ÍNDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Especies Jónicas	6
Solubilidad	8
Sales poco solubles y Producto de Solubilidad	9
Productos de Solubilidad	10
Cálculo de la Solubilidad	13
Reacciones $A \rightleftarrows bB+cC$ $(b,c \neq 1)$	14
Solubilidad con un ión común	15
Detalles Experimentales	17
Materiales y Reactivos	17
Procedimiento	18
Conclusiones	32
Bibliografía	33
Apéndice	34

INTRODUCCIÓN

Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. Con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud que recibe el nombre de solubilidad. La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es limitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite mas soluto (un exceso de soluto se depositara en el fondo del recipiente). Se dice entonces que esta saturada. Pues bien, la solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.

La solubilidad depende de la temperatura; de ahí que su valor siempre acompañado del de la temperatura de trabajo.
En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura. En otros, sin embargo, la disolución va acompañada de una liberación de calor y la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.

OBJETIVOS

- Determinar la solubilidad del $Ca(OH)_2$ a diferentes temperaturas por el método de titulación y graficar la curva de solubilidad correspondiente.
- Determinar la constante experimental del producto de solubilidad de los diferentes pares de soluciones, observando que la formación de sus precipitados se disuelvan al disminuir las concentraciones de éstos.

PRINCIPIOS TEÓRICOS

ESPECIES IÓNICAS

Para poder distinguir una especie iónica, debemos recordar sus propiedades. En primer lugar, se define especie iónica como aquel compuesto que está unido por un enlace iónico. El enlace iónico está presente cuando entre 2 átomos o complejo atómico haya una diferencia de electronegatividad ≥2. Se sabe que en la realidad no existe un compuesto 100% iónico ni 100% covalente, sino que están en cierto porcentaje, como por ejemplo en el caso de NaCl, se tiene que este compuesto tiene 8.1% de naturaleza covalente y 91.9% naturaleza iónica. Esto se debe a que sólo podemos trabajar con probabilidades, y estos porcentajes corresponden a la probabilidad encontrar este compuesto en el estado correspondiente. Entonces, si un compuesto tiene más de un 50% de naturaleza iónica, entonces se dice que es un compuesto iónico. Si un compuesto tiene más de un 50% de naturaleza covalente, entonces se dice que es covalente.

Un enlace iónico se produce cuando una especie (átomo o conjunto de átomos) es más electronegativa que la otra. En estos casos se produce un "desplazamiento" de la nube electrónica, produciendo que los electrones pasen "más tiempo" alrededor de una especie que de la otra, lo cual causa que una especie esté más cargada negativamente y la otra positivamente, lo cual conduce a que se produzca una polaridad en la molécula.

Esta polaridad es lo que caracteriza a un enlace iónico.

Las propiedades fundamentales de los compuestos iónicos son:

1. Todos son sólidos en condiciones normales (25 °C y 1 atm)
2. Son solubles en H_2O (y otros solventes polares)
3. Sales fundidas son conductoras de electricidad
4. Soluciones con sales disueltas también son conductoras
5. En estado sólido NO son conductores

Los compuestos iónicos se pueden dividir en 2 grupos: electrolitos fuertes y electrolitos débiles. Los electrolitos fuertes son aquellas que se ionizan casi al 100%, y los electrolitos débiles son aquellas que sólo un 5% de todo el compuesto sumergida en agua se disuelve. De los electrolitos débiles, o sales pocos solubles, será nuestro tema de estudio.

Ejm:

- NaCl: $\chi_{Na} = 0,9$
  $\chi_{Cl} = 3,0$

  $\Rightarrow \Delta\chi = 3,0 - 0,9 = 2,1$

Estos compuestos, al ser sumergidos en un medio acuoso se disocian formando iones mediante una ruptura heterolítica, ie, el compuesto más electronegativo atrae hacia él los electrones compartidos en el enlace si se le compara con su vecino, menos electronegativo.

Ejm.:

- NaCl:

$$Na{\bullet\bullet}Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na\downarrow {\bullet\bullet}Cl \rightarrow Na^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$$

En la figura anterior los • son los electrones que está compartiendo cada átomo. Al mezclar la sal en agua, ésta se disocia y se "rompe" el enlace (señalada en la flecha), donde el cloro se "lleva" los dos electrones del enlace, donde uno es del cloro y el otro es del sodio, creando así los iones Na^{+} y Cl^{-} cuando se disocian.

Esto sucede en los compuestos iónicos, ya que se tiene que una especie es más electronegativa que la otra (donde generalmente la otra es más bien electropositiva, lo cual significa que tiene una tendencia a perder electrones para quedar más estables), lo que genera una mayor atracción de los electrones hacia esa especie en vez de la otra.

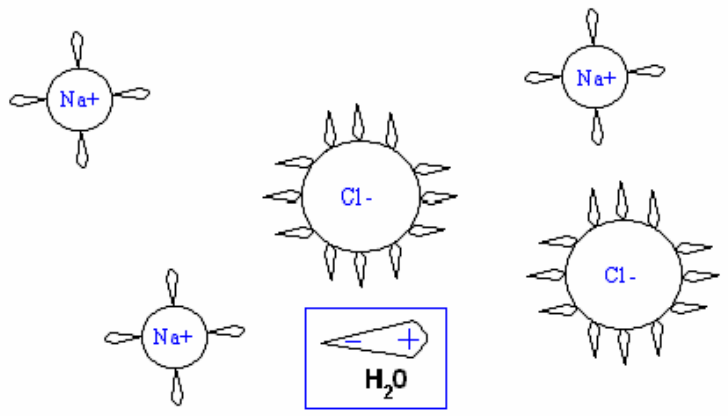
Esto no sucede con los compuestos covalentes, ya que en este caso, ambos compuestos tiene una electronegatividad similar, lo cual significa que ambos atraen a los electrones con la misma "fuerza", luego, en la disociación, el electrón de cada compuesto se va con su correspondiente compuesto o átomo.

Estos compuestos son prácticamente insolubles en líquidos apolares como por ejemplo el benceno o octano ("gasolina"), esto se debe a que, como la sal es un compuesto polar, se necesita de 2 polos para poder romper el enlace que los mantiene unidos, sin embargo, los compuestos apolares sólo tienen 1 polo, lo cual sólo podrían "tirar" de el polo opuesto de la sal y el otro polo no tiene quien lo tire para separar la sal.

Si tomamos el caso anterior, donde se mezcla cloruro de sodio en agua, la polaridad del agua "rompe" el enlace iónico y luego envuelve lo iones

con la zona de carga correspondiente del agua, como muestra la figura siguiente:

Figura 1: Cloruro de sodio (NaCl) disuelto en agua



Ahora que entendemos la química de esta disociación, procederemos a la parte física y experimental cuando ocurre un equilibrio.

SOLUBILIDAD

Se denomina *SOLUBILIDAD* de un compuesto a la máxima cantidad del mismo que puede diluirse en un determinado volumen de disolvente; corresponde a la cantidad de soluto presente en una disolución saturada (aquella que se encuentra en equilibrio con un exceso de soluto).

La solubilidad de un compuesto depende de la temperatura: es una característica de cada soluto para cada valor de temperatura.

Cuando un soluto se disuelve, se rompe su red cristalina, venciendo las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los iones. Es necesario superar la energía de red, y esto se consigue con la hidratación (atracción entre los iones y las moléculas de agua).

En general, la energía de hidratación es menor que la energía de red, por lo que el proceso de disolución es casi siempre exotérmico. De cualquier modo, la relación entre los dos tipos de energía determina que un compuesto sea más o menos soluble.

SALES POCO SOLUBLES Y PRODUCTO DE SOLUBJLJDAD

Una de las aplicaciones más sencillas en un equilibrio químico es el hallar la concentración de una sal poco soluble. Por ejemplo, si tomamos la disociación del cloruro de plata en un medio acuoso, tenemos lo siguiente:

$$AgCl_{(s)} \leftrightarrow Ag^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$$

donde, al ser alcanzado el equilibrio, se llega que se ha disuelto sólo $1{,}67 \times 10^{-5}$ mol. Aunque esta cifra pueda parecer insignificante para uno, este valor puede ser de gran importancia dentro de un laboratorio. Por esta razón, es de interés encontrar las solubilidades de distintas sales mediante expresiones cuantitativas.

