LECTURAS

COMPLEMENTARIAS

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, 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 su 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 al 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 halógeneo 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

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

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 ion 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.

4. Los metales libres abajo del hidrógeno no desprenden hidrógeno de los ácidos.
5. Las posiciones relativas de algunos de estos elementos pueden ser afectados por las condiciones de temperatura y concentración.

Adaptado de: Hein, M. "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 1992.

LC 6.3 Balanceo de reacciones REDOX

Método del cambio en el número de oxidación.

En este espacio se presentan los pasos a seguir en el balanceo de una reacción redox utilizando el método del cambio en el número de oxidación.

Balancear la siguiente ecuación:

$$H_2S + HNO_3 \longrightarrow S + NO + H_2O$$

1. Asignar los números de oxidación a cada elemento en la reacción. Se acostumbra escribir los números de oxidación en la parte superior del símbolo del elemento procurando no confundirlos con la carga de algún ion, presente en la reacción y siguiendo la regla de la IUPAC escribiendo el signo después del número

$$\overset{1+\ 2-}{H_2S} + \overset{1+5+\ 2-}{HNO_3} \longrightarrow \overset{0}{S} + \overset{2+2-}{NO} + \overset{1+\ 2-}{H_2O}$$

2. Identificar los elementos que se oxidan y los que se reducen. Para hacer ésto se puede utilizar la escala de números siguientes:

REDUCCION

$N^{2+} \longleftarrow N^{5+}$

-5 -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5

$S^{2-} \longrightarrow S^{0}$

OXIDACION

El "S" cambia de "2-" a "0", por lo tanto se oxida.

El "N" cambia de "5+" a "2+", por lo tanto se reduce.

3. Escribir dos ecuaciones nuevas mostrando solamente los elementos que cambian de número oxidación.

$$S^{2-} \longrightarrow S^{0}$$
$$N^{5+} \longrightarrow N^{2+}$$

4. Balancear la masa en cada ecuación si se requiere. En esta ecuación la masa está balanceada.

5. Determinar el número de electrones perdidos en la oxidación y el número de electrones ganados en la reducción y agregarlos en el lado correspondiente en las ecuaciones que muestran el cambio en el número de oxidación de los elementos. Esto equivale a balancear la carga en cada ecuación

OXIDACION $S^{2-} \longrightarrow S^{0} + 2e^{-}$ (El S pierde $2e^{-}$)

REDUCCION $3e^{-} + N^{5+} \longrightarrow N^{2+}$ (El N gana $3e^{-}$)

6. Igualar el número de electrones perdidos en la oxidación con el número de electrones ganados en la reducción. Esto se puede lograr multiplicando las dos ecuaciones por los números enteros más pequeños que conduzcan a esta igualación. En esta reacción la ecuación de oxidación se multiplica por "3" y la de reducción por "2".

$$(S^{2-} \longrightarrow S^{0} + 2e^{-})3$$
$$(3e^{-} + N^{5+} \longrightarrow N^{2+})2$$
$$3S^{2-} \longrightarrow 3S^{0} + 6e^{-} \text{ (El } S^{2-} \text{ pierde } 6e^{-})$$
$$6e^{-} + 2N^{5+} \longrightarrow 2N^{2+} \text{ (El } N^{5+} \text{ gana } 6\,e^{-})$$

7. Transferir el coeficiente que aparece al frente de cada sustancia en las medias reacciones balanceadas redox a la sustancia correspondiente en la ecuación original.

$$3H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow 3S + 2NO + H_2O$$

8. Balancear los elementos restantes que no se oxidan o reducen para obtener la ecuación balanceada final.

$$3H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow 3S + 2NO + 3H_2O$$

9. Comprobar que ambos lados de la ecuación tienen el mismo número de átomos de cada elemento.

	R	P
S	3	3
N	2	2
H	8	8
O	6	6

NOTA: Cada ecuación nueva puede presentar un problema diferente, por lo que para adquirir práctica en el balanceo de ecuaciones redox se sugiere trabajar en otros problemas más.

Adaptado de : Hein,M. "Química" Grupo Editorial Iberoamérica, 1992

LC 6.4 Corrosión del hierro

Uno de los procesos de corrosión más familiares es la corrosión del hierro. Desde el punto de vista económico, éste es un proceso importante. Se estima que más del 20% del hierro producido anualmente se utiliza para reemplazar artículos de hierro desechados debido a los daños causados por la corrosión.

Se sabe que la corrosión del hierro requiere oxígeno; el hierro no se corroe en el agua, a menos de que esté presente el O_2 . La corrosión también requiere agua; el hierro no se corroe en aceite , aún cuando la solución contenga O_2, a menos que haya H_2O. Otros factores que pueden acelerar la corrosión son: la presencia de ácidos y sales, el contacto con metales más difíciles que oxidar que el hierro y las fuerzas de tensión sobre el hierro.

