

TRABAJO PRÁCTICO N° 16: **EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD.**

1. Objetivo General

- Identificar los factores que afectan la solubilidad en reacciones de precipitación acuosa.

2. Objetivos Específicos

- Evidenciar el efecto del ion común en diversas reacciones químicas
- Demostrar el efecto del pH en la solubilidad de compuestos en soluciones acuosas
-

4. Materiales y Reactivos

Materiales

- | | | |
|---|---------------------|----------------------|
| • Piseta | • Pinzas | • Estufa |
| • Matraz Erlenmeyer con desprendimiento lateral | • Probeta de 250 mL | • Papel de filtro |
| • Vasos de precipitado | • Tubos de ensayo | • Vidrio de reloj |
| • Soporte universal | • Gradilla | • Guantes de nitrilo |
| | • Pipetas Pasteur | • Gafas de seguridad |

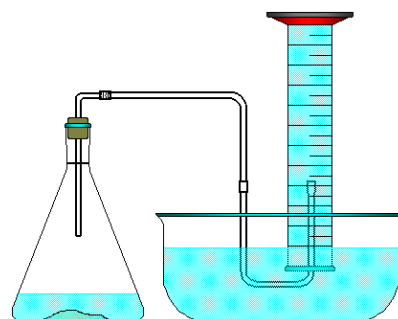
Reactivos

- | | | |
|-----------------------|--------------------|------------------------|
| • Agua destilada | • Acetato de sodio | • Cloruro de magnesio |
| • Fenolftaleína | • Nitrato de plata | • Cloruro de amonio |
| • Ácido acético 0.1M | • NaOH 6M | • Sulfato de manganeso |
| • Carbonato de calcio | • HCl 6M | • Sulfuro de sodio |

5. Técnica operatoria

Experiencia 1: Efecto del ion común (cualitativa, demostrativa)

Acondicione un sistema de recolección de gases sobre agua como el que se muestra en la figura usando una probeta de 100 mL procurando que la probeta invertida quede totalmente llena de agua. Conecte un matraz con desprendimiento lateral (o un matraz común adaptado con un tapón horadado). El extremo de la manguera de goma debe ir dentro de la boca de la probeta para recolectar el gas desprendido de la reacción.



En el matraz Erlenmeyer agregue 100 mL de solución de ácido acético 0.1 M. Agregue 0.5 g de carbonato de calcio, tape inmediatamente, inicie el cronómetro para medir el tiempo en el que la reacción se completa, recolectando el gas desprendido.

Repita el procedimiento con 100 mL de una solución de ácido acético/acetato de sodio. Calcule el volumen de gas desprendido (CNTP, verifique la temperatura del laboratorio con el instrumento colocado en la puerta del cuarto de balanzas) por estequiometría por el carbonato con el ácido acético y calcule el error correspondiente de acuerdo con el volumen de gas obtenido. Concluya sobre cómo afecta la presencia de un ion común el tiempo de reacción y el volumen de gas obtenido.

Experiencia 2: Efecto del ion común en la solubilidad (**cualitativa**)

En un tubo de ensayo agregue 1 mL de solución de ácido acético 0.1 M y 5 mL de solución de nitrato de plata, observe lo que ocurre. Espere que el precipitado caiga al fondo del tubo (puede avanzar con otra experiencia mientras tanto) y trasvase con cuidado el sobrenadante a otro tubo de ensayo y agregue 1 mL de solución de ácido acético. Concluya sobre el efecto del ion común en la reacción.

Experiencia 3: Efecto del pH en la solubilidad (**cualitativa**)

En dos tubos de ensayo agregue 2 mL de solución de cloruro de magnesio y 2 gotas de solución de NaOH 6M, agite, observe y describa lo que ocurre.

Al tubo de ensayo No. 1 añada 5 gotas de solución de HCl 6M, agite, observe y describa.

Al tubo de ensayo No. 2 añada unos pocos cristales de cloruro de amonio, agite (mantenga el área ventilada y no respire los vapores), observe y describa.

Concluya sobre el efecto del pH en la solubilidad. Investigue el efecto que tiene el cloruro de amonio sobre el precipitado y plantee las ecuaciones químicas correspondientes.

Experiencia 4: Efecto del pH en la solubilidad (**cualitativa**)

En un tubo de ensayo agregue 2 mL de solución de sulfato de manganeso y unas gotas de solución de sulfuro de sodio, agite y observe. Añada 3 mL de solución de HCl 6M (o lo que requiera), agite, observe y describa. Concluya sobre el efecto del pH en la solubilidad con las ecuaciones químicas correspondientes.

Experiencia 5: Separación fraccionada de iones (**cuantitativa**)

En un vaso de precipitado agregue 20 mL de la “solución incógnita” que los docentes le proporcionarán, y que contiene iones cobre y zinc. Agregue 1 mL de HCl 6M y verifique que el pH esté en 1.0 con una cinta indicadora (si no se encuentra en ese valor agregar un poco más de HCl 6M). Con una pipeta Pasteur limpia y rotulada agregue unas gotas de solución de sulfuro de sodio hasta completa formación del precipitado.

Pese un papel de filtro y un vidrio de reloj, márkelo con su nombre y el número 1 para identificarlo, pese el conjunto y registre el valor en la tabla. Repita el procedimiento con otro vidrio de reloj marcado con el número 2. Filtre la solución recolectando el líquido en otro vaso de precipitado. De ser necesario, lave el vaso con el sólido con dos o tres porciones de 2 mL de HCl diluido y asegúrese que todo el sólido quede retenido en el papel de filtro y no quede nada en el vaso de precipitado 1. Lleve a estufa hasta sequedad.

Al vaso de precipitado que contiene el filtrado, agregue 1 gota de NaOH 6M, con una cinta indicadora verifique que el pH esté aproximadamente en 8 y luego agregue solución de sulfuro de sodio gota a gota hasta que no aparezca más precipitado. Filtre sobre el papel de filtro No. 2 (previamente pesado), transfiera cuantitativamente el sólido con agua destilada, lleve a sequedad y luego pese nuevamente. Registre el peso de ambos sistemas en la tabla.

	Peso (g)
Vidrio de reloj No. 1 + papel de filtro	
Vidrio de reloj No. 1 + papel de filtro + sólido 1	
Vidrio de reloj No. 2 + papel de filtro	
Vidrio de reloj No. 2 + papel de filtro + sólido 2	

Plantee las ecuaciones químicas correspondientes y calcule con los pesos de sólido obtenidos por estequiometría la cantidad de iones zinc y de iones cobre que contiene la solución problema (en mg/L). Tenga en cuenta que los sólidos pesados están como sulfuro de zinc (II) y sulfuro de cobre (II)

Investigue a cuál pH se separa cada uno de los iones para establecer lo realmente obtenido en la técnica operatoria. ¿Qué sucedería si agregara la solución de sulfuro de sodio a la muestra problema directamente a un pH de 8? Justifique.