

UNIDADE 6. EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDADE.

1. CONCEPTOS PREVIOS.

2. CURVAS DE SOLUBILIDADE.

3. EQUILIBRIO PRECIPITADO-ÍONS LIBRES. PRODUTO DE SOLUBILIDADE.

4. SOLUBILIDADE E PRODUTO DE SOLUBILIDADE.

5. FACTORES QUE INFLÚEN NA SOLUBILIDADE.

5.1. Influencia da temperatura.

5.2. Influencia de ión común.

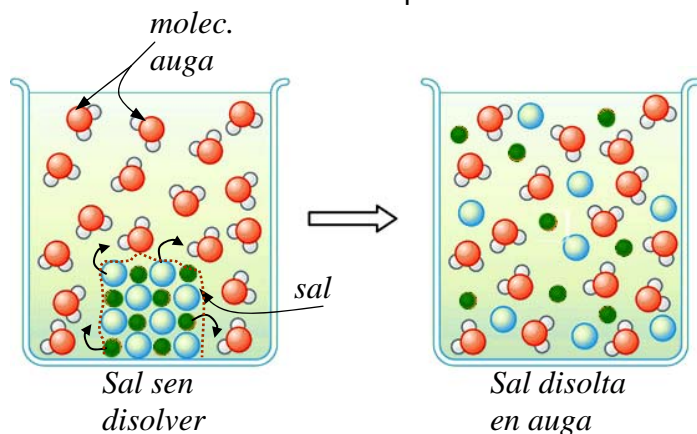
5.3. Efecto salino.

5.4. Influencia do pH.

6. EXERCIZOS PRÁCTICOS DO TEMA.

1. CONCEPTOS PREVIOS.

Como vimos no tema 1 as mesturas homoxéneas ou **disolucións** presentan igual composición e propiedades en todo o sistema. Distinguíamos nelas **soluto** – compoñente que se atopa en menor cantidade- no caso da figura inferior o sal, e **disolvente** –compoñente maioritario- a auga.



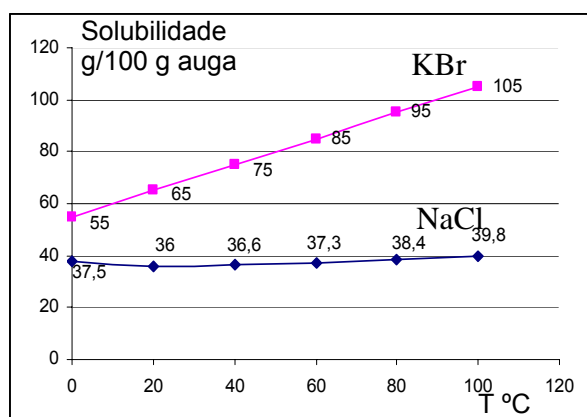
No tema 1 repasábase o concepto de disolución saturada. Ó ir engadindo sal á certa cantidade de auga, o sal que é un composto iónico vaise disolvendo como ves na figura da esquerda, ata chegar un momento en que precipita no fondo do vaso. Se di entón que a solución está **saturada**.

Polo tanto disolución **Saturada**: Aquela que contén a máxima cantidade de soluto posible disolta en certa cantidade de disolvente a unha temperatura dada. Esa

concentración chámase **solubilidade**, e se expresa en g/L ou mol/L disolución, tamén podemos atopala expresada en g soluto/100 g de auga.

Todos os **compósitos iónicos** se disolven en auga, algúns deles coma os cloruros de prata ou de chumbo, sulfato de mercurio e outros fano nunha proporción tan pequena, inferior a 0,1 g/100 g de auga, que podemos cualificalos de **insolubles**.

2. CURVAS DE SOLUBILIDADE.



Estas curvas representan a solubilidade fronte a temperatura. Vemos na figura da esquerda a curva de solubilidade de 2 compósitos iónicos: KBr e NaCl. Mentres que para o bromuro potásico a solubilidade aumenta coa temperatura, adoita ser o caso xeral ó seren esta disolución un proceso endotérmico, para o sal común practicamente non cambia.

Exercicio 1: Axúdate da figura para achar a cantidade de KBr que podes disolver en medio

litro de auga a 80 °C. Se a auga se arrefría ata os 40 °C, canto precipitado aparecerá?