La formación del herrumbre en el hierro se considera generalmentede naturaleza electroquímica. Una zona en la superficie del hierro sirve como un ánodo y allí el hierro sufre una oxidación:

$$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}{}_{(ac)} + 2e^{-} \qquad E_{ox} = 0.44\ V$$

Los electrones producidos migran a través del metal hacia otra zona de la superficie que sirve como cátodo. Aquí se puede reducir el oxígeno:

$$O_{2(g)} + 4H^{+}{}_{(ac)} + 4e^{-} \longrightarrow 2H_2O(l) \qquad E_{red} = 1.23\ V$$

Observe que H^+ toma parte en la reducción del O_2. A medida que disminuye la concentración de H^+, la reducción del O_2 se hace menos favorable. Se observa que el hierro, en contacto con una solución con una concentración pequeña de H^+, no se oxida. En el transcurso de la corrosión, el Fe^{2+} que se forma en el ánodo, se oxida posteriormente a Fe^{3+}. El Fe^{2+} forma el óxido de hierro(III) hidratado, conocido como orín o herrumbre:*

$$4Fe^{2+}_{(ac)} + O_{2(g)} + 4H^+_{(l)} + 2xH_2O_{(l)} \longrightarrow 2Fe_2O_3 \cdot xH_2O_{(s)} + 8H^+_{(ac)}$$

Como por lo general el cátodo es el área que tiene el mayor suministro de O_2, el herrumbre se suele depositar ahí. Si observamos con atención una pala que ha permanecido a la interperie en presencia de aire húmedo, y con suciedad adherida a ella, veremos que se ha picado bajo la suciedad, pero que la herrumbre se ha formado en otra parte, donde se dispone de O_2, con mayor facilidad. El proceso de corrosión se resume en la figura 6.1.

El aumento en la corrosión que ocasionan las sales es evidente en los automóviles que están en las áreas donde se hace un intenso salado de las carreteras en invierno. El efecto de las sales se explica fácilmente por el mecanismo de las celdas voltaicas. Los iones de una sal proporcionan los electrolitos necesarios para completar el circuito eléctrico.

La presencia de zonas anódicas y catódicas en el hierro requiere de dos ambientes en la superficie. Estas se pueden deber a la presencia de impurezas o defectos en la red (introducidos probablemente por el esfuerzo a aun se somete el metal). En las zonas donde hay impurezas o defectos, el entorno a nivel atómico de los átomos de hierro permite que el metal sea más o menos oxidado que en zonas normales de la red. En consecuencia, estos sitios pueden servir ya sea como ánodos o como cátodos. El hierro ultrapuro, preparado de forma que se reduzcan al mínimo los defectos en la red, es mucho menos susceptible a la corrosión que el hierro ordinario.

Con frecuencia, el hierro se protege con un recubrimiento de pintura u otro metal como estaño, zinc, o cromo para proteger su superficie en contra de la corrosión. Las láminas de acero usadas en las latas para refrescos y alimentos se pueden recubrir introduciendo las láminas en estaño fundido o depositando un recubrimiento de estaño con un proceso electrolítico. El estaño protege al hierro mientras la capa protectora permanezca intacta. Una vez que se rompe y el hierro queda expuesto al aire y al agua, el estaño más bien acelera la corrosión del hierro actuando como cátodo en la corrosión electroquímica. Como se muestra en los siguientes potenciales de las medias celdas, el hierro se oxida más fácilmente que el estaño:

$$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^- \qquad E^o_{ox} = 0.44\ V$$

$$Sn_{(s)} \longrightarrow Sn^{2+}_{(ac)} + 2e^- \qquad E^o_{ox} = 0.14\ V$$

Por tanto, el hierro actúa como el ánodo y se oxida, según se muestra en la figura 6.2.

El *hierro galvanizado* se produce con un recubrimiento de hierro con una capa de zinc. El cinc protege al hierro contra la corrosión aun cuando el recumbrimiento superficial se destruya. En este caso, el hierro sirve como cátodo en la corrosión electroquímica, porque el zinc se oxida con mayor facilidad que el hierro:

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^- \qquad E^o_{ox} = 0.76V$$

Por consiguiente, el zinc sirve como ánodo y se corroe en lugar del hierro, como se muestra en la figura 6.3. La protección de un metal que actúa como cátodo en una celda electroquímica se conoce como **protección catódica**. El metal que se oxida para proteger al cátodo se llama *ánodo sacrificial*. Las tuberías subterráneas se suelen proteger contra la corrosión haciendo que la tubería sea el cátodo de una celda voltacia. Se entierran trozos de un metal activo, por ejemplo magnesio, a lo largo de la tubería y se conectan con ella por medio de cables, como se muestra en la figura 6.4. En el terreno húmedo, donde puede ocurrir la corrosión, el metal activo actúa como ánodo y la tubería experimenta protección catódica.