Para ello, procederemos a determinar la constante de equilibrio de la reacción anterior:

$$K = \frac{[Ag^{+}][Cl^{-}]}{[AgCl_{(s)}]}$$

pero, recordando que la concentración de un sólido es una constante, entonces podemos definir una nueva constante:

$$K_{sp} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$$

Esta nueva constante es el producto de solubilidad de la sal cloruro de plata (AgCl). El producto de solubilidad es el producto entre la concentración de los iones formados por la sal poco soluble. Entonces, también podemos decir que esta constante nos puede decir cuán soluble es una sal, al obtener numéricamente una cantidad. Con esto, podemos decir que: a mayor Ksp implica mayor solubilidad, y a menor Ksp implica menor solubilidad.

Como consecuencia, tenemos que la constante de equilibrio de la reacción anterior es el producto de las concentraciones de los iones disueltos en el medio acuoso. Por esta razón, se le ha llamado constante de producto iónico, o más comúnmente producto de solubilidad.

En la siguiente tabla se verán los valores más conocidos de Ksp según su sal:

Compound	Formula	K_{sp}
Aluminum phosphate	$AlPO_4$	$9.84 \cdot 10^{-21}$
Barium bromate	$Ba(BrO_3)_2$	$2.43 \cdot 10^{-4}$
Barium carbonate	$BaCO_3$	$2.58 \cdot 10^{-9}$
Barium chromate	$BaCrO_4$	$1.17 \cdot 10^{-10}$
Barium fluoride	BaF_2	$1.84 \cdot 10^{-7}$
Barium hydroxide octahydrate	$Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$	$2.55 \cdot 10^{-4}$
Barium iodate	$Ba(IO_3)_2$	$4.01 \cdot 10^{-9}$
Barium iodate monohydrate	$Ba(IO_3)_2 \cdot H_2O$	$1.67 \cdot 10^{-9}$
Barium molybdate	$BaMoO_4$	$3.54 \cdot 10^{-8}$
Barium nitrate	$Ba(NO_3)_2$	$4.64 \cdot 10^{-3}$
Barium selenate	$BaSeO_4$	$3.40 \cdot 10^{-8}$
Barium sulfate	$BaSO_4$	$1.08 \cdot 10^{-10}$
Barium sulfite	$BaSO_3$	$5.0 \cdot 10^{-10}$
Beryllium hydroxide	$Be(OH)_2$	$6.92 \cdot 10^{-22}$
Bismuth arsenate	$BiAsO_4$	$4.43 \cdot 10^{-10}$
Bismuth iodide	BiI_3	$7.71 \cdot 10^{-19}$
Cadmium arsenate	$Cd_3(AsO_4)_2$	$2.2 \cdot 10^{-33}$
Cadmium carbonate	$CdCO_3$	$1.0 \cdot 10^{-12}$
Cadmium fluoride	CdF_2	$6.44 \cdot 10^{-3}$
Cadmium hydroxide	$Cd(OH)_2$	$7.2 \cdot 10^{-15}$
Cadmium iodate	$Cd(IO_3)_2$	$2.5 \cdot 10^{-8}$
Cadmium oxalate trihydrate	$CdC_2O_4 \cdot 3H_2O$	$1.42 \cdot 10^{-8}$
Cadmium phosphate	$Cd_3(PO_4)_2$	$2.53 \cdot 10^{-33}$
Calcium carbonate (calcite)	$CaCO_3$	$3.36 \cdot 10^{-9}$
Calcium fluoride	CaF_2	$3.45 \cdot 10^{-11}$
Calcium hydroxide	$Ca(OH)_2$	$5.02 \cdot 10^{-6}$
Calcium iodate	$Ca(IO_3)_2$	$6.47 \cdot 10^{-6}$
Calcium iodate hexahydrate	$Ca(IO_3)_2 \cdot 6H_2O$	$7.10 \cdot 10^{-7}$
Calcium molybdate	$CaMoO_4$	$1.46 \cdot 10^{-8}$
Calcium oxalate monohydrate	$CaC_2O_4 \cdot H_2O$	$2.32 \cdot 10^{-9}$
Calcium phosphate	$Ca_3(PO_4)_2$	$2.07 \cdot 10^{-33}$
Calcium sulfate	$CaSO_4$	$4.93 \cdot 10^{-5}$
Calcium sulfate dihydrate	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	$3.14 \cdot 10^{-5}$
Calcium sulfite hemihydrate	$CaSO_3 \cdot 0.5H_2O$	$3.1 \cdot 10^{-7}$
Cesium perchlorate	$CsClO_4$	$3.95 \cdot 10^{-3}$
Cesium periodate	$CsIO_4$	$5.16 \cdot 10^{-6}$
Cobalt(II) arsenate	$Co_3(AsO_4)_2$	$6.80 \cdot 10^{-29}$
Cobalt(II) hydroxide (blue)	$Co(OH)_2$	$5.92 \cdot 10^{-15}$
Cobalt(II) iodate dihydrate	$Co(IO_3)_2 \cdot 2H_2O$	$1.21 \cdot 10^{-2}$
Cobalt(II) phosphate	$Co_3(PO_4)_2$	$2.05 \cdot 10^{-35}$
Copper(I) bromide	$CuBr$	$6.27 \cdot 10^{-9}$
Copper(I) chloride	$CuCl$	$1.72 \cdot 10^{-7}$
Copper(I) cyanide	$CuCN$	$3.47 \cdot 10^{-20}$
Copper(I) iodide	CuI	$1.27 \cdot 10^{-12}$
Copper(I) thiocyanate	$CuSCN$	$1.77 \cdot 10^{-13}$
Copper(II) arsenate	$Cu_3(AsO_4)_2$	$7.95 \cdot 10^{-36}$
Copper(II) iodate monohydrate	$Cu(IO_3)_2 \cdot H_2O$	$6.94 \cdot 10^{-8}$
Copper(II) oxalate	CuC_2O_4	$4.43 \cdot 10^{-10}$
Copper(II) phosphate	$Cu_3(PO_4)_2$	$1.40 \cdot 10^{-37}$

