

Química 63.01 C
Trabajo Práctico n.º 2
Reacciones químicas

Leandro Wirth Leandro Barutta Sosa
Guillermo Nicotera Iñaki García Mendive

17 de Septiembre de 2008

1. Objetivos

En este segundo trabajo los problemas que se plantean son predecir reacciones químicas y efectuar experimentalmente estas reacciones que se supone que deben producirse. Luego, escribir las ecuaciones iónicas para representar fenómenos químicos.

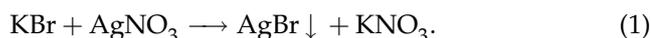
Con este trabajo se pretende:

- Predecir reacciones químicas.
- Efectuar estas reacciones químicas experimentalmente.
- Observar y verificar estas reacciones.
- Ejercitar e interpretar las reacciones de doble sustitución.

2. Informe

2.1. Reacciones de doble descomposición con formación de una fase sólida

1.



Reactivos bromuro de potasio y nitrato de plata.

Productos bromuro de plata (precipitado) y nitrato de potasio.

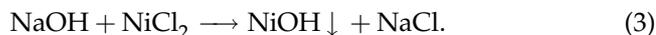
La reacción fue moderadamente rápida y se formó un precipitado blanco.



Reactivos Hidróxido de sodio y nitrato de plata.

Productos Hidróxido de plata (precipitado) y nitrato de sodio.

La reacción fu muy rápida y se formo un precipitado marrón grisáceo.



Reactivos Hidróxido de sodio y cloruro de níquel.

Productos Hidróxido de níquel (precipitado) y cloruro de sodio.

La reacción es lenta y el precipitado es blancuzco y cae lentamente.



Reactivos Carbonato de sodio y nitrato de plata.

Productos Carbonato de plata (precipitado) y nitrato de sodio.

La reacción fue rápida y el precipitado es amarillento, cae rápidamente.



Reactivos Sulfato (VI) de hierro (III).

Productos Hidróxido de hierro (precipitado) y sulfato de sodio.

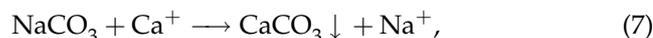
La reacción es rápida y el precipitado es rojizo y cae lentamente

2. Para diferenciar el agua pura del agua corriente, se les puede agregar nitrato de plata:



y la cantidad de precipitado (cloruro de plata) en uno y otro caso dará una idea de la concentración de aniones cloruro.

3. Para que precipite el catión calcio se puede agregar carbonato de sodio al agua:



de manera que precipite el carbonato de calcio.

2.2. Reacciones de oxidación-reducción: oxidación del cobre y reducción del oxígeno del aire

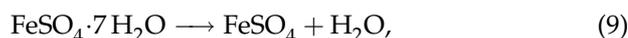
1. El cobre se oxidó, pues cambió su estado de oxidación de cero a +2 (perdió dos electrones), y su color al ponerlo a la llama cambio al amarillo, rojizo, azulado, negro, desde el centro hacia los bordes.
2. La ecuación de la reacción que tiene lugar es la siguiente:



3. Originalmente, tanto el cobre como el oxígeno tenían estado de oxidación cero. Al finalizar el experimento, el del oxígeno era -2 y el del cobre, +2. El oxígeno se redujo y el cobre se oxidó.

2.3. Deshidratación de una sal y posterior redox del sulfato

1. Óxido ferroso.
2. Se formaron dióxido de azufre, agua y sulfato ferroso.
3. Las ecuaciones de la transformación química se dan a continuación. Primero, la total:



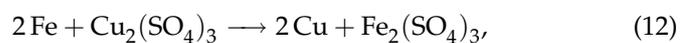
y luego las hemirreacciones:



4. Se deshidrató la sal (sulfato ferroso heptahidratado), luego se redujo el sulfato y se formó dióxido de azufre. Finalmente se formó óxido de hierro.

2.4. Reacción de desplazamiento redox de metales

1. A continuación se muestran la ecuación molecular:



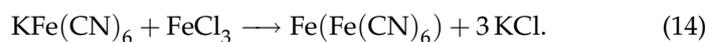
y la ecuación iónica:



2. La reacción producida es una redox con desplazamiento del hierro y del cobre.

2.5. Formación de un complejo

1. La ecuación correspondiente a la reacción es la siguiente:



2. El producto formado es azul. ■