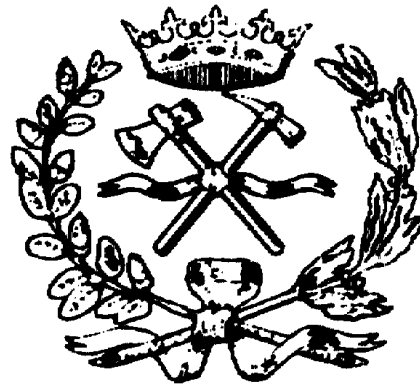


DEPARTAMENTO DE QUÍMICA AGRÍCOLA Y EDAFOLOGÍA

ESCUELA TÉCNICA SUPERIOR DE INGENIEROS AGRONOMOS Y DE MONTES

Universidad de Córdoba



GRADO EN INGENIERÍA AGRONÓMICA

ASIGNATURA: QUÍMICA GENERAL.

Prácticas de laboratorio.

Curso 2010-2011

PRÁCTICA 6. SOLUBILIDAD Y PRECIPITACION.

Objetivos:

Observar la variación de la solubilidad dependiendo de la naturaleza de soluto y disolvente y de la temperatura.

Estudiar la disolución de precipitados por formación de complejos.

Material

Gradilla y tubos de ensayo.
Mechero.

Pipetas pasteur.
Pipetas graduadas.

Reactivos.

1. Sulfato de cobre.

2. Etanol.

3. Eter de petróleo.

4. Cloroformo

5. Tetracloruro de carbono.

6. Aceite.

7. Yodo.

8. Nitrato potásico sólido.

9. Cloruro sódico sólido.

10. Cloruro sódico 0,1 M .

11. Bromuro sódico 0,1 M

12. Yoduro potásico 0,1 M.

13. Nitrato de plata 0,1 M

14. Acido nítrico 2 M

15. Hidróxido amónico 0,5 M

16. Hidróxido amónico concentrado.

Introducción

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias diferentes. A la sustancia que está en mayor proporción, o a la que forma la fase, se la suele llamar disolvente, y al componente que está en menor proporción se le llama soluto.

Las moléculas o iones de soluto se encuentran rodeadas de moléculas de disolvente (solvatación), en el caso de que éste sea el agua se llama hidratación.

El contenido de un soluto en una disolución se denomina concentración de la disolución. Hay varias formas de expresar esta concentración, tanto en unidades físicas (% en peso, % en volumen...) como en unidades químicas (formalidad, molaridad, normalidad ...).

Solubilidad

Solubilidad de una sustancia es la máxima cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad determinada de disolvente, en condiciones de equilibrio estable y a una temperatura y presión fijas. Cuando la disolución alcanza dicho límite se dice que está saturada. Una disolución no saturada es la que tiene menor concentración que la disolución saturada. Si la concentración es mayor, la disolución se llama sobresaturada, siendo ésta una disolución inestable.

a) Factores internos que influyen sobre la solubilidad.

La solubilidad de las sustancias varía mucho según los diversos disolventes. En general se observa que una sustancia tiende a disolverse en disolventes que son análogos a ella en cuanto a su tipo de enlace. -"Lo semejante disuelve a lo semejante"-.

b) Variación de la solubilidad con la temperatura.

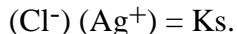
La mayoría de los sólidos muestran un aumento de la solubilidad con la temperatura. En algunos casos éste aumento es muy notable, por ejemplo, el nitrato de potasio, cuya solubilidad es de 13 g a 0 °C, pasa a 86 g a 50 °C por cada 100 mL de agua. En otros casos, como el cloruro de sodio, el aumento de la solubilidad con la temperatura es muy pequeño.

Un caso interesante es el del sulfato de sodio decahidratado. La solubilidad de este compuesto aumenta de 0 °C hasta 12,4 °C, por encima de esta temperatura la solubilidad disminuye rápidamente debido a que la fase sólida estable es sulfato de sodio anhidro.

c) Producto de solubilidad.

Cuando una sal es poco soluble en agua, en la disolución saturada se establece un equilibrio entre los iones disueltos y la sal sólida que queda sin disolver.

Tomando como ejemplo una disolución saturada de cloruro de plata, el producto de las concentraciones molares de los iones toma un valor constante para una temperatura determinada:



La constante K_s , que a veces se designa por K_{ps} ó P_s , recibe el nombre de producto de solubilidad, y se calcula siempre expresando las concentraciones de los iones en molaridad.

Precipitación

El producto de solubilidad permite conocer cuando se formará un precipitado al mezclar dos disoluciones que contengan iones que formen una sal poco soluble, e incluso calcular la concentración de los mismos.

Para que se forme un precipitado es necesario que el producto de la concentración de los iones, elevada a su correspondiente coeficiente sea superior a la K_s . Así por ejemplo, para el cloruro de plata, si:

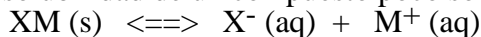
$(\text{Cl}^-)(\text{Ag}^+) > K_s$ se origina precipitado

$(\text{Cl}^-)(\text{Ag}^+) = K_s$ disolución saturada

$(\text{Cl}^-)(\text{Ag}^+) < K_s$ no hay precipitado

Solubilidad de los precipitados

Según el equilibrio de solubilidad de un compuesto poco soluble:



si de alguna manera se disminuye la concentración de X^- , ó la de M^+ , el equilibrio se desplaza hacia la derecha, disolviéndose el compuesto XM. La disminución de la concentración de los iones se puede conseguir por formación de complejos, por una reacción de oxidación-reducción, o por adición de reactivos con un ión común con el precipitado, que formen un compuesto más estable.