Na figura a solubilidade a 80°C é:

S= 95 g/100 g auga , co cal :

Sal disolta ½ litro auga= 95 g/100 g auga . 500 g auga= 475 g sal se poden disolver

Vemos que a solubilidade a 40°C é:

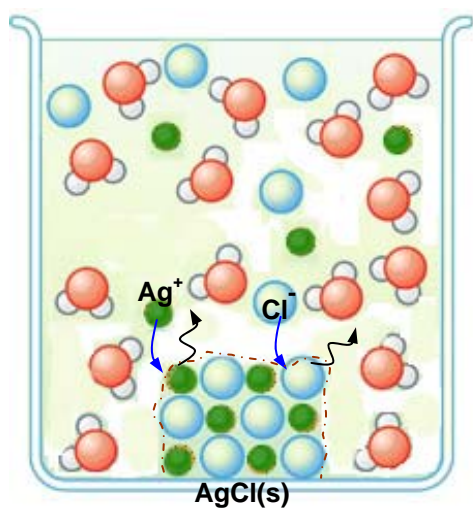
S= 75 g/100 g auga , co cal :

Sal disolta ½ litro auga= 75 g/100 g auga . 500 g auga= 375 g sal pódese disolver

Precipitado a 40° C= Sal inicialmente disolta- Sal soluble = 475 -375 = 100 g KBr

3. EQUILIBRIO PRECIPITADO-ÍONS LIBRES. PRODUTO DE SOLUBILIDADE.

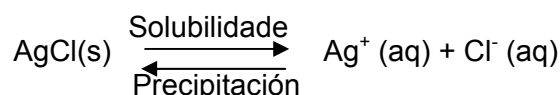
O equilibrio precipitado-ións libres presentes na disolución corresponde a unha reacción química reversible; trátase dun equilibrio heteroxéneo (ver tema 4 apartado 8) no que un composto iónico sólido (sólido) se solubiliza para dar lugar a unha disolución acuosa dos ións que o forman.



Equilibrio dinámico heteroxéneo

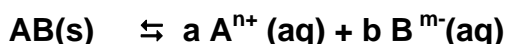
Tomemos por exemplo a disolución da sal AgCl(s) . Na **saturación** chégase a un **equilibrio** entre os ións libres presentes na disolución (fase líquida: Ag^+ e Cl^-) e o sólido precipitado (fase sólida: AgCl(s)). Este equilibrio é **dinámico** -ver figura da esquerda- significa que é igual a velocidade coa que os ións libres son atrapados e pasan a fase sólida do precipitado, á velocidade coa que os ións do precipitado se solubilizan e pasan a fase líquida.

Este **equilibrio dinámico** do proceso de disolución-precipitación se representa pola ecuación reversible:



Lembra : $\text{Ag}^+(\text{aq})$ - Ión prata acuoso; rodeado de moléculas de auga (fase líquida).

De xeito xeral teremos:



Exemplo o sal sulfuro bismuto: $\text{Bi}_2\text{S}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Bi}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{S}^{2-}(\text{aq})$; onde $a=2$; $b=3$

A constante deste equilibrio virá dada por: $K = \frac{[\text{A}^{n+}(\text{aq})]^a \cdot [\text{B}^{m-}(\text{aq})]^b}{[\text{AB(s)}]}$

Como viches no tema 4 de equilibrio, a concentración dos sólidos puros na fase sólida é constante e englobámola nunha nova constante de equilibrio K' :

$$K' = [\text{A}^{n+}(\text{aq})]^a \cdot [\text{B}^{m-}(\text{aq})]^b$$

Esta constante recibe o nome de **produto de solubilidade**, K_{ps} , o seu valor é:

$$K_{ps} = [\text{A}^{n+}(\text{aq})]^a \cdot [\text{B}^{m-}(\text{aq})]^b \quad (K_{ps} \text{ depende da temperatura})$$

O produto de solubilidade (K_{ps}) dun composto é o produto das concentracións molares (mol/L) dos ións constituintes do composto, elevada cada unha á potencia do seu coeficiente estequiométrico na ecuación de equilibrio.

