

Actividad Experimental 4

REACCIONES DE IONES METÁLICOS

Investigación previa

- Investigar las medidas de seguridad para trabajar con amoniac
- Investigar las reglas de solubilidad de las sustancias químicas.
- Investigar las reglas de solubilidad de los compuestos iónicos.
- ¿Qué es un ión complejo?

Antecedentes

Los elementos metálicos como el cobre, el hierro, el zinc, el aluminio, etc son muy comunes, sin embargo es raro encontrarlos puros en la naturaleza. Casi siempre aparecen en la corteza terrestre combinados con otros elementos formando minerales. En la Tabla 1 se muestra la abundancia promedio de algunos metales en la corteza terrestre, así como los minerales en los que se encuentran. A pesar de contener iones metálicos las rocas son poco solubles en agua. Para extraer los elementos metálicos es necesario disolver el mineral en el que se encuentran e identificarlos. En esta práctica te familiarizarás con algunas técnicas para la identificación de iones metálicos.

Tabla 1. Composición de una muestra de 1 libra (453.6 g) de corteza terrestre.

Metal	Composición	Mineral representativo
Al	37 g	Al ₂ O ₃
Fe	23 g	Fe ₂ O ₃
Ca	17 g	CaCO ₃ , CaSO ₄
Na	13 g	NaCl, NaNO ₃
Mg	9.5 g	MgCO ₃
Ba	1.1 g	BaCO ₃ , BaSO ₄
Cu	30 mg	Cu ₂ O, CuCO ₃
Pb	7.0 mg	PbO, PbS
Dy	2.0 mg	DyPO ₄
Hg	0.20 mg	HgS
Bi	0.09 mg	Bi ₂ S ₃ , Bi "libre"
Ag	0.05 mg	Ag ₂ S, Ag "libre"
Au	0.002 mg	Au "libre"

A partir de las reacciones que llevarás a cabo en esta práctica podrás desarrollar un sistema para identificar iones metálicos, basado en tus observaciones sobre el color de la solución que contiene dichos iones, así como también en la formación de precipitados y la disolución de los mismos. Trabajarás con 8 cationes metálicos, 5 aniones y con amoniac en solución acuosa:

Iones metálicos	Aniones
1. Pb ²⁺	1. SO ²⁻
2. Cu ²⁺	2. S ²⁻
3. Fe ³⁺	3. I ⁻
4. Co ²⁺	4. SCN ⁻
5. Zn ²⁺	5. OH ⁻
6. Mg ²⁺	
7. Ba ²⁺	NH ₃ en solución acuosa
8. K ⁺	

Color

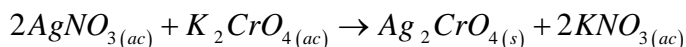
Muchos cationes de los metales de transición tienen un color característico cuando están en solución. El color dependerá de la molécula o ión particular con el que el ión metálico se combina para formar iones complejos. Algunos ejemplos son:

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	Azul claro	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Amarillo
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Azul oscuro-violeta	$[\text{Fe}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$	Amarillo
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	Verde	$[\text{Fe}(\text{SCH})]^{2+}$	Rojo
$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	Rosa	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Marrón naranja

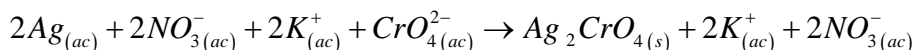
Formación de precipitados

Muchas reacciones químicas involucran combinaciones iónicas simples que llevan a la formación de compuestos insolubles en aguas, los cuales precipitan.

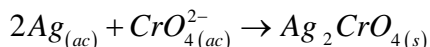
Por ejemplo si se mezclan una solución de nitrato de plata (AgNO_3) con una solución de cromato de potasio (Ag_2CrO_4), se formará cromato de plata (Ag_2CrO_4), que es un precipitado marrón rojizo. La **ecuación molecular** de este proceso es:



Los compuestos AgNO_3 , K_2CrO_4 y KNO_3 son compuestos iónicos solubles, que se encuentran disociados en sus iones en solución acuosa. Por lo tanto la **ecuación iónica total** de este mismo proceso será:

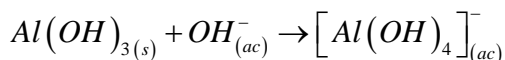
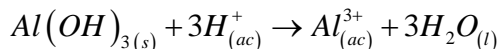


Los iones potasio (K^+) y nitrato (NO_3^-) aparecen en forma idéntica y con los iguales los mismos coeficientes estequiométricos a ambos lados de la ecuación iónica total. Esto quiere decir que no participan de la reacción por lo que se les conoce como **iones espectadores**. Cancelando los iones espectadores se obtiene la **ecuación iónica neta**, que en este caso sería:



Reacciones de neutralización

A las reacciones entre ácidos y bases se les conoce como **reacciones de neutralización**. Los **hidróxidos anfotéricos**, son aquellos que reaccionan tanto con ácidos como con bases. Estos compuestos se disuelven tanto en soluciones ácidas como en soluciones alcalinas. Un ejemplo es el hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$):



Objetivos

- Observar las reacciones de diferentes iones metálicos con algunos aniones en solución acuosa.
- Aplicar las reglas de solubilidad de los compuestos iónicos.

Materiales y reactivos

- 8 tubos de ensayo

- rejilla para tubos
- pipeta graduada
- agua destilada
- (*) soluciones 0.1M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, y KNO_3
- solución 2M de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- solución 1M de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- solución 2M de NaI o KI
- solución 2M de NH_4SCN
- solución 4M de NaOH
- solución concentrada de NH_3

Protocolo

A. Reacciones de iones metálicos con ión hidroxilo

1. Coloca 8 tubos de ensayo en la rejilla porta tubos y rotúlalos del 1 al 8
2. Coloca 5 ml de agua destilada en cada tubo
3. Coloca 1 ml de cada solución de cationes (*) por separado en cada uno de los tubos (o sea 1 ml de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ en el tubo 1, 1 ml de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en el tubo 2, y así sucesivamente). Rotula cada tubo con el símbolo del catión que colocaste.

