal.
- 620.- Por medio de análisis se ha comprobado que una disolución de tetraoxofosfato (V) de plata, contiene $3,4 \cdot 10^{-5}$ moles por litro de ión fosfato cuando está en equilibrio con la fase sólida. Calcula el producto de solubilidad de dicha sal.
- 621.- ¿Cual debe ser la concentración de Ag^+ presente en una disolución que contiene $1 \cdot 10^{-4}$ moles/l de Cl^- , para que empiece a formarse precipitado?. $K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}$
- 622.- En una disolución saturada de fluoruro de calcio, cuyo producto de solubilidad es $3,9 \cdot 10^{-11}$ calcula:
a) concentración de iones F^- cuando sólo existe dicha sal en la disolución.
b) lo mismo cuando la disolución es además 0,2 M en cloruro cálcico.
c) concentración de Ca^{+2} cuando la disolución es 0,2 M en fluoruro de sodio.

- 623.- A una disolución acuosa conteniendo iones cloruro y cromato, ambos en la misma concentración 0,01 M, se le añade gota a gota disolución acuosa de nitrato de plata.
- ¿qué sal precipita primero?
 - calcula la concentración de Ag^+ necesaria para que comience la precipitación.
 - calcula la concentración de ión Ag^+ para que empiece a precipitar el segundo anión.
 $K_{ps}(\text{AgCl})=1,7 \cdot 10^{-10}$ $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,9 \cdot 10^{-12}$
- 624.- ¿Qué sucede cuando a una disolución 0,1 M en NaCl y 0,1 M en NaBr se le añade gota a gota una disolución diluida de AgNO_3 ?. Escribe las ecuaciones de las reacciones. ¿Qué compuesto precipita primero? ¿por qué?. Calcula la concentración de Br^- en la disolución cuando empiece a precipitar el segundo compuesto.
 $K_{ps}(\text{AgBr})=1 \cdot 10^{-12}$ $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}$
- 625.- La solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en agua pura es de 0,0032 g/l.
- Calcula el producto de solubilidad.
 - ¿Qué concentración de H^+ será necesaria para evitar que precipite el hidróxido de manganeso(II) en una disolución que es 0,06 M en Mn^{+2} ?
- 626.- El producto de solubilidad del hidróxido de calcio es $7,9 \cdot 10^{-6}$
- ¿Cual es el pH de una disolución saturada de dicho hidróxido?
 - ¿Cuantos gr de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se disolverán en 100 ml de una disolución cuyo pH=14?
- 627.- Se mezclan $5 \cdot 10^{-5}$ moles de sulfato de hierro (III) y $1 \cdot 10^{-5}$ moles de hidróxido bórico, con agua suficiente para dar 1 litro de disolución. ¿Se formará precipitado?. Justificar la respuesta numéricamente. $K_{ps}(\text{BaSO}_4)=1,5 \cdot 10^{-9}$ $K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 6 \cdot 10^{-38}$
- 628.- A 25 °C una disolución saturada de hidróxido de cinc contiene 0,27 mg de dicho hidróxido por litro.
- Calcula el producto de solubilidad.
 - A un litro de disolución de pH = 10 a 25°C se le añade poco a poco y agitando, 10 mg de cloruro de cinc. Indica, mediante el uso de los cálculos necesarios, si se obtendrá precipitado de hidróxido de cinc.
- 629.- El producto de solubilidad del cloruro de plata es $1,2 \cdot 10^{-10}$. Calcula la concentración de iones plata en una disolución obtenida al mezclar 50 ml de nitrato de plata 0,4 M con 50 ml de cloruro de aluminio 0,5 M.
- 630.- El K_{ps} del bromato de plata, AgBrO_3 , vale $5,2 \cdot 10^{-5}$. Se mezclan 40 ml de disolución de nitrato de plata 0,1 M con 60 ml de disolución de bromato de sodio 0,2 M.
- ¿Se formará algún precipitado?. Justifica la respuesta numéricamente.
 - Determina la concentración de los iones presentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.
- 631.- El hidróxido de magnesio es ligeramente soluble en agua.
- El pH de una disolución saturada es 10,38. Determina el valor del producto de solubilidad de dicho hidróxido.
 - Determina, en moles/litro, la solubilidad de dicho hidróxido en agua.

- 632.- El producto de solubilidad del sulfato de plomo (II), a 25 °C, es igual a $2 \cdot 10^{-8}$. Calcula la concentración máxima de iones Pb^{+2} que admitiría en una disolución en la que existe una concentración de sulfato de sodio de 0,142 g/litro.
- 633.- Si se mezclan volúmenes iguales de disolución de carbonato de sodio, de concentración 10^{-3} M, y de cloruro de bario de concentración 10^{-4} M, determina si precipitará carbonato de bario, cuyo producto de solubilidad es $8 \cdot 10^{-9}$
- 634.- Se tiene una disolución de nitrato de plata y se añade cromato potásico sólido hasta obtener una $[\text{CrO}_4^{-2}] = 10^{-3}$ M. ¿Cual será la concentración de Ag^+ en la disolución resultante?
Datos: $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,9 \cdot 10^{-12}$
- 635.- ¿Qué podemos hacer para disolver un precipitado de carbonato de calcio?. Justifica la respuesta.
- 636.- El hidróxido de calcio es poco soluble en agua. Inicialmente se dispone de 100 cc. de una disolución saturada de dicho hidróxido en equilibrio con hidróxido de calcio sólido. Indicar, razonándolo, si la masa del sólido inicialmente presente, aumenta, disminuye o no se modifica, al añadirle:
- agua.
 - gotas de disolución concentrada de NaOH.
 - disolución concentrada de HCl.
 - gotas de disolución concentrada de NaCl.
 - gotas de disolución concentrada de CaCl_2 .