Exercicio 2: Escribe a expresión de K_{ps} do equilibrio precipitado-disolución da sal:

a) PbI_2 . b) BaSO_4

a) A reacción de equilibrio é : $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$

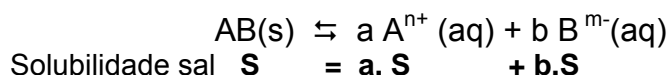
$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2$$

b) A reacción de equilibrio é : $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

4. SOLUBILIDADE E PRODUTO DE SOLUBILIDADE.

En xeral para unha sal AB que se disocia conforme á ecuación:



A solubilidade **S** valerá:

$$S = \frac{[A^{n+}]}{a} = \frac{[B^{m-}]}{b} \quad (*)$$

Como vimos para o equilibrio precipitado-disolución desta sal cúmprese:

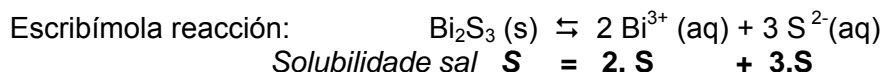
$$K_{ps} = [A^{n+}(\text{aq})]^a \cdot [B^{m-}(\text{aq})]^b \quad ; \text{ ó substituír (*) queda:}$$

$$K_{ps} = [aS]^a \cdot [bS]^b \quad ; \text{ despexamos S:}$$

$$S = \sqrt[a+b]{\frac{K_{ps}}{a^a \cdot b^b}}$$

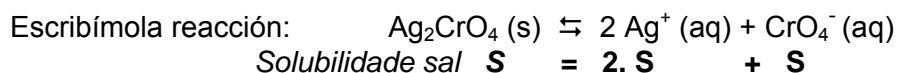
Esta ecuación permítenos obter a **solubilidade** dunha sal se coñecemos o valor do seu K_{ps} , que recollen táboas para a maioría das sales en condicións estándar. Polo tanto, poderemos **predicir** a formación de **precipitados** ao mesturar disolucións no caso da presenza de ións que orixinan sales insolubles.

Exercicio 3: Calcular o K_{ps} do sulfuro de bismuto Bi_2S_3 se unha solución saturada deste composto contén $1,8 \cdot 10^{-15}$ mol por cada litro de disolución.



$$K_{ps} = [\text{Bi}^{3+}]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]^3 = [2S]^2 \cdot [3S]^3 = 4S^2 \cdot 27S^3 = 108 \cdot S^5 = 108 \cdot (1,8 \cdot 10^{-15})^5 = 2,0 \cdot 10^{-72}$$

Exercicio 4: Escribe a reacción do equilibrio e calcula a solubilidade do cromato de prata Ag_2CrO_4 se o valor do seu $K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-12}$.



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = [2S]^2 \cdot [S] = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,2 \cdot 10^{-12}}{4}} = 6,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Fíxate que poderías ter aplicado a fórmula que vimos máis arriba:

$$S = \sqrt[a+b]{\frac{K_{ps}}{a^a \cdot b^b}} = \sqrt[2+1]{\frac{K_{ps}}{2^2 \cdot 1^1}} = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 6,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Exercicio 5: Se $K_{ps} \text{ AgCl} = 1,78 \cdot 10^{-10}$ e $K_{ps} \text{ Ag}_2\text{CrO}_4 = 1,2 \cdot 10^{-12}$, qué sal é máis soluble?

Parece máis soluble o AgCl por ter un K_{ps} máis grande, pero é a solubilidade a que debemos determinar para nos decidir.

$S_{Ag_2CrO_4} = 6,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ (xa calculada no exercizo anterior)

$$S_{AgCl} = \sqrt[1+1]{\frac{K_{ps}}{1 \cdot 1^1}} = \sqrt[1+1]{\frac{1,78 \cdot 10^{-10}}{1^2 \cdot 1^1}} = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como a solubilidade do Ag_2CrO_4 é maior ca da $AgCl$, é máis soluble o Ag_2CrO_4 .

* Formarase precipitado ou non? O produto iónico Q

Queremos saber se cando se mesturan disolucións se formará un precipitado. Para iso calcularase o **produto iónico Q**, que se determina do mesmo xeito que o K_{ps} , agás que se empregan as **concentracións iniciais** en lugar das concentracións do equilibrio.