Europium(III) hydroxide	$Eu(OH)_3$	$9.38 \cdot 10^{-27}$
Gallium(III) hydroxide	$Ga(OH)_3$	$7.28 \cdot 10^{-36}$
Iron(II) carbonate	$FeCO_3$	$3.13 \cdot 10^{-11}$
Iron(II) fluoride	FeF_2	$2.36 \cdot 10^{-6}$
Iron(II) hydroxide	$Fe(OH)_2$	$4.87 \cdot 10^{-17}$
Iron(III) hydroxide	$Fe(OH)_3$	$2.79 \cdot 10^{-39}$
Iron(III) phosphate dihydrate	$FePO_4 \cdot 2H_2O$	$9.91 \cdot 10^{-16}$
Lanthanum iodate	$La(IO_3)_3$	$7.50 \cdot 10^{-12}$
Lead(II) bromide	$PbBr_2$	$6.60 \cdot 10^{-6}$
Lead(II) carbonate	$PbCO_3$	$7.40 \cdot 10^{-14}$
Lead(II) chloride	$PbCl_2$	$1.70 \cdot 10^{-5}$
Lead(II) fluoride	PbF_2	$3.3 \cdot 10^{-8}$
Lead(II) hydroxide	$Pb(OH)_2$	$1.43 \cdot 10^{-20}$
Lead(II) iodate	$Pb(IO_3)_2$	$3.69 \cdot 10^{-13}$
Lead(II) iodide	PbI_2	$9.8 \cdot 10^{-9}$
Lead(II) selenate	$PbSeO_4$	$1.37 \cdot 10^{-7}$
Lead(II) sulfate	$PbSO_4$	$2.53 \cdot 10^{-8}$
Lithium carbonate	Li_2CO_3	$8.15 \cdot 10^{-4}$
Lithium fluoride	LiF	$1.84 \cdot 10^{-3}$
Lithium phosphate	Li_3PO_4	$2.37 \cdot 10^{-11}$
Magnesium carbonate	$MgCO_3$	$6.82 \cdot 10^{-6}$
Magnesium carbonate trihydrate	$MgCO_3 \cdot 3H_2O$	$2.38 \cdot 10^{-6}$
Magnesium carbonate pentahydrate	$MgCO_3 \cdot 5H_2O$	$3.79 \cdot 10^{-6}$
Magnesium fluoride	MgF_2	$5.16 \cdot 10^{-11}$
Magnesium hydroxide	$Mg(OH)_2$	$5.61 \cdot 10^{-12}$
Magnesium oxalate dihydrate	$MgC_2O_4 \cdot 2H_2O$	$4.83 \cdot 10^{-6}$
Magnesium phosphate	$Mg_3(PO_4)_2$	$1.04 \cdot 10^{-24}$
Manganese(II) carbonate	$MnCO_3$	$2.24 \cdot 10^{-11}$
Manganese(II) iodate	$Mn(IO_3)_2$	$4.37 \cdot 10^{-7}$
Manganese(II) oxalate dihydrate	$MnC_2O_4 \cdot 2H_2O$	$1.70 \cdot 10^{-7}$
Mercury(I) bromide	Hg_2Br_2	$6.40 \cdot 10^{-23}$
Mercury(I) carbonate	Hg_2CO_3	$3.6 \cdot 10^{-17}$
Mercury(I) chloride	Hg_2Cl_2	$1.43 \cdot 10^{-18}$
Mercury(I) fluoride	Hg_2F_2	$3.10 \cdot 10^{-6}$
Mercury(I) iodide	Hg_2I_2	$5.2 \cdot 10^{-29}$
Mercury(I) oxalate	$Hg_2C_2O_4$	$1.75 \cdot 10^{-13}$
Mercury(I) sulfate	Hg_2SO_4	$6.5 \cdot 10^{-7}$
Mercury(I) thiocyanate	$Hg_2(SCN)_2$	$3.2 \cdot 10^{-20}$
Mercury(II) bromide	$HgBr_2$	$6.2 \cdot 10^{-20}$
Mercury(II) iodide	HgI_2	$2.9 \cdot 10^{-29}$
Neodymium carbonate	$Nd_2(CO_3)_3$	$1.08 \cdot 10^{-33}$
Nickel(II) carbonate	$NiCO_3$	$1.42 \cdot 10^{-7}$
Nickel(II) hydroxide	$Ni(OH)_2$	$5.48 \cdot 10^{-16}$
Nickel(II) iodate	$Ni(IO_3)_2$	$4.71 \cdot 10^{-5}$
Nickel(II) phosphate	$Ni_3(PO_4)_2$	$4.74 \cdot 10^{-32}$
Palladium(II) thiocyanate	$Pd(SCN)_2$	$4.39 \cdot 10^{-23}$
Potassium hexachloroplatinate	K_2PtCl_6	$7.48 \cdot 10^{-6}$
Potassium perchlorate	$KClO_4$	$1.05 \cdot 10^{-2}$
Potassium periodate	KIO_4	$3.71 \cdot 10^{-4}$
Praseodymium hydroxide	$Pr(OH)_3$	$3.39 \cdot 10^{-24}$
Radium iodate	$Ra(IO_3)_2$	$1.16 \cdot 10^{-9}$
Radium sulfate	$RaSO_4$	$3.66 \cdot 10^{-11}$

Rubidium perchlorate	$RbClO_4$	$3.00 \cdot 10^{-3}$
Scandium fluoride	ScF_3	$5.81 \cdot 10^{-24}$
Scandium hydroxide	$Sc(OH)_3$	$2.22 \cdot 10^{-31}$
Silver(I) acetate	$AgCH_3COO$	$1.94 \cdot 10^{-3}$
Silver(I) arsenate	Ag_3AsO_4	$1.03 \cdot 10^{-22}$
Silver(I) bromate	$AgBrO_3$	$5.38 \cdot 10^{-5}$
Silver(I) bromide	$AgBr$	$5.35 \cdot 10^{-13}$
Silver(I) carbonate	Ag_2CO_3	$8.46 \cdot 10^{-12}$
Silver(I) chloride	$AgCl$	$1.77 \cdot 10^{-10}$
Silver(I) chromate	Ag_2CrO_4	$1.12 \cdot 10^{-12}$
Silver(I) cyanide	$AgCN$	$5.97 \cdot 10^{-17}$
Silver(I) iodate	$AgIO_3$	$3.17 \cdot 10^{-8}$
Silver(I) iodide	AgI	$8.52 \cdot 10^{-17}$
Silver(I) oxalate	$Ag_2C_2O_4$	$5.40 \cdot 10^{-12}$
Silver(I) phosphate	Ag_3PO_4	$8.89 \cdot 10^{-17}$
Silver(I) sulfate	Ag_2SO_4	$1.20 \cdot 10^{-5}$
Silver(I) sulfite	Ag_2SO_3	$1.50 \cdot 10^{-14}$
Silver(I) thiocyanate	$AgSCN$	$1.03 \cdot 10^{-12}$
Strontium arsenate	$Sr_3(AsO_4)_2$	$4.29 \cdot 10^{-19}$
Strontium carbonate	$SrCO_3$	$5.60 \cdot 10^{-10}$
Strontium fluoride	SrF_2	$4.33 \cdot 10^{-9}$
Strontium iodate	$Sr(IO_3)_2$	$1.14 \cdot 10^{-7}$
Strontium iodate monohydrate	$Sr(IO_3)_2 \cdot H_2O$	$3.77 \cdot 10^{-7}$
Strontium iodate hexahydrate	$Sr(IO_3)_2 \cdot 6H_2O$	$4.55 \cdot 10^{-7}$
Strontium sulfate	$SrSO_4$	$3.44 \cdot 10^{-7}$
Thallium(I) bromate	$TlBrO_3$	$1.10 \cdot 10^{-4}$
Thallium(I) bromide	$TlBr$	$3.71 \cdot 10^{-6}$
Thallium(I) chloride	$TlCl$	$1.86 \cdot 10^{-4}$
Thallium(I) chromate	Tl_2CrO_4	$8.67 \cdot 10^{-13}$
Thallium(I) iodate	$TlIO_3$	$3.12 \cdot 10^{-6}$
Thallium(I) iodide	TlI	$5.54 \cdot 10^{-8}$
Thallium(I) thiocyanate	$TlSCN$	$1.57 \cdot 10^{-4}$
Thallium(III) hydroxide	$Tl(OH)_3$	$1.68 \cdot 10^{-44}$
Tin(II) hydroxide	$Sn(OH)_2$	$5.45 \cdot 10^{-27}$
Yttrium carbonate	$Y_2(CO_3)_3$	$1.03 \cdot 10^{-31}$
Yttrium fluoride	YF_3	$8.62 \cdot 10^{-21}$
Yttrium hydroxide	$Y(OH)_3$	$1.00 \cdot 10^{-22}$
Yttrium iodate	$Y(IO_3)_3$	$1.12 \cdot 10^{-10}$
Zinc arsenate	$Zn_3(AsO_4)_2$	$2.8 \cdot 10^{-28}$
Zinc carbonate	$ZnCO_3$	$1.46 \cdot 10^{-10}$
Zinc carbonate monohydrate	$ZnCO_3 \cdot H_2O$	$5.42 \cdot 10^{-11}$
Zinc fluoride	ZnF_2	$3.04 \cdot 10^{-2}$
Zinc hydroxide	$Zn(OH)_2$	$3 \cdot 10^{-17}$
Zinc iodate dihydrate	$Zn(IO_3)_2 \cdot 2H_2O$	$4.1 \cdot 10^{-6}$
Zinc oxalate dihydrate	$ZnC_2O_4 \cdot 2H_2O$	$1.38 \cdot 10^{-9}$
Zinc selenide	$ZnSe$	$3.6 \cdot 10^{-26}$
Zinc selenite monohydrate	$ZnSeO_3 \cdot H_2O$	$1.59 \cdot 10^{-7}$

En la realidad, se suele utilizar esta constante de equilibrio de electrolitos fuertes sólo en los casos de baja solubilidad por 3 razones principalmente:

1. Soluciones concentradas de electrolitos no son soluciones ideales, y las expresiones sencillas de la constante de equilibrio no son aplicables, sino que hay que buscar modelar de otra forma estas soluciones no-ideales con una rigurosidad mayor.
2. En problemas de análisis químico, se aprovecha la diferencia de solubilidad entre 2 sales (o más) poco solubles, donde tiene más valor lo deducido con la constante de equilibrio.
3. Debido a la baja concentración, lo que implica pequeñas cantidades de sustancias que intervienen, no se puede calcular directamente la solubilidad de estas sales, sin embargo, se puede detectar pequeñas cantidades de iones sueltos mediante la medición de voltaje de una pila electroquímica. Estas mediciones dan directamente el K_{sp} de la sal, y con esto se puede determinar la solubilidad de la sal en juego.

