

## UNIDAD VI

### Reacciones Químicas. Cambios Químicos en la Materia

#### LC 6.1 Evidencias de que existe una reacción química

¿Cómo saber cuándo se ha producido una reacción química? Es decir, ¿qué indicios permiten detectar que se efectúa un cambio químico? En general, se observa que las reacciones químicas suelen producir indicios visuales. El acero cambia de un material liso y brillante a una sustancia color café rojizo que se desmenuza con facilidad al oxidarse; el cabello cambia de color al decolorarlo. El nylon sólido se forma cuando dos soluciones líquidas entran en contacto; cuando el gas natural reacciona con oxígeno aparece una flama azul. Por tanto, las reacciones químicas con frecuencia producen indicios visuales: un cambio de color, formación de un sólido, aparición de burbujas, una flama, etc. Sin embargo, no todas las reacciones son visibles. En ocasiones el único indicio de que se produce una reacción es un cambio de temperatura al desprenderse o absorberse calor.

En la tabla 6.1, se resumen algunos indicios comunes de producción de reacciones químicas y algunos ejemplos de reacciones en las que se observan estos indicios son los siguientes:

Cuando se añade ácido clorhídrico incoloro a una solución roja de nitrato de cobalto (II), la solución se hace azul, lo que indica que se ha producido una reacción química. Se forma un sólido cuando se añade una solución de dicromato de sodio a otra de nitrato de plomo. Se forman burbujas de hidrógeno gaseoso cuando el calcio metálico reacciona con agua. El metano gaseoso reacciona con oxígeno para producir una flama en un mechero Bunsen.

**Tabla 6.1 Algunos indicios de que se ha producido una reacción química**

1. Se produce algún cambio de color
2. Se forma un sólido
3. Se forman burbujas
4. Se produce calor, flama o ambos, o se absorbe calor.

Zumdahl, S. S. *Fundamentos de Química*. Mc Graw Hill, pag. 157, 1992

#### LC 6.2 Predicción de reacciones

La reactividad química relativa de los elementos nos ayuda a predecir si las reacciones se llevan a cabo o no. La diferencia en la reactividad de los metales se puede relacionar con la facilidad con la cual estos elementos pierden sus electrones de valencia y por lo tanto con su posición en la tabla periódica. Se ha encontrado que en un grupo de la tabla periódica la reactividad de los elementos incrementa hacia abajo.

De esta forma el calcio es más activo que el magnesio y el potasio más activo que el sodio ya que el calcio y el potasio pierden electrones con mayor facilidad que el magnesio y el sodio respectivamente.

Efectuando reacciones entre elementos para comparar en reactividad se elaboró una secuencia del orden de actividad de los elementos y de esta forma se establecieron las series de actividad de los metales y de los halógenos.

Las series de actividad de metales enlista los metales en orden descendente de reactividad. Un metal reemplazará en un compuesto a otro metal que se encuentre por debajo de él en la serie de actividad. Por ejemplo, el sodio reemplazará a el litio o al calcio.

Un no metal puede también reemplazar a otro no metal de un compuesto. Este tipo de reacción es usualmente limitado a los halógenos ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$  y  $I_2$ ). El flúor reemplaza a cualquier otro halógeno de la serie porque encabeza la lista. Las tablas 6.2 y 6.3 presentan las series de actividad de metales y no metales respectivamente

Los principios que se siguen en el uso de la serie de actividad son:

1. La reactividad de los metales en la lista disminuye de la parte superior hacia abajo.
2. Un metal libre puede desplazar el ión de un segundo metal de su solución, siempre que el metal libre se encuentre arriba del segundo metal en la serie de actividad.
3. Los metales libres arriba del hidrógeno reaccionan con los ácidos no oxidantes en solución y liberan hidrógeno gaseoso.

**Tabla 6.2 Serie de Actividad de Metales**

Li  
K  
Ba  
Ca  
Na  
Mg  
Al  
Zn  
Fe  
Ni  
Sn  
Pb  
H  
Cu  
Hg  
Ag  
Au

**Tabla 6.3 Serie de Actividad de Halógenos**

F  
Cl  
Br  
I