Por exemplo, no caso do sal Ag_2CrO_4 teremos:

$$Q = [Ag^+]_{\text{inicial}}^2 \cdot [CrO_4^{2-}]_{\text{inicial}}$$

Para predicir se haberá formación de precipitado analízase a relación entre Q e K_{ps} :

$Q > K_{ps}$	$Q < K_{ps}$
Haberá formación de precipitado ata que as concentracións satisfagan o K_{ps}	Non haberá formación de precipitado. Todos os ións en solución.

Exercizo 6: Mestúranse 750,0 mL dunha solución de nitrato de cerio (III) $Ce(NO_3)_3$ $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ con 300,0 mL dunha solución de KIO_3 $2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$. Indicar se precipitará $Ce(IO_3)_3$. (Dato: $K_{ps} Ce(IO_3)_3 = 1,9 \cdot 10^{-10}$)

É preciso achar as concentracións iniciais do $[Ce^{3+}]$ e $[IO_3^-]$:

$$[Ce^{3+}]_{\text{inicial}} = \frac{\text{moles Cerio}}{\text{volumen total mestura}} = \frac{750,0 \text{ mL} \cdot 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}{(750,0 + 300,0) \text{ mL}} = 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[IO_3^-]_{\text{inicial}} = \frac{300,0 \text{ mL} \cdot 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}{(750,0 \text{ mL} + 300,0 \text{ mL})} = 5,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

O produto iónico Q do $Ce(IO_3)_3$ será:

$$Q = [Ce^{3+}]_{\text{inicial}} \cdot [IO_3^-]_{\text{inicial}}^3 = 2,86 \cdot 10^{-3} \cdot (5,71 \cdot 10^{-3})^3 = 5,32 \cdot 10^{-10}$$

Como $Q > K_{ps}$ formarase un precipitado de $Ce(IO_3)_3$ ó mesturar as solucións.

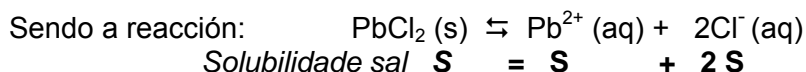
5. FACTORES QUE INFLÚEN NA SOLUBILIDADE.

5.1. Influencia da temperatura.

En xeral a solubilidade aumenta coa temperatura. Como recolle o apartado 2 deste tema, as curvas de solubilidade para a maioría das sales presentan unha pendente positiva. Isto quere dicir que o K_{ps} aumenta coa temperatura. En certos casos podemos aplicar a ecuación de Van't Hoff :

$$\ln \frac{K_{ps}(T_1)}{K_{ps}(T_2)} = \frac{-\Delta H^\circ_R}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Exercicio 7: Para o equilibrio : $\text{PbCl}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{Cl}^- (\text{aq})$ $\Delta H_f = 193,2 \text{ KJ/mol}$.
Se a 20°C a solubilidade do PbCl_2 é de $0,0355 \text{ mol/L}$. A que temperatura a súa solubilidade será $0,1 \text{ mol/L}$? ($R = 8,314 \text{ J/(K.mol)}$)



$$K_{ps} \text{ a } 20^\circ \text{C} \Rightarrow K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = [\text{S}] \cdot [2\text{S}]^2 = 4\text{S}^3 = 4 \cdot (0,0355)^3 = 1,79 \cdot 10^{-4}$$

$$K_{ps} \text{ a } T^\circ \text{C} \Rightarrow K_{ps} = 4\text{S}^3 = 4 \cdot (0,1)^3 = 4,0 \cdot 10^{-3}$$

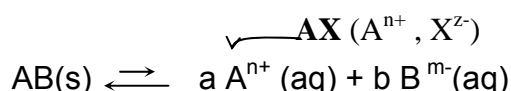
Aplicámola ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_{ps}(T_1)}{K_{ps}(T_2)} = \frac{-\Delta H^\circ_R}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \Rightarrow \ln \frac{1,79 \cdot 10^{-4}}{4,0 \cdot 10^{-3}} = \frac{-193200}{8,314} \cdot \left(\frac{1}{293} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Ó resolver obtemos: $T_2 = 304,9 \text{ K} = 31,9^\circ \text{C}$

5.2. Influencia de ión común.

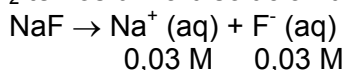
Aumentando a concentración dun dos ións (exemplo A^{n+}) que constitúen a sal insoluble (AB) ó engadir outra sal (exemplo AX) que o conteña ,o equilibrio desprázase cara a esquerda para contrarrestar o aumento de A^{n+} en solución segundo:



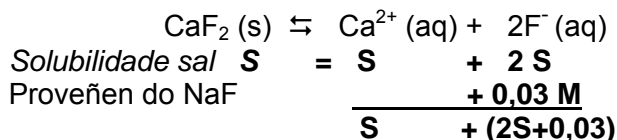
co que ó diminuír a disociación da sal, a súa **solubilidade** será **menor**.