CÁLCULO DE LA SOLUBJLJDAD

Procederemos a ver cómo calcular la solubilidad de una sal a partir del valor de Kps (o viceversa, sólo se sigue el mismo proceso pero de "atrás para adelante"). Supongamos que, mediante la pila electroquímica, obtuvimos el siguiente valor de producto de solubilidad: K_{sp} = 5,0 x 10-9; de la siguiente reacción:

$$BaCO_3 \leftrightarrow Ba^{2+}{}_{(ac)} + CO_3{}^{2-}{}_{(ac)}$$

Luego, sabemos que

$$[Ba^{2+}][CO_3{}^{2-}] = K_{sp} = 5{,}0x10^{-9} \quad (E.1)$$

donde las unidades de concentración es $^{moles}/_{Litro}$. Para calcular la solubilidad de esta sal se procede mediante el siguiente razonamiento:

La ecuación anterior nos indica que por cada mol del catión Ba^{+2} que se disuelve, hay también un mol del anión complejo CO3-2. Como no hay otras fuentes de estos iones en la solución, se tiene que

$$[Ba^{2+}] = [CO_3{}^{2-}] \qquad (E.2)$$

donde el resto será agua pura. Reemplazando esto en la ecuación (E.1), obtenemos que:

$$[Ba^{2+}][CO_3^{2-}] = [Ba^{2+}]^2 = 5{,}0x10^{-9}$$
$$\Rightarrow [Ba^{2+}] = 7{,}07x10^{-5}$$

lo cual es la concentración del catión Ba^{+2} disuelta, y por (E.2) se sabe que también es la concentración del anión CO_3^{-2}. Si volvemos a ver la estequiometria de la reacción, podemos deducir que ésta es la misma cantidad de moles que se pueden disolver en 1 L de solución, luego la solubilidad del $BaCO_3$ es $7{,}07x10^{-5}$ M.

REACCIONES $A \leftrightarrow bB + cC$ $(b, c \neq 1)$

Hasta el momento hemos trabajado con reacciones del siguiente tipo:

$$A \leftrightarrow B^{+} + C^{-}$$

pero, ¿cómo será en un caso más general?. La respuesta es la siguiente: para una reacción del tipo

$$A_{(s)} \leftrightarrow bB^{+c}{}_{(ac)} + cC^{-b}{}_{(ac)}$$

se tiene que el producto de solubilidad es

$$K_{sp} = [B^{+c}]^b [C^{-b}]^c$$

Entonces, tomemos la siguiente reacción:

$$CaF_{2(s)} \leftrightarrow Ca^{+2}{}_{(ac)} + 2F^{-}{}_{(ac)}$$

tomemos ahora la ecuación para el Kps general y lo utilizamos en esta reacción, obteniendo lo siguiente:

$$K_{sp} = [Ca^{+2}][F^{-}]^2$$

pero, viendo en la tabla sabemos que K_{sp} = $3{,}9x10^{-11}$ para esta sal. Según la estequiometria de la reacción y suponiendo que estamos trabajando con agua pura, entonces la única fuente de los iones Ca^{+2} y F- es la misma sal, tenemos que se disuelven 2 veces más iones F^{-} que Ca^{+2}. Con esto, podemos escribir lo siguiente:

$$2[Ca^{+2}] = [F^{-}]$$

luego, reemplazando $[F^-]$ en la ecuación anterior, obtenemos

$$[Ca^{2+}](2[Ca^{+2}])^2 = 3,9x10^{-11}$$
$$\Rightarrow [Ca^{+2}] = 2,1x10^{-4}\,M$$

Como se disuelve 1 mol del catión Ca^{+2} por cada mol de sal (vista en la estequiometria de la reacción), se deduce que la solubilidad de la sal CaF_2 es $2,1x10^{-4}$.

SOLUBILIDAD CON UN IÓN COMÚN

Hasta el momento hemos visto sólo casos donde hay una sal en una solución donde el resto sería agua pura, o donde los iones son provenientes de una única sal. Pero, ¿cómo se puede calcular la solubilidad o K_{sp} si hay más sales que están aportando más iones del que estamos trabajando? Por ejemplo, si tomamos una solución saturada de cloruro de plata (I) y luego se disuelve en $AgNO_{3(s)}$ hasta llegar a una concentración de $1,0x10^{-2}M$. La presencia del catión Ag^+ proveniente del $AgNO_3$ es un "esfuerzo" aplicada al equilibrio de la solubilidad del cloruro de plata. De acuerdo con el principio de Le Chatelier, la "posición" del equilibrio debe correrse de tal manera para suavizar el esfuerzo, ie, a medida que se agrega $AgNO$ se debe precipitar algo de $AgCl$, por lo que se puede concluir que la solubilidad del $AgCl$ (con respecto a $[Cl^-]$) en una solución de $[Ag^+] = 1,0x10^{-2}M$ es menor que en agua pura.

Para demostrar esto cuantitativamente, se debe calcular [Cl-] disuelto en la solución. Tomando el producto de solubilidad, tenemos que:

$$[Cl^-] = \frac{K_{sp}}{[Ag^+]} \qquad (E.3)$$

Ahora, tomando $[Ag^+]$, se sabe que proviene de 2 sales, por lo que se deduce que

$$[Ag^+] = [Ag^+]_{AgNO_3} + [Ag^+]_{AgCl}$$

se sabe que $[Ag^+]_{AgCl}$ (que es la concentración del catión Ag^+ proveniente de la sal $AgCl$) debe ser menor que $1,3x10^{-5}M$, lo cual es la concentración de Ag^+ en agua pura. También se sabe que $[Ag^+]_{AgNO3}$ es $1,0x10^{-2}M$ que es la concentración dada por el experimento. Entonces, podemos aproximar relativamente bien que

$$[Ag^+] \cong 1{,}0x10^{-2}\,M$$

pues $[Ag^+]_{AgCl} \prec\prec [Ag^+]_{AgNO_3}$

Entonces, reemplazando este valor en la ecuación (E.3)

$$\Rightarrow [Cl^-] \cong \frac{1{,}8x10^{-10}}{1{,}0x10^{-2}} = 1{,}8x10^{-8}$$

Sabemos que de aquí hay $1{,}8x10^{-8}$ moles del anión Cl^- disuelto en 1 L de solución proveniente de la sal $AgCl$, lo cual implica que este valor es la solubilidad de la sal en una solución de $AgNO_3$ con una concentración de $1{,}0x10^{-2}$M. De aquí se ve que fue justificada el uso de la aproximación que utilizamos, ya que el aporte de la sal $AgCl$ del catión Ag^+ es mucho menor que el proveniente de $AgNO_3$.

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 1 cocinilla
- 2 vasos de precipitado de 250 mL
- 1 termómetro
- 1 pinza para vaso
- 2 matraces erlenmeyer de 250 mL
- 1 piseta
- 1 pipeta de 10 mL
- 1 bagueta
- 1 propipeta
- 1 soporte universal con pinza
- 1 bureta de 50 mL
- 1 gradilla con 10 tubos de ensayo

Reactivos:

- Solución sobresaturada de $Ca(OH)_2$
- Ácido sulfúrico H_2SO_4 0,1N
- Soluciones 0,1M de $BaCl_2$, Na_2CO_3, Na_2SO_4, $CuSO_4$, $Ca(NO_3)_2$ y NH_4OH
- Indicador de Fenolftaleina.
- Agua destilada

PROCEDIMIENTO

A) Variación de la solubilidad del hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$ con la temperatura

En esta parte determinaremos la solubilidad del $Ca(OH)_2$ en agua a las temperaturas de: 95°C, 90°C, 80°C, 60°C, 50°C, 40°C y 30°C.

