



“Estudia un día en la U.M.H.”

Buscando respuestas, resolviendo enigmas...

¿cuáles son las leyes que rigen los cambios de la Naturaleza?

La Química en acción I

Acerca de la reversibilidad de las reacciones químicas:

el equilibrio químico

Enero – Febrero de 2010

La Alquimia en acción: transformación del plomo en oro

La palabra "alquimia" proviene etimológicamente del vocablo arábico, *al-Kimia*, que acorde con algunas fuentes significa **transmutación**, o en otras palabras, **el arte de hacer oro**. Tres fueron los objetivos fundamentales que persiguieron los alquimistas. Por un lado intentaron la transformación de metales innobles (como el plomo y el cobre) en metales preciosos (como la plata y el oro). Además, trataron de crear una sustancia que fuera capaz de curar todas las enfermedades. Finalmente se aplicaron en descubrir el elixir de la inmortalidad.

Por tanto, en el mundo alquimista, todo se resumía en la búsqueda de la *piedra filosofal* (Harry Potter la sigue buscando), considerada como la única sustancia capaz de conseguir los tres objetivos alquimistas: la transmutación de los metales, la panacea universal y la inmortalidad.

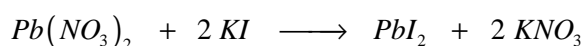
En la presente experiencia, veremos cómo la mezcla de dos disoluciones incoloras (de un compuesto de plomo y otro de yodo) da lugar a un compuesto sólido de un fuerte color amarillo que "en apariencia" es similar al oro. ¿Habremos conseguido hacer realidad el sueño alquimista de transformar el plomo en oro?.

Procedimiento

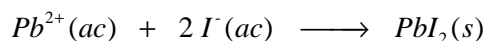
- ✓ Con una probeta de 50 mL limpia, mide 50 mL de disolución de nitrato de plomo, $Pb(NO_3)_2$, y viértelos en un vaso de precipitados de 250 mL.
- ✓ Utilizando la misma probeta, añade 100 mL de agua destilada (2 veces 50 mL) al vaso de precipitados que contiene la disolución de nitrato de plomo, $Pb(NO_3)_2$.
- ✓ Mide ahora 30 mL de disolución de yoduro potásico, KI, y añádelos lentamente sobre la disolución que contiene el vaso de precipitados,
- ✓ *De inmediato se formará un precipitado voluminoso de un bonito color amarillo.*

Este precipitado se debe a la reacción química que ha ocurrido entre el nitrato de plomo, $Pb(NO_3)_2$, y el yoduro potásico, **KI**, dos compuestos diferentes que disueltos en agua son incoloros, y que al unirlos, reaccionan dando lugar a otro compuesto diferente que es sólido y de color amarillo. Este nuevo compuesto es yoduro de plomo, **PbI₂**.

La reacción química que ocurre puede expresarse como:



Dado que el nitrato de plomo se disocia en disolución en Pb^{2+} y NO_3^- y el yoduro de potasio se disocia en K^+ e I^- , la reacción anterior puede representarse de forma iónica como:



Es decir, dos especies solubles (e incoloras) en disolución acuosa (Pb^{2+} e I^-) han dado lugar a una especie sólida (insoluble en agua), $PbI_2(s)$ de un intenso color amarillo.

Solubilización del precipitado: dependencia de la solubilidad con la temperatura

El objetivo de esta práctica es, además de comprobar cualitativamente la mayor solubilidad de las sustancias en caliente que en frío, que el alumno o alumna adquiera destreza en la aplicación de técnicas muy frecuentes en los trabajos del laboratorio químico.

Procedimiento

- ✓ Pon el vaso de precipitados que contiene el ioduro de plomo, PbI_2 , anteriormente obtenido en el agitador magnético. Manteniendo una agitación constante pon el vaso a calentar hasta que se alcance el punto de ebullición.
- ✓ A medida que aumenta la temperatura, observa cómo el precipitado de PbI_2 se va solubilizando (habiéndose solubilizado casi completamente al alcanzarse el punto de ebullición).
- ✓ Cuando la disolución comienza a hervir, apaga el calentador y, con ayuda de una pinza de papel para no quemarte, filtra (en caliente) la disolución haciéndola pasar a través de un filtro de papel liso, recogiendo el líquido filtrado en un erlenmeyer de 250 mL en el que habrás puesto 10 mL de agua hirviendo.
- ✓ A partir de este momento, la disolución (transparente) comenzará a enfriarse. Debido a que el PbI_2 disminuye su solubilidad con la temperatura, al enfriarse la disolución el PbI_2 comenzará a precipitar en forma de escamas de color *amarillo dorado*. Este precipitado dorado se conoce como «*lluvia de oro*».

Explicación

El ioduro de plomo, PbI_2 , tiene la propiedad de presentar dos formas cristalinas diferentes:

- Como un sólido con apariencia de polvo fino de color amarillo (el obtenido inicialmente).
- Como un sólido cristalino de color dorado brillante (el obtenido al enfriar lentamente la disolución previamente calentada del precipitado inicial).