Parte experimental

6.a. Influencia de la naturaleza del soluto y del disolvente en la solubilidad de las sustancias.

1.1.- Poner una pequeña cantidad de sulfato de cobre en cinco tubos de ensayo y añadir a continuación: en el primer tubo 2 mL de agua; en el segundo 2 mL de etanol; en el tercero 2 mL de éter de petróleo, en el cuarto 2 mL de cloroformo y en el quinto 2 mL de tetracloruro de carbono. Agitar y observar la distinta solubilidad, anotándola en el cuadro adjunto.

1.2.- Poner 2 gotas de aceite en cinco tubos de ensayo y añadir a continuación en cada tubo 2 mL de uno de los disolventes utilizados en el apartado anterior, operando de la misma forma.

1.3.- Poner una escama de yodo en cinco tubos de ensayo y repetir los ensayos de solubilidad con los disolventes utilizados en los apartados anteriores.

En todos los ensayos se debe agitar y observar la distinta solubilidad, anotando los resultados en el cuadro siguiente:

Solubilidad	Agua	Etanol	Eter petróleo	Cloroformo	Tetracloruro carbono
Sulfato de cobre					
Aceite					
Yodo					
Ioduro					

6.b. Influencia de la temperatura en la solubilidad de las sustancias.

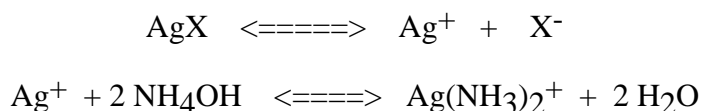
2.1.- Poner 2 mL de agua en un tubo de ensayo, añadir una pequeña cantidad de nitrato de potasio y agitar añadiendo sucesivamente pequeñas cantidades de esta sal, agitando después de cada adición. Continuar añadiendo pequeñas dosis de sal hasta que una parte de ésta quede sin disolver.

Calentar suavemente el tubo de ensayo y observar si ha variado la solubilidad con la temperatura. Seguir añadiendo pequeñas cantidades de nitrato de potasio, después enfriar la disolución poniendo el tubo de ensayo al chorro de agua fría.

2.2.- Repetir el ensayo anterior con cloruro sódico y observar el distinto comportamiento de esta sal.

6.c. Disolución de precipitados por formación de complejos.

Si disminuye la concentración de alguno de los iones que forman un precipitado, de tal forma que el producto de sus concentraciones no supere el producto de solubilidad, el precipitado se disolverá. Esto es lo que ocurre con algunos haluros de plata, ya que debido a su diferente producto de solubilidad, se disuelven o no en amoníaco de distinta concentración por formación de un complejo amoniacal con el ión Ag^+ . La formación de este complejo provoca una disminución de la concentración del ión Ag^+ , desplazando el equilibrio de solubilidad hacia la derecha, y se produce la disolución del precipitado:



3.1.- Tomar 3 tubos de ensayo y poner: en el primero 2 mL de disolución de cloruro de sodio 0,1 M; en el segundo tubo 2 mL de disolución de bromuro de sodio 0,1 M; y en el tercero 2 mL de disolución de yoduro potásico 0,1 M. A continuación añadir a cada tubo 2 ó 3 gotas de una disolución de nitrato de plata 0,1 M y 2 ó 3 gotas de ácido nítrico 2 M. Calentar suavemente cada tubo de ensayo y observar la formación de precipitados de distinta coloración.

Seguidamente se reparten por igual en dos tubos de centrífuga los precipitados de BrAg y de IAg , centrifugando durante 5 minutos. A continuación se decanta el líquido que sobrenada en los precipitados y se añade a cada precipitado 2 mL de disolución de hidróxido amónico 0,5 M, observando lo que sucede. Volver a decantar el líquido de los tubos de ensayo que contienen bromuro de plata y yoduro de plata y añadir a cada uno de ellos 2 mL de amoníaco concentrado, observar lo que sucede. Completar la tabla adjunta con las observaciones efectuadas:

XAg	Ks a 25°C	Ppdo. en agua	Solubilidad NH_4OH
Fluoruro	soluble	No forma	-----
Cloruro	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Blanco	Soluble en diluido
Bromuro	$4,9 \cdot 10^{-13}$		
Ioduro	$9,8 \cdot 10^{-17}$		

Cuestiones.

- 1.- Relacionar la solubilidad de las sustancias con la naturaleza (polaridad, tipo de enlace químico, etc.) de soluto y disolvente, utilizando los ejemplos de los ensayos realizados en la práctica.
- 2.- Explicar como influye la variación de la temperatura, en los ensayos del apartado 2 de la práctica.
- 3.- Escribir y ajustar las reacciones químicas correspondientes al ensayo 3.1.
- 4.- La solubilidad del cloruro de plomo (II), a 25 °C, es de 0,99 g/100 mL. Calcular su Kps.

-----oOo-----