1. Se instala la bureta en el soporte universal con la solución de H_2SO_4 0,1N para la titulación.

2. En un vaso de 250 mL se vierte 150 mL de la solución saturada de $Ca(OH)_2$ con soluto no disuelto.

3. Se calienta dicho vaso en una cocinilla eléctrica, durante el calentamiento se agita lentamente con una bagueta.

4. Se sigue calentando hasta alcanzar la temperatura de 95°C. Enseguida se apaga la cocinilla y se aparta con un trapo el vaso de ésta para que ya no siga aumentando la temperatura.

5. Inmediatamente con una pipeta se toma una muestra de 10 mL y se trasvasa a un matraz y se añaden 3 gotas de indicador fenolftaleína. La solución adquiere un color rojo – grosella.

6. Rápidamente se procede a titular con la solución de H_2SO_4 0,1N. La solución cambia de color a rojo – grosella transparente. Se anota el volumen gastado.

Volumen de H_2SO_4 usado para la neutralización: 5,2 mL

Cálculo de la Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

$$\#Eq_{H_2SO_4} = \#Eq_{Ca(OH)_2}$$

$$5{,}2mL \times \frac{1L}{1000mL} \times 0{,}1 = \frac{w_{Ca(OH)_2}}{\frac{74}{2}}$$

$$w_{Ca(OH)_2} = 0{,}01924g$$

Luego:

$$S = \frac{W_{Ca(OH)_2}}{10mL} \times 100mL \Rightarrow \frac{0{,}01924}{10mL} \times 100mL$$

$$S = \frac{0{,}1924g}{100mL_{H_2O}}$$

7. Se espera hasta que la temperatura de la solución de $Ca(OH)_2$ llegue a la temperatura de 90°C y se repiten los pasos 5 y 6

Volumen de H_2SO_4 usado para la neutralización: 2,6 mL

Cálculo de la Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

$$\#Eq_{H_2SO_4} = \#Eq_{Ca(OH)_2}$$

$$2{,}6mL \times \frac{1L}{1000mL} \times 0{,}1 = \frac{w_{Ca(OH)_2}}{\frac{74}{2}}$$

$$w_{Ca(OH)_2} = 0{,}00962g$$

Luego:

$$S = \frac{W_{Ca(OH)_2}}{10mL} \times 100mL \Rightarrow \frac{0{,}00962}{10mL} \times 100mL$$

$$S = \frac{0,0962g}{100mL_{H_2O}}$$

8. Ahora calculamos la solubilidad de $Ca(OH)_2$ a la temperatura de 80°C, repitiendo los pasos 5 y 6.

Volumen de H_2SO_4 usado para la neutralización: 1,9 mL

Cálculo de la Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

$$\#Eq_{H_2SO_4} = \#Eq_{Ca(OH)_2}$$

$$1,9mL x \frac{1L}{1000mL} x0,1 = \frac{w_{Ca(OH)_2}}{\frac{74}{2}}$$

$$w_{Ca(OH)_2} = 0,00703g$$

Luego:

$$S = \frac{W_{Ca(OH)_2}}{10mL} x100mL \Rightarrow \frac{0,00703}{10mL} x100mL$$

$$S = \frac{0,0703g}{100mL_{H_2O}}$$

9. Calculamos la solubilidad de $Ca(OH)_2$ a la temperatura de 60°C.

Volumen de H_2SO_4 usado para la neutralización: 2,6 mL

Cálculo de la Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

$$\#Eq_{H_2SO_4} = \#Eq_{Ca(OH)_2}$$

$$2,6mL x \frac{1L}{1000mL} x0,1 = \frac{w_{Ca(OH)_2}}{\frac{74}{2}}$$

$$w_{Ca(OH)_2} = 0,00962g$$

Luego:

$$S = \frac{W_{Ca(OH)_2}}{10mL} x100mL \Rightarrow \frac{0,00962}{10mL} x100mL$$

$$S = \frac{0,0962g}{100mL_{H_2O}}$$

10. Calculamos la solubilidad de $Ca(OH)_2$ a la temperatura de 50°C.

Volumen de H_2SO_4 usado para la neutralización: 2,2 mL

Cálculo de la Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

$$\#Eq_{H_2SO_4} = \#Eq_{Ca(OH)_2}$$

$$2,2mL x \frac{1L}{1000mL} x0,1 = \frac{w_{Ca(OH)_2}}{\frac{74}{2}}$$

$$w_{Ca(OH)_2} = 0,00814g$$

Luego:

$$S = \frac{W_{Ca(OH)_2}}{10mL} x100mL \Rightarrow \frac{0,00814}{10mL} x100mL$$

$$S = \frac{0,0814g}{100mL_{H_2O}}$$

11. Calculamos la solubilidad de $Ca(OH)_2$ a la temperatura de 40°C.

Volumen de H_2SO_4 usado para la neutralización: 2,4 mL

Cálculo de la Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

$$\#Eq_{H_2SO_4} = \#Eq_{Ca(OH)_2}$$

$$2,4mL x \frac{1L}{1000mL} x0,1 = \frac{w_{Ca(OH)_2}}{\frac{74}{2}}$$

$$w_{Ca(OH)_2} = 0,00888g$$

Luego:

$$S = \frac{W_{Ca(OH)_2}}{10mL} x100mL \Rightarrow \frac{0,00888}{10mL} x100mL$$

$$S = \frac{0,0888g}{100mL_{H_2O}}$$

12. Finalmente calculamos la solubilidad de $Ca(OH)_2$ a la temperatura de 30°C.

Volumen de H_2SO_4 usado para la neutralización: 3,6 mL

Cálculo de la Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

$$\#Eq_{H_2SO_4} = \#Eq_{Ca(OH)_2}$$

$$3,6mL x \frac{1L}{1000mL} x0,1 = \frac{w_{Ca(OH)_2}}{\frac{74}{2}}$$

$$w_{Ca(OH)_2} = 0,01332g$$

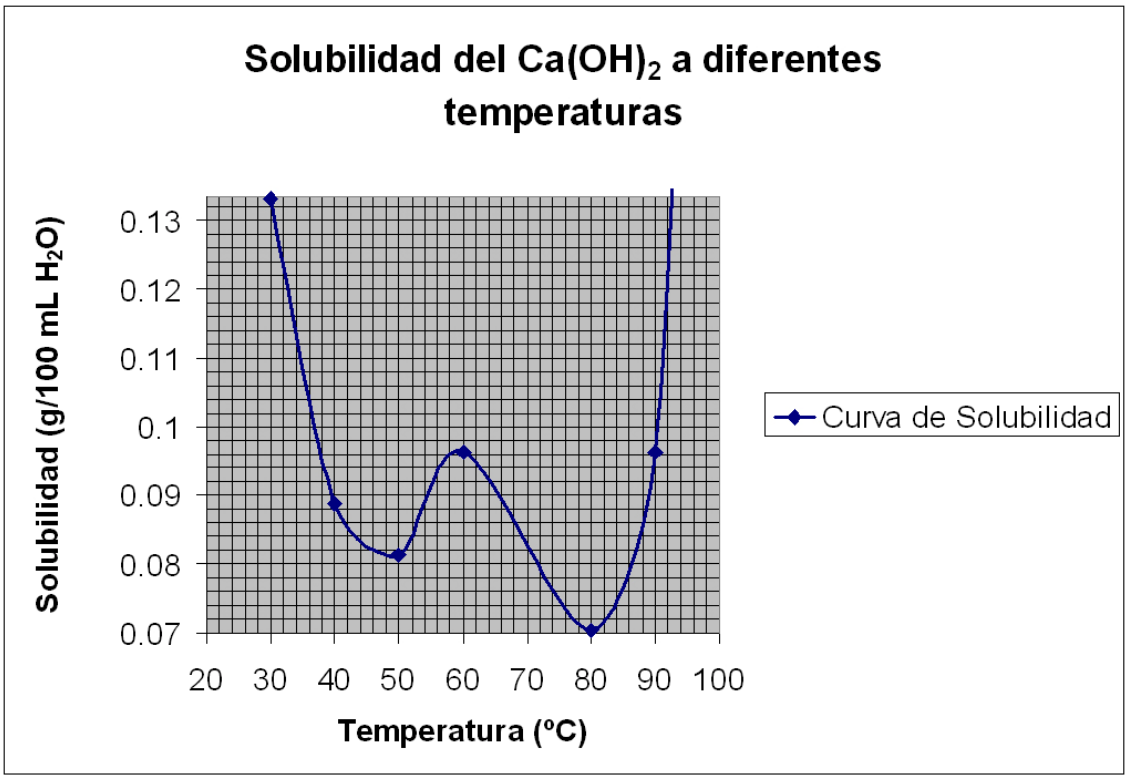
Luego:

$$S = \frac{W_{Ca(OH)_2}}{10mL} x100mL \Rightarrow \frac{0,01332}{10mL} x100mL$$

$$S = \frac{0,1332g}{100mL_{H_2O}}$$

Al terminar, se lava la pipeta para evitar que quede obstruida.