Exercicio 8: Calcular a solubilidade do CaF_2 (sólido) $K_{ps} = 4,0 \cdot 10^{-11}$ nunha solución de NaF $0,03 \text{ mol/L}$.

Antes de engadir CaF_2 temos unha disolución da sal soluble NaF:



Ó engadir a sal insoluble CaF_2 (sólido) teremos:



Substituímos as concentracións no equilibrio na expresión do K_{ps} :
 $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = [\text{S}] \cdot [2\text{S}+0,03]^2$ supoñendo que $2\text{S} \ll 0,03$ entón:
 $K_{ps} = [\text{S}] \cdot [0,03]^2 = 9,0 \cdot 10^{-4} \text{S}$ co que:

$$\text{S} = K_{ps} / 9,0 \cdot 10^{-4} = 4,0 \cdot 10^{-11} / 9,0 \cdot 10^{-4} = 4,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

(Podes comprobar facilmente que a solubilidade sen o efecto do ion común sería moito máis grande, exactamente de $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$)

5.3.Efecto salino.

É o efecto producido pola **presenza doutros ións** presentes no medio e alleos aos que constitúen o precipitado.

O devandito efecto contribúe a diminuír as concentracións efectivas dos ións en disolución constitutivos do precipitado, favorecendo a disolución do precipitado ó non alcanzar o K_{ps} e polo tanto **aumentando a solubilidade**.

Este efecto se cuantifica por medio do valor da **forza iónica I** ($I = 1/2 \sum c_i Z_i^2$) que ten en consideración a concentración c_i e a carga Z_i dos ións presentes.

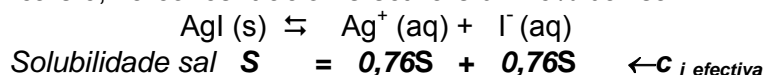
A maior concentración de ións, maior é a forza iónica e menor as concentracións efectivas dos ións, aumentando máis a solubilidade.

Exercicio 9: Calcular a solubilidade do AgI (sólido) $K_{ps} = 8,5 \cdot 10^{-17}$ e $S = 9,2 \cdot 10^{-9}$ mol/L en presenza de sal soluble KNO_3 10^{-1} M. (Dato: para $I=0,1$ concentración efectiva é 76% da real, para $I=0,15$ concentración efectiva é 72% da real)

Os ións presentes en solución son: K^+ ; NO_3^- ; Ag^+ ; I^- polo que a forza iónica I:

$$I = 1/2 \sum c_i Z_i^2 = 1/2 \cdot (c_K \cdot Z_K^2 + c_{NO_3} \cdot Z_{NO_3}^2 + c_{Ag} \cdot Z_{Ag}^2 + c_I \cdot Z_I^2) = 1/2 \cdot (10^{-1} \cdot 1^2 + 10^{-1} \cdot 1^2 + 9,2 \cdot 10^{-9} \cdot 1^2 + 9,2 \cdot 10^{-9} \cdot 1^2) = 10^{-1} = 0,1$$

Como a forza iónica é 0,1 a concentración efectiva é un 76% da real:



$$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [I^-] = [0,76S] \cdot [0,76S] = 0,5776S^2 = 8,5 \cdot 10^{-17} ; \text{ resolvendo:}$$

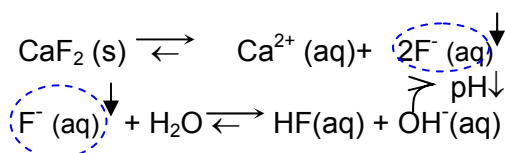
$$S = \sqrt{8,5 \cdot 10^{-17} / 0,5776} = 1,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

(Fíxate a solubilidade sube dende $9,2 \cdot 10^{-9}$ a $1,2 \cdot 10^{-8}$ mol/L por mor do efecto salino)

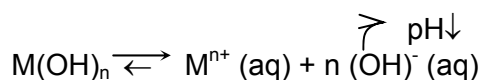
5.4.Influencia do pH.