!!! PRECAUCIÓN!!!

**VAS A TRABAJAR CON UNA SOLUCIÓN DE NaOH, QUE ES ALTAMENTE CORROSIVA.
 PUEDE DAÑAR TU ROPA Y TU PIEL.
 SI LLEGARA A CAER EN LA PIEL LAVA INMEDIATAMENTE CON ABUNDANTE AGUA**

4. Con mucho cuidado coloca 0.2 ml de solución 4M de NaOH en cada tubo.
5. Agita bien cada tubo.
6. Reporta tus observaciones en la tabla A. Observa con cuidado porque algunos hidróxidos insolubles son casi incoloros.
7. Deja que se asienten los precipitados. Con cuidado quita de cada tubo tanto líquido como te sea posible manteniendo el sólido en el tubo. Puedes utilizar un gotero o una jeringa. Recuerda enjuagar bien el instrumento que utilices en un tubo antes de usarlo en el siguiente.
8. Con mucho cuidado coloca 1 ml de solución 4M de NaOH en cada tubo.
9. Agita bien cada tubo.
10. Reporta tus observaciones en la tabla A.
11. Pregunta al laboratorista o a tu profesor sobre donde desechar las sustancias de esta práctica y lava bien los tubos de ensayo.

B. Reacciones de iones metálicos con amoníaco en solución acuosa

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. A partir de este momento deberás trabajar en la campana de extracción.

!!! PRECAUCIÓN!!!

VAS A TRABAJAR CON AMONIACO, QUE ES UN GAS QUE IRRITA LOS OJOS Y LAS VIAS RESPIRATORIAS. MANIPULA ESTE GAS CON CUIDADO EN UNA ZONA VENTILADA.

SI TUS OJOS SE IRRITAN LAVA CON ABUNDANTE AGUA.

SI LOS VAPORES DE AMONIACO SON MUY CONCENTRADOS VE A UNA ZONA CON AIRE FRESCO

3. Con mucho cuidado coloca 0.2 ml de solución concentrada de amoniaco en cada tubo.
4. Agita bien cada tubo.
5. Observa con cuidado los precipitados que se forman.
6. Reporta tus observaciones en la tabla A.
7. Deja reposar los tubos en la campana para que los precipitados sedimenten. Luego remueve el líquido sobrenadante.
8. Con mucho cuidado coloca 0.7 ml de solución concentrada de amoniaco en cada tubo.
9. Agita bien cada tubo.
10. Reporta tus observaciones en la tabla A.
11. Pregunta al laboratorista o a tu profesor sobre donde desechar las sustancias de esta práctica y lava bien los tubos de ensayo.

C. Reacciones de iones metálicos con iones sulfato

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. Adiciona 1 ml de la solución 2M de sulfato de amonio en cada tubo.
3. Agita bien cada tubo. Observa cuidadosamente cualquier evidencia que indique que está ocurriendo una reacción (formación de sólidos, cambio de color, cambio de temperatura, etc.)
4. Reporta tus observaciones junto a la fórmula de los sulfatos insolubles en la tabla A.
5. Pregunta al laboratorista o a tu profesor sobre donde desechar las sustancias de esta práctica y lava bien los tubos de ensayo.

D. Reacciones de iones metálicos con iones yoduro

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. Coloca 1 ml de la solución 2M de yoduro de sodio en cada tubo.
3. Agita bien cada tubo.
4. Reporta tus observaciones en la tabla A.
5. Pregunta al laboratorista o a tu profesor sobre donde desechar las sustancias de esta práctica y lava bien los tubos de ensayo.

E. Reacciones de iones metálicos con iones tiocianato

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. Coloca 1 ml de la solución 2M de tiocianato de amonio en cada tubo.
3. Agita bien cada tubo. Observa cuidadosamente cualquier evidencia que indique que está ocurriendo una reacción (formación de sólidos, cambio de color, cambio de temperatura, etc.)

4. Reporta tus observaciones en la tabla A.
5. Pregunta al laboratorista o a tu profesor sobre donde desechar las sustancias de esta práctica y lava bien los tubos de ensayo.

F. Reacciones de iones metálicos con iones sulfuro

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. A partir de este momento deberás trabajar en la campana de extracción.
3. Coloca 1 ml de la solución 1M de sulfuro de amonio en cada tubo.
4. Agita bien cada tubo. Observa cuidadosamente cualquier evidencia que indique que está ocurriendo una reacción (formación de sólidos, cambio de color, cambio de temperatura, etc.)
5. Reporta tus observaciones en la tabla A.
6. Pregunta al laboratorista o a tu profesor sobre donde desechar las sustancias de esta práctica y lava bien los tubos de ensayo.

RESULTADOS

Instrucciones: en la celda grande anota tus observaciones, por ejemplo: se forma un precipitado blanco, la solución se tornó color rojo, no se observan cambios, etc. Cuando observes la formación de un precipitado escribe su fórmula en las celdas pequeñas.

Reactivo adicionado	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Zn ²⁺	Mg ²⁺	Ba ²⁺	K ⁺
(NH ₄) ₂ SO ₄								
(NH ₄) ₂ S								
NaI								
NH ₄ SCN								
NaOH, 0.2 ml								
NaOH, 1 ml								
NH _{3(ac)} , 0.2 ml								
NH _{3(ac)} , 0.7 ml								