



“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 II

Acerca del calor y del color:

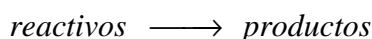
cambios que acompañan a las reacciones químicas

Marzo – Mayo de 2010

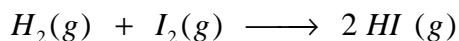
Materia y energía: la cara y la cruz de una misma moneda
Cambios energéticos que acompañan a las reacciones químicas

Podemos definir la Química como la Ciencia que se dedica a estudiar las transformaciones que se producen en el Cosmos. Vivimos en un Universo en constante metamorfosis en el que se produce la transformación continua de la materia. Pero toda transformación de la materia (desde unos ciertos reactivos hasta dar lugar a una serie de productos) está acompañada de absorción o producción de energía, especialmente en forma de calor.

Podemos considerar una reacción química como el proceso en el que una serie de especies químicas inicialmente presentes (reactivos) se transforman en otras especies químicas que denominamos productos. Solemos representar dicha transformación de forma esquemática de la siguiente forma:

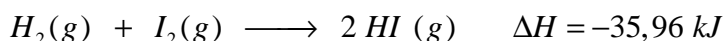


Si tomamos como ejemplo la formación de yoduro de hidrógeno, HI (g), a partir de hidrógeno, H₂ (g), y yodo, I₂ (g), podemos representar la reacción química como:



Sin embargo, la transformación de los reactivos en productos implica la ruptura de ciertos enlaces químicos presentes en las moléculas de reactivos y la formación de nuevos enlaces químicos en las moléculas de productos. En el ejemplo anterior, la reacción química implica la ruptura del enlace que mantiene unidos los átomos de H en la molécula de H-H, la ruptura del enlace que mantiene unidos los átomos de I en la molécula de I-I y la formación de dos enlace H-I.

Para completar la información que nos da la reacción química ajustada (un mol de H₂ reacciona con un mol de I₂ para dar lugar a dos moles de H-I), incluimos la cantidad de energía absorbida o cedida cuando se produce tal transformación química:



Esto es lo que conocemos como una ecuación termoquímica: incluye tanto la información estequiométrica (transformación de la materia: un mol de H₂ reacciona con un mol de I₂ para dar lugar a dos moles de H-I) como la energética (cuando un mol de H₂ reacciona con un mol de I₂ para dar lugar a dos moles de H-I se liberan 35,96 kJ de energía en forma de calor).

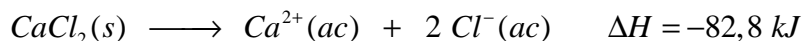
El signo del cambio de entalpía, ΔH , indica si la reacción química supone la liberación o absorción de energía en forma de calor. Decimos que una reacción es *exotérmica* cuando ΔH es *negativa* e implica que la transformación de reactivos en productos implica la liberación de energía en forma de calor. Por el contrario, la reacción será *endotérmica* (ΔH es *positiva*) cuando se absorba energía en forma de calor al producirse la transformación de reactivos en productos.

En la presente experiencia, veremos cómo la disolución de dos sales tendrá un efecto opuesto en lo que se refiere a la liberación de energía en forma de calor.

1.- Disolución de $\text{CaCl}_2(\text{s})$ en agua: un ejemplo de reacción exotérmica

Consideremos, en primer lugar, la disolución del cloruro de calcio anhidro, CaCl_2 en agua. El CaCl_2 es un compuesto iónico muy soluble en agua que, en disolución, se disocia en los iones componentes, Ca^{2+} y Cl^- , los cuales interaccionan fuertemente con las moléculas de agua.

La ecuación termoquímica que representa el proceso de la disolución del $\text{CaCl}_2(\text{s})$ nos indica que es un proceso fuertemente exotérmico:



Por tanto, al disolver CaCl_2 en agua se producirá la *liberación de energía en forma de calor* (82,8 kJ por cada mol de CaCl_2 disuelto).

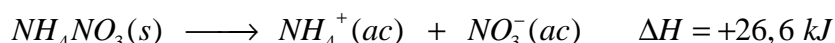
Procedimiento

- ✓ Utilizando una espátula *limpia*, toma una cantidad de CaCl_2 sólido (el equivalente a una cucharada de azúcar) y vierte el sólido en el pesa muestras (plato de plástico).
- ✓ Llena una pipeta Pasteur de plástico con agua destilada y vierte su contenido sobre el sólido que está en el pesa muestras.
- ✓ Ayudándote de la espátula y colocando el pesa muestras sobre la palma de tu mano, remueve la dispersión para facilitar la disolución completa del CaCl_2 .
- ✓ *Observarás que, a medida que la sal se disuelve, se libera una enorme cantidad de energía en forma de calor que aumenta la temperatura de la disolución.*

2.- Disolución de $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$ en agua: un ejemplo de reacción endotérmica

Consideremos, ahora, la disolución del nitrato de amonio, NH_4NO_3 en agua. Como todos los compuestos iónicos, el NH_4NO_3 se disocia al ser disuelto en agua en los iones componentes, NH_4^+ (amonio) y NO_3^- (nitrato), los cuales interaccionan fuertemente con las moléculas de agua.