Gráfico de la Curva de Solubilidad del $Ca(OH)_2$:

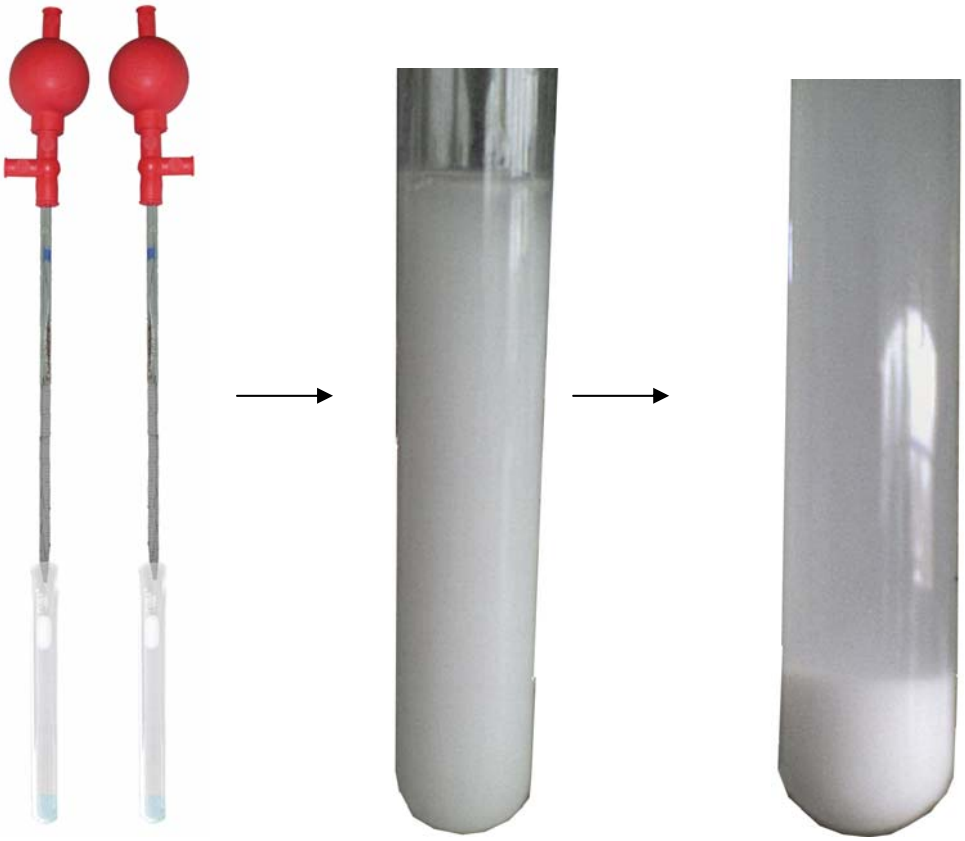


B) Producto de Solubilidad y formación de precipitados

1. Se tiene pares de soluciones 0,1M de $BaCl_2$ y Na_2SO_4, Na_2CO_3 y $CuSO_4$, $Ca(NO_3)_2$ y NH_4OH.

2. Se escoge uno de los pares de soluciones. En este caso es el $BaCl_2$ y Na_2SO_4 0,1M.

3. En dos tubos de ensayo, con la ayuda de dos pipetas se vierten 5 mL de cada solución. Luego se añade una de ellas al otro tubo que contiene la otra solución. Se observa la formación de un precipitado blanco.



La reacción es: $BaCl_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_{4(pp)} + NaCl_{(ac)}$

Cálculo de las concentraciones de $BaCl_2$ y Na_2SO_4:

$$[BaCl_2] = 0,1M \times \frac{10mL}{5mL} = 0,05M$$

$$[Na_2SO_4] = 0,1M \times \frac{10mL}{5mL} = 0,05M$$

Cálculo de la constante del producto de solubilidad:

$$BaCl_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_{4(pp)} + NaCl_{(ac)}$$

Luego:

$$BaSO_{4(pp)} \rightleftarrows Ba^{+2}_{(ac)} + SO^{-2}_{4\ (ac)}$$

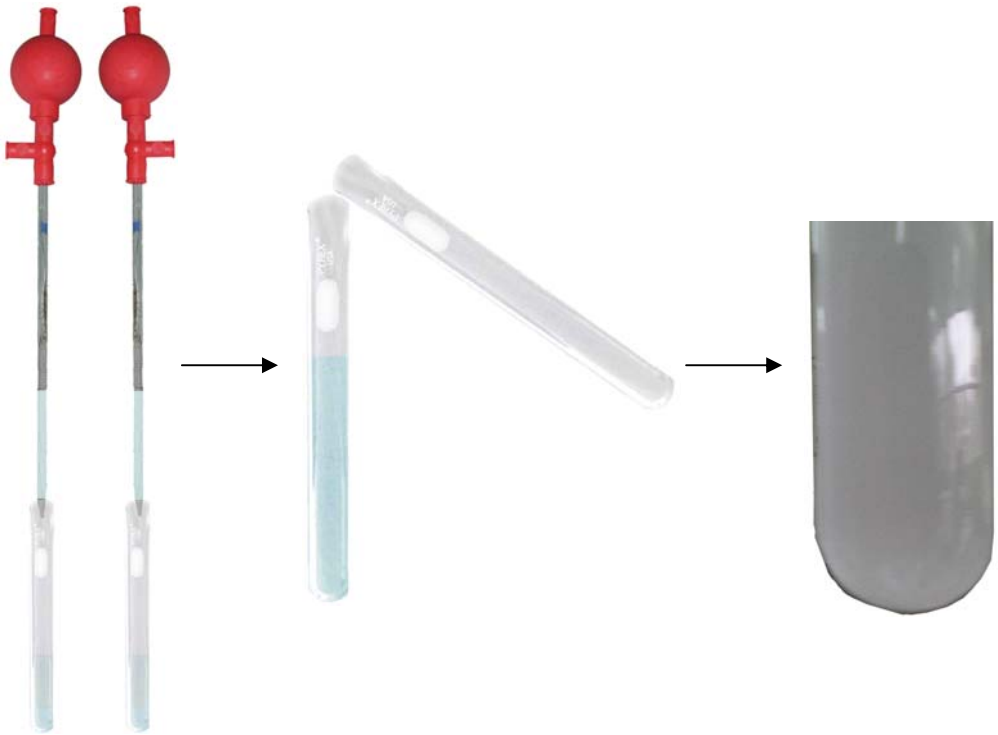
0,05	0,05	0,05

La constante del producto de solubilidad es:

$K_{sp} = \frac{0,05x0,05}{1} = 2,5x10^{-3}$, en el denominador aparece 1 ya que es una sustancia sólida precipitada, entonces la actividad es 1.

4. Ahora se prepara una serie de diluciones, para eso se toma 1 mL de cada solución nuevamente y se completa con agua hasta 10 mL de solución. Entonces la solución resultante tendrá una concentración de $10^{-2}M$.