Os **precipitados** constituídos por **anións de ácidos débiles** coma o CO_3^{2-} , F^- , S^{2-} ..etc, ou hidróxidos metálicos **aumentan** a súa **solubilidade** en medio **ácido**. Nestes exemplos dunha disolución saturada de CaF_2 e hidróxido metálico insoluble $M(OH)_n$, ó baixar o pH diminúe a concentración de $(OH)^-$ e, polo tanto, o equilibrio desprazarase cara a dereita disolvéndose precipitado:

a) Exemplo sal de anión ácido débil (*):



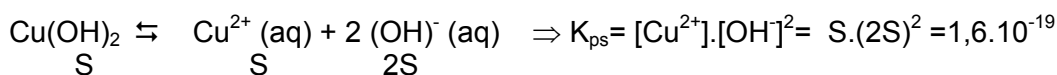
b) Exemplo hidróxido metálico:



(*): O equilibrio 2 vaise a dereita e $[F^-]$ baixa co que o equilibrio 1 desprázase a dereita.

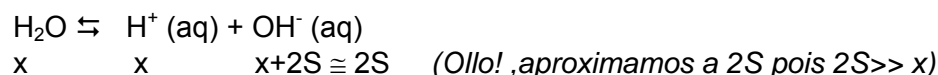
Exercicio 9: Calcular: a) o pH da disolución saturada de $Cu(OH)_2$ (sólido) $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-19}$
b) a solubilidade do hidróxido a pH= 6,0 e a pH= 5.

a) Primeiro calculamos a solubilidade da disolución saturada no equilibrio:



Ao despxar S obtemos: $S = 3,42 \cdot 10^{-7}$ mol/L

Por seren disolución acuosa tamén está presente o equilibrio de autoprotólise da auga. A concentración do OH^- presente no sistema é a debida á solubilidade do composto iónico 2S maila da autoprotólise da auga x :

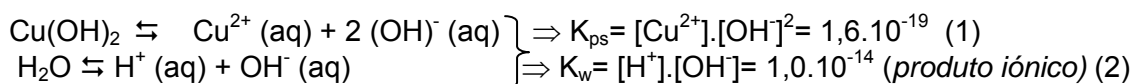


Como $K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] = x.(2S) = x.6,84.10^{-7} = 1,0.10^{-14}$

Resulta: $x = 1,46.10^{-8} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log x = -\log 1,46.10^{-8} = 7,84$

b) *Atención!* Fíxate que agora baixamos o pH desta disolución saturada a pH= 6 ou a pH= 5 para aumentar a solubilidade.

Temos dous equilibrios, o do $\text{Cu}(\text{OH})_2$ e o da H_2O :



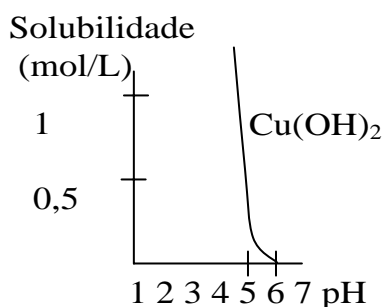
$$\begin{array}{l} \text{De (1): } [\text{Cu}^{2+}] = 1,6.10^{-19} / [\text{OH}^-]^2 \\ \text{De (2): } [\text{OH}^-] = 1,0.10^{-14} / [\text{H}^+] \end{array} \quad \left. \right\} \Rightarrow \text{Substituíndo } [\text{OH}^-] \text{ da segunda na primeira:}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{1,6.10^{-19} \cdot [\text{H}^+]^2}{(1,0.10^{-14})^2} = 1,6.10^9 \cdot [\text{H}^+]^2$$

A pH= 6,0 : $[\text{Cu}^{2+}] = 1,6.10^9 \cdot [\text{H}^+]^2 = 1,6.10^9 \cdot (1.10^{-6})^2 = 0,0016 \text{ mol/L}$ é a solubilidade.