La disolución de NH_4NO_3 en agua es un proceso endotérmico:



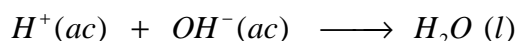
Por tanto, al disolver NH_4NO_3 en agua se producirá la *absorción de energía en forma de calor* (26,6 kJ por cada mol de NH_4NO_3 disuelto).

Procedimiento

- ✓ Utilizando una espátula *limpia*, toma una cantidad de NH_4NO_3 sólido (el equivalente a una cucharada de azúcar) y vierte el sólido en el pesa muestras (plato de plástico).
- ✓ Llena una pipeta Pasteur de plástico con agua destilada y vierte su contenido sobre el sólido que está en el pesa muestras.
- ✓ Ayudándote de la espátula y colocando el pesa muestras sobre la palma de tu mano, remueve la dispersión para facilitar la disolución completa del NH_4NO_3 .
- ✓ *Observarás que, a medida que la sal se disuelve, se absorbe de energía en forma de calor que produce una drástica disminución de la temperatura de la disolución.*

Visualización de algunas reacciones químicas mediante el cambio de color

Mientras que algunas transformaciones químicas son evidentes al ojo humano (como, por ejemplo, las reacciones de disolución que vimos en el apartado anterior), otras no lo son porque no se produce ningún cambio en el aspecto exterior (color, textura o estado de agregación) cuando los reactivos son transformados en productos. Así, por ejemplo, cuando un ácido fuerte (tal como el HCl) reacciona con una base fuerte (tal como NaOH), los protones, H^+ , del ácido y los iones hidroxilo, OH^- , de la base reaccionan para dar agua:



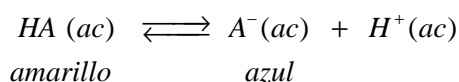
Sin embargo, tanto las disoluciones de reactivos (HCl y NaOH) y la disolución final (H_2O) son incoloras, por lo que ningún cambio es detectable por el ojo humano.

El color de una determinada especie química depende de cómo la radiación electromagnética interacciona con sus moléculas y, por tanto, tiene una relación directa con la estructura de dicha molécula (los tipos de enlaces existentes, los átomos que les unen y su geometría)..

En este apartado utilizaremos diversas especies químicas que al reaccionar dan lugar a productos de distinto color.

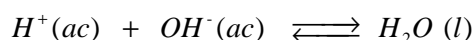
1.- Reacciones ácido – base: indicadores colorimétricos..

Un indicador colorimétrico ácido – base es un par ácido-base que tiene la propiedad que su forma ácida tiene un color y su forma básica tiene otro. En particular el azul de timol es un indicador cuya forma ácida, HA, es de color amarillo y su forma básica es de color azul:

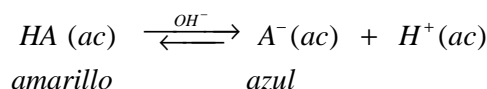


El azul de timol es un ácido débil, por lo que el equilibrio anterior se encuentra desplazado hacia la izquierda (la disolución de azul de timol en agua es amarilla).

Sin embargo, si añadimos OH^- a la disolución, los protones, H^+ , presentes en ella serán neutralizados:

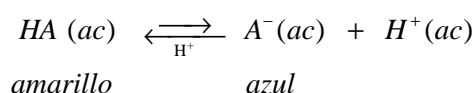


De acuerdo con el principio de L'Chatelier, al disminuir la concentración de protones (producto) el equilibrio se desplazará hacia la derecha. Así, al añadir OH^- se produce la transformación de HA (amarillo) en A^- (azul):



Por tanto, si a la disolución inicial de azul de timol (amarilla) se le añade OH^- la disolución se transformará en azul (al transformarse HA, amarillo, en A^- , azul).

Finalmente, y de acuerdo con el principio de L'Chatelier, si posteriormente se añaden protones a la disolución de A^- (azul), el equilibrio se desplazará hacia la izquierda dando lugar a HA y cambiando el color de la disolución nuevamente a amarillo:



Procedimiento:

- ✓ Utilizando la probeta de 50 mL, añada 40 mL de agua destilada al vaso de precipitados de 50 mL y ponlo el agitador magnético sometido a una agitación suave.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur *limpia*, añada 20 gotas (gota a gota) de la disolución de indicador (azul de timol).

Observarás que la disolución es amarilla, indicando que la especie mayoritaria es la forma ácida del indicador, HA.

- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur *limpia*, añada unas 15 gotas (gota a gota) de la disolución de NaOH de concentración 0,1 M (hasta que el color de la disolución se hace azul).

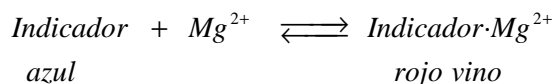
Observarás que, a medida que añades una mayor cantidad de OH⁻, el color de la disolución cambia gradualmente de amarillo a (indicando que la especie mayoritaria es la forma básica del indicador, A⁻).

- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur *limpia*, añada unas gota a gota un volumen de la disolución de HCl de concentración 0,1 M (hasta que el color de la disolución se hace amarillo).

Observarás que la reacción de disociación del ácido HA para dar lugar a A⁻ y H⁺ es reversible y se rige de acuerdo al principio de L'Chatelier.

2.- Reacciones de asociación: indicadores metalocrómicos..

Un indicador metalocrómico es una especie química capaz de unirse a un catión metálico (Fe²⁺, Cu²⁺, Mg²⁺, Ca²⁺, Al³⁺, etc.) y que tiene la propiedad que su forma libre (no asociada al metal) tiene un color y su forma complejada (unida al metal) tiene otro. En particular el *negro de eriocromo T* es de color azul en ausencia de metal y estoma el color rojo cuando se une al metal, Mg²⁺, por ejemplo:

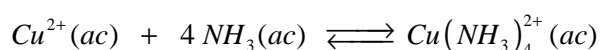


Procedimiento:

- ✓ Toma 2 tubos de ensayo *limpios* y, usando la probeta de 10 mL, añada 5 mL de la disolución de negro de eriocromo T en cada uno de ellos.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur *limpia*, añada al primer tubo gota a gota un volumen de la disolución de Mg²⁺ hasta que se produzca el cambio de color del indicador (cada 2 – 3 gotas invierte el tubo para homogeneizar la disolución).
- ✓ Repite los procedimientos del apartado anterior con el 2º tubo de ensayo (que contiene la disolución de negro de eriocromo T) y la disolución de Cu²⁺.

3.- Formación de complejos entre el Cu²⁺ y el NH₃.

Muchos cationes de metales de transición de la tabla periódica (Cu²⁺, Zn²⁺, Co²⁺, etc.) tienen capacidad de formar compuestos de coordinación con ligandos que posean pares solitarios en su estructura tales como el amoníaco, NH₃:



En el caso del Cu^{2+} , una de las propiedades características de estos complejos de coordinación es que aumentan de forma sustancial la intensidad del color azul característico del catión Cu^{2+} en disolución acuosa.

Como ejemplo clarificador, demostraremos que, al contrario del negro de eriocromo T que formaba complejos tanto con Cu^{2+} como con Mg^{2+} , el amoníaco es incapaz de interaccionar con el Mg^{2+} .

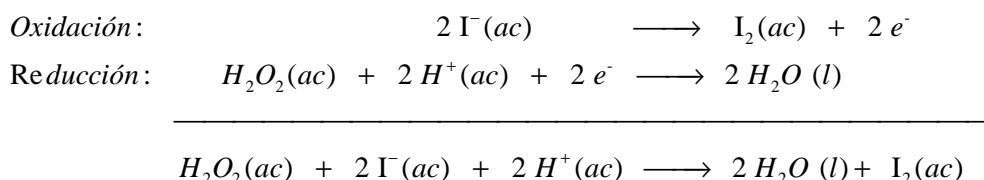
Procedimiento:

- ✓ Toma 2 tubos de ensayo *limpios* y, usando la probeta de 10 mL, añade 5 mL de la disolución de Cu^{2+} en el primero y 5 mL de la disolución de Mg^{2+} en el segundo.
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur *limpia*, añade al primer tubo 10 gotas de la disolución de amoníaco, NH_3 , hasta que se produzca el cambio de color del indicador (cada 2 – 3 gotas invierte el tubo para homogeneizar la disolución).
- ✓ Repite los procedimientos del apartado anterior con el 2º tubo de ensayo (que contiene la disolución de Mg^{2+}) y la disolución de NH_3

En el primer tubo, 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+} . No se observará cambio alguno en el 2º tubo de ensaya, ya que el Mg^{2+} no forma complejos de coordinación con el amoníaco.

4.- Reacciones de oxidación – reducción: obtención de yodo, I_2 .

Las reacciones de oxidación – reducción se caracterizan porque se produce la transferencia de electrones entre dos especies de los reactivos para dar lugar a los productos. En particular, analizaremos la reacción de oxidación del yoduro, I^- , para dar lugar al yodo, I_2 , por acción del peróxido de hidrógeno, H_2O_2 (cuya disolución acuosa se conoce como agua oxigenada):



Las disoluciones de los tres reactivos (H_2O_2 , I^- y H^+) son incoloras mientras que el yodo tiene un característico color amarillento. Por tanto, podemos detectar que la reacción se ha llevado a cabo por el cambio de color que implica la transformación de I^- en I_2 .

Procedimiento:

- ✓ Toma 1 tubo de ensayo *limpio* y, usando la probeta de 10 mL, añade 3 mL de la disolución de I^- de concentración 0,1 M y, seguidamente, 5 mL de la disolución 0,1 M de HCl .
- ✓ Utilizando una pipeta Pasteur *limpia*, añade 10 gotas de la disolución de H_2O_2 (ac), hasta que se produzca el cambio de color del indicador (cada 2 – 3 gotas invierte el tubo para homogeneizar la disolución).

Observarás que el color de la disolución cambia de color indicando la formación de yodo, I_2 .