Figura 6.1. Corrosión del hierro en contacto con agua

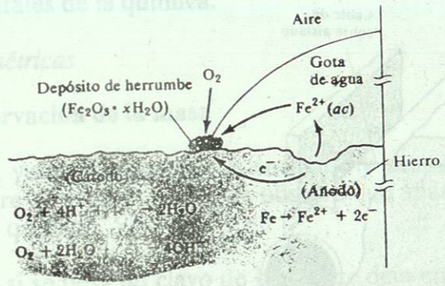


Figura 6.2. Corrosión del hierro en contacto con estaño

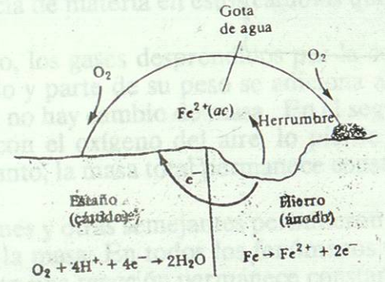


Figura 6.3. Protección catódica del hierro en contacto con zinc

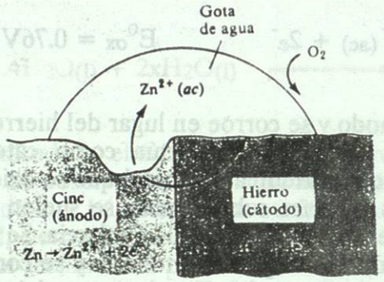
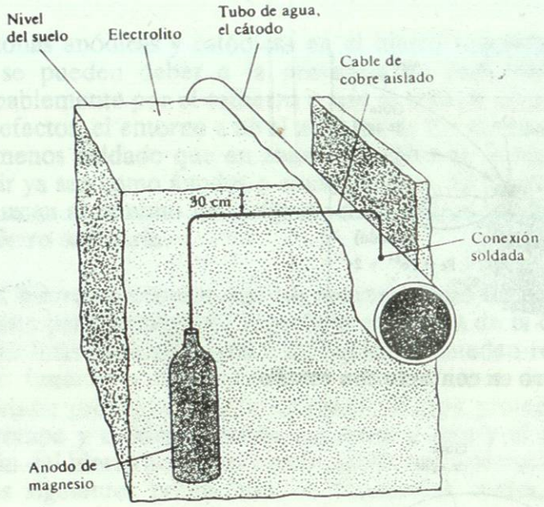


Figura 6.4. Protección catódica de un tubo de hierro que transporta agua



UNIDAD VII
Estequiometría. La aritmética en la química

LC 7.1 Estequiometría y leyes estequiométricas

La química trata de la materia y de sus transformaciones. El estudio de las relaciones numéricas relativas a la composición de la materia y de sus transformaciones constituye la estequiometría. El término estequiometría proviene de las palabras griegas *estequio* (elemento) y *metría* (medir).

Estequiometría: es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y de sus reacciones.

Según la definición anterior, la estequiometría se aplica desde el cálculo de la composición de los elementos que forman un compuesto hasta el cálculo de la cantidad de un compuesto formado en una reacción química.

La formación de los compuestos obedece a ciertas reglas cuantitativas conocidas como leyes estequiométricas o leyes ponderales. Asimismo, el estudio cuantitativo de las reacciones químicas se basa en la ley de la conservación de la masa. A continuación se recordarán estas leyes fundamentales de la química.

Leyes estequiométricas

Ley de la conservación de la masa

Si se pesa una vela de parafina, se enciende y después de estar prendida un tiempo en presencia de aire se pesa de nuevo, se observa que aparentemente existe pérdida de materia en este cambio químico.

Por otra parte, si se pesa un clavo de hierro, se deja en contacto con aire húmedo, y se pesa de nuevo, se observa que aparentemente hubo aumento de materia en este cambio químico.

Si las experiencias anteriores se repiten en un recipiente cerrado, se observa que no hubo ni pérdida ni ganancia de materia en estos cambios químicos.

En el primer caso, los gases desprendidos por la combustión de la vela se acumulan en el recipiente cerrado y parte de su peso se adiciona al peso de la vela; por lo tanto, en dicha reacción química no hay cambio de masa. En el segundo caso el peso que gana el hierro por la combinación con el oxígeno del aire, lo pierde el aire por la disminución del peso de oxígeno; por lo tanto, la masa total permanece constante.

Estas observaciones y otras semejantes permitieron a Lavoisier en 1785 enunciar la ley de la conservación de la masa: En todos los fenómenos químicos, la masa total de las sustancias que intervienen en una reacción permanece constante.

La ley de Lavoisier se expresa en términos de masa, ya que el peso de una sustancia varía en función del lugar en el cual se encuentra.