5. Luego se extrae 5 mL de cada una de las soluciones y se procede a mezclar. Se observa esta vez que ya no se forma tanto precipitado.



Cálculo de las concentraciones de $BaCl_2$ y Na_2SO_4:

$$[BaCl_2] = 0{,}01M \times \frac{10mL}{5mL} = 0{,}005M$$

$$[Na_2SO_4] = 0{,}01M \times \frac{10mL}{5mL} = 0{,}005M$$

Cálculo de la constante del producto de solubilidad:

$$BaCl_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_{4(pp)} + NaCl_{(ac)}$$

Luego:

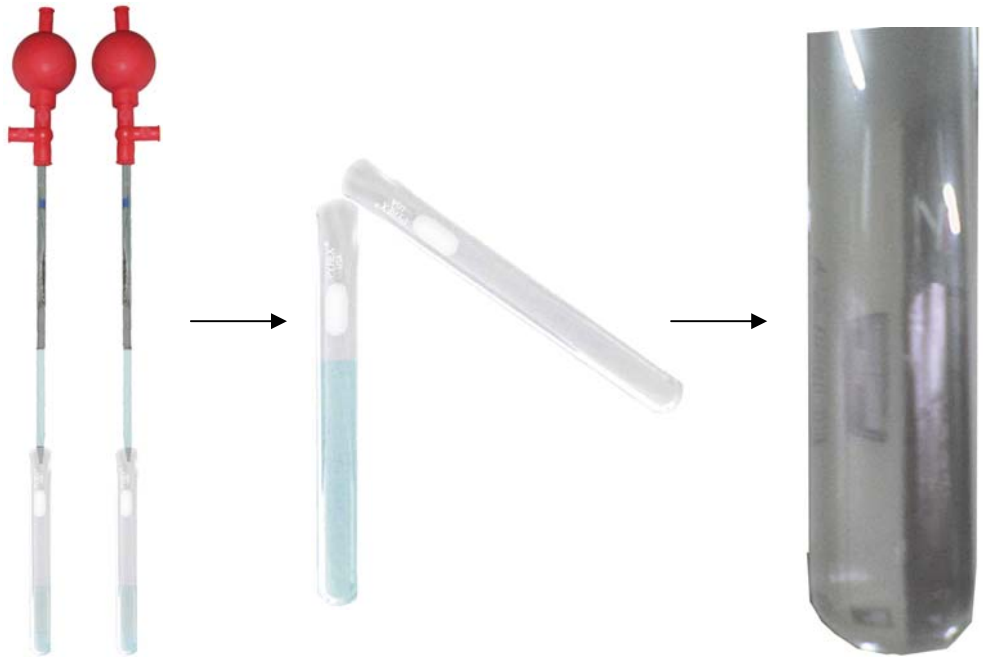
$$BaSO_{4(pp)} \rightleftarrows Ba^{+2}{}_{(ac)} + SO_4^{-2}{}_{(ac)}$$

0,005	0,005	0,005

La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{sp} = \frac{0{,}005 \times 0{,}005}{1} = 2{,}5 \times 10^{-5}$$

6. De las soluciones obtenidas en el paso 4 se extrae 1 mL y se adiciona a dos tubos de ensayo y nuevamente se completa con agua hasta 10 mL, para obtener solución con concentración 10^{-3}M. Esta vez el precipitado ya no se puede ver. Pero esto no nos asegura que no haya precipitado.



Cálculo de las concentraciones de $BaCl_2$ y Na_2SO_4:

$$[BaCl_2] = 0{,}001M \times \frac{10mL}{5mL} = 0{,}0005M$$

$$[Na_2SO_4] = 0{,}001M \times \frac{10mL}{5mL} = 0{,}0005M$$

Cálculo de la constante del producto de solubilidad:

$$BaCl_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_{4(pp)} + NaCl_{(ac)}$$

Luego:

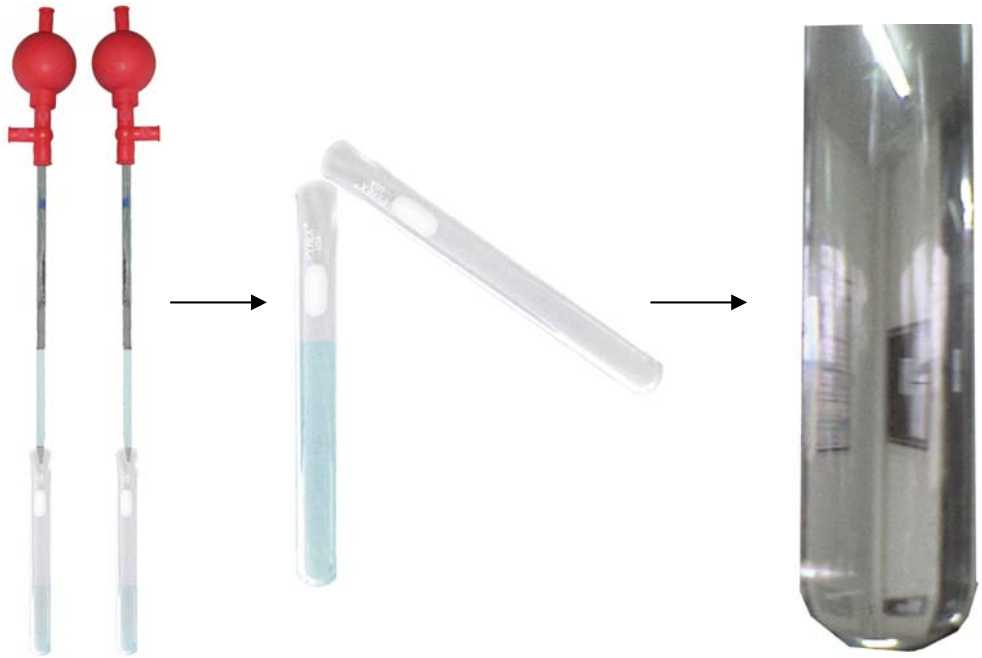
$$BaSO_{4(pp)} \rightleftarrows Ba^{+2}_{(ac)} + SO^{-2}_{4\ (ac)}$$

0,0005	0,0005	0,0005

La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{sp} = \frac{0{,}0005 x 0{,}0005}{1} = 2{,}5 x 10^{-7}$$

7. Ahora extraemos 1 mL de la solución anterior y nuevamente se completa con agua hasta 10 mL y se vuelven a mezclar. La solución tiene concentración 10^{-4}M. Tampoco se ve el precipitado. Esta vez la solución se ve mas clara. Significa que la formación de precipitado es tan pequeña que se podría despreciar cuantitativamente.



Cálculo de las concentraciones de $BaCl_2$ y Na_2SO_4:

$$[BaCl_2] = 0{,}001M \times \frac{10mL}{5mL} = 0{,}00005M$$

$$[Na_2SO_4] = 0{,}001M \times \frac{10mL}{5mL} = 0{,}00005M$$

Cálculo de la constante del producto de solubilidad:

$$BaCl_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_{4(pp)} + NaCl_{(ac)}$$

Luego:

$$BaSO_{4(pp)} \rightleftarrows Ba^{+2}{}_{(ac)} + SO_4^{-2}{}_{(ac)}$$

0,00005	0,00005	0,00005

La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{sp} = \frac{0{,}00005 x 0{,}00005}{1} = 2{,}5x10^{-9}$$

Observación:

En las experiencias realizadas, la constante iónica es mayor que la constante del producto de solubilidad teórica. Esto se debe a que aún hay formación de precipitado. Sólo que no se puede ver a simple vista.