Tanto en una forma como en la otra, el compuesto es el mismo, ioduro de plomo, y su fórmula química es PbI_2 . Esto se debe a que este compuesto tiene la propiedad de poder presentarse en esas dos formas diferentes. A este fenómeno se le conoce como **alotropía**, y a cada una de esas formas diferentes de presentarse un elemento o un compuesto se le denomina «estado alotrópico».

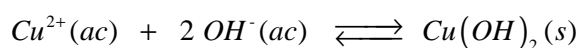
Como influenciar una mezcla en equilibrio químico: El principio de Le Chatelier

Definimos el equilibrio químico como la situación que se alcanza cuando las concentraciones de reactivos y productos de una determinada reacción química permanecen constantes con el tiempo. Macroscópicamente, nada cambia... A menos que hagamos algo, que interfiramos con dicho equilibrio.

Según el Principio de Le Chatelier: *cuando se somete a un sistema en equilibrio a una modificación de los parámetros que lo gobiernan (presión, temperatura, concentraciones de reactivos o productos, etc.), el sistema evoluciona alcanzando un nuevo estado de equilibrio que le permita contrarrestar parcialmente la modificación introducida.*

1.- Precipitación del Cu(OH)₂.

El Cu²⁺ forma un hidróxido muy insoluble, Cu(OH)₂ de acuerdo con el equilibrio:



En agua pura, el equilibrio está desplazado hacia la izquierda, lo que implica que el Cu²⁺ apenas forma hidróxido (recuérdese que en agua pura la concentración de OH⁻ es muy pequeña, [OH⁻] = 10⁻⁷ M).

Sin embargo, si aumentamos la concentración de OH⁻, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la derecha (intentando consumir parte del OH⁻ añadido para dar lugar al Cu(OH)₂ sólido). Por tanto, si añadimos NaOH a una disolución que contiene Cu²⁺ provocaremos la precipitación del hidróxido Cu(OH)₂.

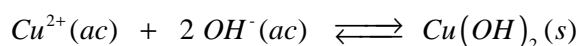
Procedimiento:

- ✓ Utilizando la probeta de 10 mL, añade 3 mL de la disolución de CuSO₄ en un tubo de ensayo limpio.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur limpia, añade 20 gotas (gota a gota) de la disolución de NaOH. Cada 2 ó 3 gotas, agita el tubo de ensayo para mezclar bien su contenido.

Observarás la aparición de un precipitado grumoso de color azulado, Cu(OH)₂ (s).

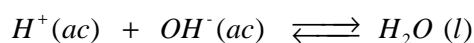
2.- Solubilización de precipitados.

El hidróxido formado en el apartado anterior está regido por el equilibrio:



De acuerdo con el principio de Le Chatelier, si disminuimos la concentración de OH⁻ (un reactivo) el equilibrio se desplazará hacia la izquierda con objeto de oponerse parcialmente al cambio introducido. La única forma que tiene el equilibrio de aumentar la concentración de OH⁻ es solubilizar el hidróxido, Cu(OH)₂ (s), para dar lugar a Cu²⁺ y OH⁻.

Si, a la disolución resultante del apartado anterior se le añade un ácido fuerte tal como el ácido sulfúrico, H₂SO₄, los protones añadidos neutralizarán los iones hidroxilos, OH⁻, inicialmente presentes en la disolución de acuerdo con la reacción:



Al disminuir la concentración de OH⁻ presente en la disolución, el equilibrio de solubilidad se desplazará hacia la izquierda, solubilizando el precipitado.

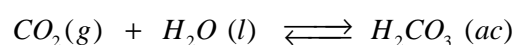
Procedimiento:

- ✓ Toma el tubo de ensayo del apartado anterior que contiene el precipitado de Cu(OH)₂.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur limpia, añade 20 gotas (gota a gota) de la disolución de H₂SO₄. Cada 2 ó 3 gotas, agita el tubo de ensayo para mezclar bien su contenido.

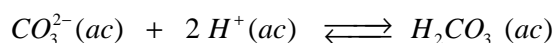
Observarás que a medida que añades H₂SO₄ (neutralizando los OH⁻ presentes) más y más precipitado se solubilizará hasta obtenerse una disolución transparente.

3.- Solubilidad de gases: generación de CO₂(g).

El CO₂ es un gas escasamente soluble en agua. Al disolverse, reacciona con una molécula de agua, dando lugar al ácido carbónico:



En la presente experiencia, generaremos CO₂(g) mediante la adición de ácido sulfúrico, H₂SO₄, al carbonato sódico, Na₂CO₃. En efecto, si añadimos protones (provenientes del H₂SO₄) al carbonato, se establece el equilibrio:



A su vez, el ácido carbónico, H₂CO₃ está involucrado en el equilibrio anterior, por lo que parte del H₂CO₃ se disocia en CO₂(g) y H₂O(l).