A pH= 5,0 : $[\text{Cu}^{2+}] = 1,6.10^9 \cdot [\text{H}^+]^2 = 1,6.10^9 \cdot (1.10^{-5})^2 = 0,16 \text{ mol/L}$ é a solubilidade.

Vemos como aumenta moito a solubilidade da disolución saturada ó diminuír o pH.



A gráfica da esquerda mostra o cambio da solubilidade do hidróxido cúprico co pH.

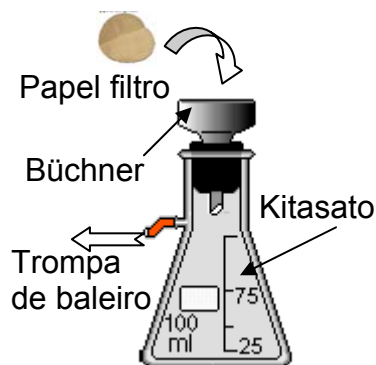
6. Exercizos prácticos do tema

Exercizo 1: Nas reaccións de precipitación, para que serve un funil büchner? E un matraz kitasato? Fai un esquema de montaxe para a utilización de ambos.

Solución:

Empréganse para realizar unha filtración ao baleiro.

Colócase o papel de filtro no interior do funil büchner, axústase este á boca dun matraz kitasato e conéctase a unha trompa de baleiro (ver figura inferior).

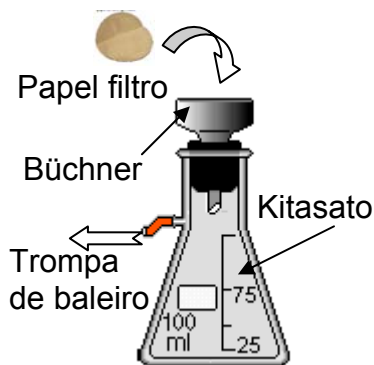


Vértese sobre o funil büchner a disolución co precipitado, e recóllese este sobre o papel de filtro.

Exercicio 2: Describa unha reacción de precipitación que realice no laboratorio. Debuxe o material e explique o modo de utilizalo. Escriba a reacción que ten lugar. Como calcularía o rendemento?

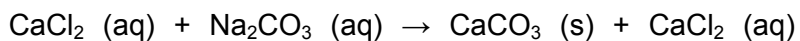
Realízase a reacción entre o cloruro de calcio **CaCl₂** e o carbonato de sodio **Na₂CO₃**.
A-Pesado

- Pesáanse 8,0 g de cloruro de calcio nunha balanza granataria sobre un vidro de reloxo e disólvense nun vaso de precipitados con pouca auga axitando cunha varíña vidro.
- Pesáanse unha masa de carbonato de sodio maior que a calculada para a reacción e disólvense tamén noutro vaso de precipitados en pouca cantidade de auga.



B-Obtención de precipitado

Quentase a disolución de CaCl₂ cun acendedor Bunsen e se envorca a disolución de carbonato de sodio sobre ela, axitando a mestura cunha varíña de vidro. Logo deixase arrefriar e prodúcese a reacción de precipitación do CaCO₃ :



C- Filtración (ver figura da esquerda)

Colocase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido. Axustase o funil büchner sobre un matraz kitasato e o saínte lateral do kitasato conéctase a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa, que pon en marcha a trompa de baleiro, e vértase o contido do vaso (precipitado e líquido sobrenadante) no funil. Botase máis auga sobre o precipitado que aínda quede no vaso para levalo ao funil. Cando xa non gotea auga no interior do kitasato, desencaixase o funil e péchase a billa. Quítase o papel de filtro e déixase a secar nunha estufa de baixa temperatura (110-120 °C).

D- Cálculos

Peso precipitado = Peso (papel de filtro empregado + precipitado)- Peso (papel dun filtro seco)

Para achar o rendemento, calculamos o precipitado de carbonato cálcico CaCO_3 teórico ou esperado partindo do 8,0 g empregados de reactivo limitante:

$$8,0 \text{ g } \text{CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCl}_2}{110 \text{ g } \text{CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol } \text{CaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} = 7,3 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ teóricos}$$

Se por exemplo se obteñen 6,5 g (peso precipitado) na realización da práctica, o rendemento sería:

$$\text{Rendemento} = \frac{6,5 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ real}}{7,3 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ teórico}} \cdot 100 = 89 \%$$