Q		K_{sp} teórico
$2,5x10^{-3}$	>	$1,1x10^{-10}$
$2,5x10^{-5}$	>	$1,1x10^{-10}$
$2,5x10^{-7}$	>	$1,1x10^{-10}$
$2,5x10^{-9}$	>	$1,1x10^{-10}$

CONCLUSIONES

- Al aumentar la temperatura la solubilidad del $Ca(OH)_2$ también aumenta. Esto se comprueba por el método de titulación; a medida que se aumenta la temperatura se observa que el volumen gastado de H_2SO_4 disminuye, por lo tanto la concentración del $Ca(OH)_2$ disminuye.
- El producto de solubilidad K_{ps} expresa el equilibrio entre un sólido y sus iones en disolución. También nos indica si una disolución es insaturada, saturada o sobresaturada.
- Mediante las disoluciones sucesivas y cálculos previos de las concentraciones de una solución se puede determinar el producto de solubilidad, observando si existe sedimentación.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Química General
  7ma edición (2002)
  Raymond Chang
  Ed. Mc Graw-Hill Interamericana
  Páginas 671 – 677

- ✓ Química General
  8va edición (2003)
  Ralph H. Petrucci, William S. Harwood, F. Geoffrey Herring
  Ed. Prentice Hall
  Páginas 750 – 758

- ✓ Crc Handbook of Chemistry and Physics
  82va edición (2002)
  CRC Press Corporate
  Páginas 687 – 690

APÉNDICE

1. Para los puntos que le permitió trazar la curva de solubilidad determine la solubilidad en mol/L y sus correspondiente K_{sp}.

$$S_1 = \frac{0,1924g}{100mL} x \frac{1000mL}{1L} x \frac{1mol}{74g} = \frac{0,026mol}{L}$$

$$S_2 = \frac{0,0962g}{100mL} x \frac{1000mL}{1L} x \frac{1mol}{74g} = \frac{0,013mol}{L}$$

$$S_3 = \frac{0,0703g}{100mL} x \frac{1000mL}{1L} x \frac{1mol}{74g} = \frac{0,0095mol}{L}$$

$$S_4 = \frac{0,0962g}{100mL} x \frac{1000mL}{1L} x \frac{1mol}{74g} = \frac{0,013mol}{L}$$

$$S_5 = \frac{0,0814g}{100mL} x \frac{1000mL}{1L} x \frac{1mol}{74g} = \frac{0,011mol}{L}$$

$$S_6 = \frac{0,0888g}{100mL} x \frac{1000mL}{1L} x \frac{1mol}{74g} = \frac{0,012mol}{L}$$

$$S_7 = \frac{0,1332g}{100mL} x \frac{1000mL}{1L} x \frac{1mol}{74g} = \frac{0,018mol}{L}$$

Calculando el K_{sp} a partir de las solubilidades

Luego:

$$CaOH_{2(s)} \rightleftarrows Ca^{+2}{}_{(ac)} + 2OH^{-1}{}_{(ac)}$$

0,026	0,026	2(0,026)

La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{sp1} = \frac{0,026x(2x0,026)^2}{1} = 7,03x10^{-5}$$

Entonces:

$$K_{sp2} = \frac{0,013x(2x0,013)^2}{1} = 8,78x10^{-6}$$

$$K_{sp3} = \frac{0,0095x(2x0,0095)^2}{1} = 3,42x10^{-6}$$

$$K_{sp4} = \frac{0,013x(2x0,013)^2}{1} = 8,78x10^{-6}$$

$$K_{sp5} = \frac{0,011x(2x0,011)^2}{1} = 5,32x10^{-6}$$

$$K_{sp6} = \frac{0,012x(2x0,012)^2}{1} = 6,91x10^{-6}$$

$$K_{sp7} = \frac{0,018x(2x0,018)^2}{1} = 2,33x10^{-5}$$

2. A partir de los K_{sp} experimentales, encontrar la solubilidad molar a la temperatura de trabajo.

$$K_{sp1} = \frac{S_1x(2xS_1)^2}{1} = 7,03x10^{-5} \qquad \Rightarrow S_1 = \frac{0,026mol}{L} \quad (a\ 95°C)$$

$$K_{sp2} = \frac{S_2x(2xS_2)^2}{1} = 8,78x10^{-6} \qquad \Rightarrow S_2 = \frac{0,013mol}{L} \quad (a\ 90°C)$$

$$K_{sp3} = \frac{S_3x(2xS_3)^2}{1} = 3,42x10^{-6} \qquad \Rightarrow S_3 = \frac{0,0095mol}{L} \quad (a\ 80°C)$$

$$K_{sp4} = \frac{S_4x(2xS_4)^2}{1} = 8,78x10^{-6} \qquad \Rightarrow S_4 = \frac{0,013mol}{L} \quad (a\ 60°C)$$

$$K_{sp5} = \frac{S_5x(2xS_5)^2}{1} = 5,32x10^{-6} \qquad \Rightarrow S_5 = \frac{0,011mol}{L} \quad (a\ 50°C)$$

$$K_{sp6} = \frac{S_6x(2xS_6)^2}{1} = 6,91x10^{-6} \qquad \Rightarrow S_6 = \frac{0,012mol}{L} \quad (a\ 40°C)$$

$$K_{sp7} = \frac{S_7x(2xS_7)^2}{1} = 2,33x10^{-5} \qquad \Rightarrow S_7 = \frac{0,018mol}{L} \quad (a\ 30°C)$$

3. Calcular la solubilidad molar a 25°C de la siguientes sustancias:

$PbSO_4$ $\quad K_{ps} = 1,0x10^{-8} = SxS \quad \Rightarrow S = 1,0x10^{-4}$

$SrSO_4$ $\quad K_{ps} = 2,8x10^{-7} = SxS \quad \Rightarrow S = 5,2x10^{-4}$

$MgCO_3$ $\quad K_{ps} = 2,0x10^{-4} = SxS \quad \Rightarrow S = 1,4x10^{-2}$

4. Calcular la concentración de Pb^{2+} en una solución saturada de $PbCrO_4$ (K_{sp} $PbCrO_4$ = $2x10^{-14}$).

$PbCrO_4$ $K_{ps} = 2{,}0x10^{-14} = SxS$ $\Rightarrow S = 1{,}41x10^{-7}\ \frac{mol}{L}$

5. Calcular la solubilidad del CdS en una solución saturada con H_2S 1M en HCl (K_{sp} CdS =$3{,}6x10^{-29}$).

Para una solución saturada de H_2S es 0.1M.

Luego tenemos las siguientes reacciones:

$CdS_{(s)} \rightleftarrows Cd^{2+}{}_{(ac)} + S^{2-}{}_{(ac)}$ (1)

Luego:

$H_2S \rightleftarrows HS^- + H^+$ $K_1 = 9x10^{-8}$

$HS^- \rightleftarrows S^{2-} + H^+$ $K_2 = 1{,}2x10^{-15}$

Invertimos ambas ecuaciones:

$HS^- + H^+ \rightleftarrows H_2S$ 1/K1 (2)

$S^{2-} + H^+ \rightleftarrows HS^-$ 1/K2 (3)

Sumando 1, 2 y 3:

$$CdS_{(s)} + 2H^+{}_{(ac)} \rightleftarrows Cd^{2+}{}_{(ac)} + H_2S_{(ac)}$$

$$K_{eq} = \frac{K_{sp}}{K_1 x K_2}$$

Luego:

$$Keq = \frac{[Cd^{2+}][S^{2-}]}{\frac{1}{\frac{[HS]}{[S^{2-}][H^+]}} \cdot \frac{1}{\frac{[H_2S]}{[HS][H^+]}}} = \frac{[Cd^{2+}][S^{2-}]}{\frac{[S^{2-}][H^+]^2}{[H_2S]}} = \frac{[Cd^{2+}][H_2S]}{[H^+]^2}$$

	CdS	+	$2H^+$	↔	Cd^{2+}	+	H_2S
Inicio	cte		1				0,1
Cambio	cte		2S		S		S
Equilibrio	cte		1-2S		S		0,1-S

$$K_{eq} = \frac{3{,}6x10^{-29}}{(1{,}2x10^{-11})(9{,}0x10^{-8})} = 3{,}3x10^{-5} = \frac{S(0{,}1-S)}{(1-2S)}$$

$$S = 3{,}33x10^{-6} mol/L$$

6. Indique los errores posibles en el experimento.

- Al momento de extraer los 10 mL de la solución de $Ca(OH)_2$, se pudo haber extraído un poco de precipitado blanco que había en dicha solución ya que no permitiría una adecuada titulación y por consecuencia determinaríamos una solubilidad errónea.
- Al momento de extraer los 10 mL de la solución de $Ca(OH)_2$, puede que no se haya hecho a la temperatura correcta.