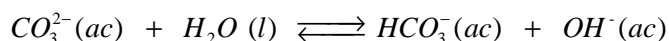
Procedimiento:

- ✓ Toma un tubo de ensayo limpio y añade 10 mL de la disolución de carbonato sódico, Na₂CO₃. Añade dos gotas de fenolftaleína (indicador). Observarás que la disolución se torna rosada indicando que se trata de una disolución alcalina (el Na₂CO₃ es una base).
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur limpia toma un cierto volumen de la disolución de H₂SO₄ disponible. Introduce la punta de la pipeta (sin añadir su contenido) hasta el fondo del tubo de ensayo.
- ✓ Añade muy lentamente la disolución de H₂SO₄.

Observarás que a medida que añades H₂SO₄ (al formarse el H₂CO₃ y disociarse en CO₂ y H₂O) la disolución se vuelve incolora (al convertirse en una disolución ácida por efecto del ácido sulfúrico añadido) a la vez que el CO₂ formado burbujea al abandonar la disolución (debido a su escasa solubilidad).

4.- Precipitación del Cu(OH)₂ al aumentar el pH por adición de Na₂CO₃. Reversibilidad del proceso por adición de H₂SO₄.

Como hemos visto antes, el Cu(OH)₂(s) puede precipitar si la concentración de OH⁻ en la disolución aumenta. Por otro lado, el ión carbonato es una base débil que se hidroliza (dando lugar a OH⁻) de acuerdo al equilibrio:



Por tanto, la adición de la disolución de Na₂CO₃ a la disolución de CuSO₄ provocará la precipitación del hidróxido de cobre, Cu(OH)₂(s). El proceso puede revertirse mediante adición de H₂SO₄ (como se vio en el apartado 2) aunque, ahora, la presencia del carbonato, CO₃²⁻, hará que se desprenda CO₂ (de forma similar a como ocurrió en el apartado anterior).

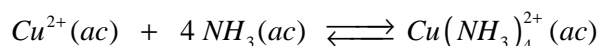
Procedimiento:

- ✓ Añade 3 mL de la disolución de CuSO_4 en un tubo de ensayo limpio.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur limpia, añade carbonato sódico, Na_2CO_3 , gota a gota hasta que se produzca la precipitación total del $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur distinta (asegúrate que está limpia), añade la disolución de H_2SO_4 gota a gota hasta que desaparezca el precipitado. Cada 2 ó 3 gotas, agita el tubo de ensayo para mezclar bien su contenido.

Observarás que a medida que añades H_2SO_4 (al neutralizar los H^+ del ácido los OH^- inicialmente presentes y formarse, como consecuencia, el H_2CO_3 y disociarse en CO_2 y H_2O) el precipitado de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ se solubiliza (el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, ver apartado 1) y el CO_2 formado burbujea al abandonar la disolución (debido a su escasa solubilidad).

5.- Formación de complejos entre el Cu^{2+} y el NH_3 .

Muchos cationes de metales de transición de la tabla periódica (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , etc.) tienen capacidad de formar compuestos de coordinación con ligandos que posean pares solitarios en su estructura tales como el amoníaco, NH_3 :



Una de las propiedades características de estos complejos de coordinación es que aumentan la solubilidad de los hidróxidos de estos metales de transición.

Procedimiento:

- ✓ Utilizando la probeta de 100 mL, añade 25 mL de agua a un vaso de precipitados de 100 mL. Pon el vaso en el agitador magnético, añade 20 gotas de la disolución de CuSO_4 al vaso de precipitados y comienza a agitar suavemente la disolución.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur limpia, añade 10 gotas (gota a gota, lentamente) de la disolución de NH_3 (entre gota y gota deja que la agitación homogeneice la disolución).

Observarás que a medida que añades NH_3 el color débilmente azulado de la disolución (debido a la presencia de Cu^{2+}) se hace más fuerte. Esto es debido a que el complejo formado, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ es de un color azul mucho más intenso que el propio catión Cu^{2+} .

6.- Aumento de la solubilidad del Cu^{2+} mediante formación de complejos entre el Cu^{2+} y el NH_3 .

Procedimiento:

- ✓ Toma dos tubos de ensayo. Añade 3 mL de la disolución de CuSO_4 a cada uno de ellos.
- ✓ A uno de ellos añádele 2 gotas de NH_3 (observarás un fuerte incremento en la intensidad de su color azulado).
- ✓ Añade a cada uno de ellos Na_2CO_3 (gota a gota) hasta que se produzca la precipitación total del $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
- ✓ Para finalizar, añade a cada tubo H_2SO_4 hasta que se solubilice completamente el precipitado.

Observarás que es necesario añadir una mayor cantidad (número de gotas) de la disolución de carbonato al tubo de ensayo que contiene amoníaco. Esto se debe a que, como se comentó antes, una de los efectos de la formación del complejo entre el Cu^{2+} y el NH_3 es el aumento de solubilidad del Cu^{2+} en disoluciones alcalinas.