

## UNIDAD VI

## LECTURAS COMPLEMENTARIAS

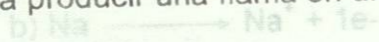
## Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

## 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.



e) c y d son correctas

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 enlistan 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 litio reemplazará al sodio y 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 ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  y  $\text{I}_2$ ). 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 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.

Tabla 6.2 Serie de Actividad de Metales

Li
K
Ba
Ca
Na
Mg
Al
Mn
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Sb
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

Tabla 6.3 Serie de actividad de halógenos

F
Cl
Br
I

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.

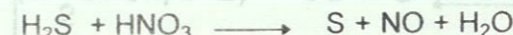
Adoptado de: Hein., M., "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 1992.

**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.

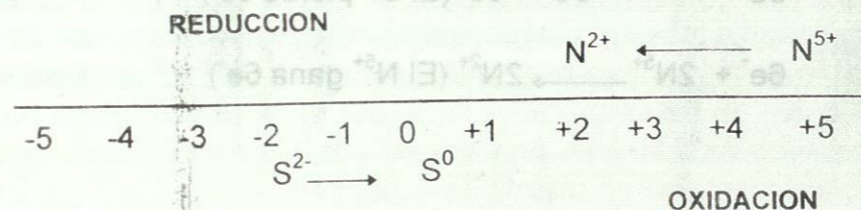
Balancear la siguiente ecuación:



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



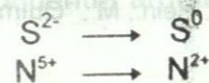
2. Identificar los elementos que se oxidan y los que se reducen. Para hacer esto se puede utilizar la escala de números siguientes:



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

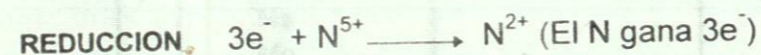
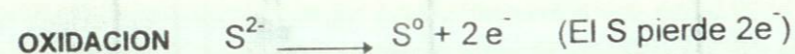
El "N" cambia de "5+" a "2+", por lo tanto se reduce.

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

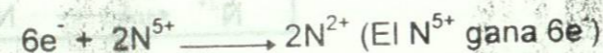
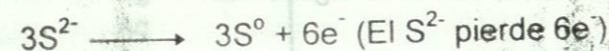
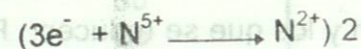
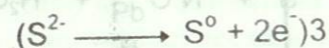


4. Balancear la masa en cada ecuación si se requiere. En esta ecuación la masa está balanceada.

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



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".



OXIDACION

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.



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



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.

## UNIDAD VI

## LECTURAS DE ENRIQUECIMIENTO

## 4. Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

## LE 6.1 Elaboración de pan

Desde tiempos remotos, preparar pan ha sido un arte esencial de la civilización. Un buen pan debe su existencia a la química y a las reacciones químicas. Los principales ingredientes en el pan son: levadura, harina, agua y sal. Cada uno es incluido en la receta por alguna razón.

La harina contiene almidón y proteína. La harina y el agua son mezcladas con la levadura para producir un amasijo. A medida que el amasijo es mezclado se forman cadenas moleculares enredadas llamadas gluten. Cuando esta pasta se amasa las cadenas se alinean y la pasta se hace tersa. El almidón forma un material gelatinoso con el agua y le proporciona cuerpo a la pasta.

La levadura está constituida por organismos unicelulares, de la especie de los hongos, que al ser activados por el agua metabolizan al almidón de la harina produciéndose dióxido de carbono y alcohol. Al preparar el pan, las burbujas de dióxido de carbono son atrapadas en la pasta por el gluten. La producción de dióxido de carbono provoca que la pasta se esponje.

La sal añade sabor y previene que el gluten se aplane y fermente la pasta demasiado rápido.

Al hornear el pan, las burbujas atrapadas de gas se expanden y hacen que la pasta se eleve aún más. Durante el horneado se destruyen las células de levadura y se evapora el alcohol produciendo el aroma característico del pan horneado.

## Explorando más allá

El bicarbonato de sodio y el polvo de hornear como el rexal son químicos comunes encontrados en la casa que también son usados en los productos horneados. Encuentra éstos en tu casa o en la tienda de abarrotes y localiza en las etiquetas los ingredientes de tales productos.

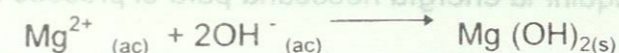
Coloca una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio en un recipiente plano y agrega unas gotas de vinagre. Observa qué ocurre. Compara esta reacción con la que ocurre al hornear el pan.

Smoot, R.C., "Chemistry", Macmillan/McGraw-Hill, 1993.

## LE 6.2 Rescate de las grabaciones del Challenger

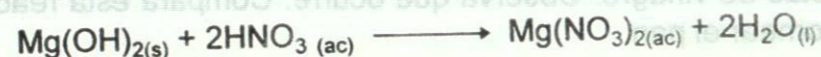
Cuando el cohete espacial Challenger explotó en vuelo el 28 de enero de 1986, la cabina de la tripulación se separó del resto de la nave y se rompió al chocar con el agua. La cabina estaba equipada con grabadoras para registrar los datos del cohete y grabar las conversaciones de la tripulación. Sin embargo, no había "caja negra" para proteger las grabaciones como se hace en los aviones. Así, cuando las cintas se encontraron seis semanas después a 30 metros bajo el agua, estaban considerablemente dañadas por la exposición al agua del mar y las reacciones químicas que ocurrieron en consecuencia. Las cintas se describieron como "una masa espumosa parecida al concreto, toda pegada".

El problema principal fue la formación del hidróxido de magnesio,  $Mg(OH)_2$ , por la reacción del agua del mar con el magnesio usado en el riel de la cinta:



(El agua de mar es algo básica y en consecuencia contiene suficientes iones hidróxido para reaccionar con los iones  $Mg^{2+}$  formados cuando el Mg metálico entra en contacto con iones metálicos menos activos). El hidróxido de magnesio cubrió gradualmente las capas de las cintas y las aglutinó. Además, los sostenedores del óxido de hierro (II) (el material magnético empleado en las cintas) al plástico se debilitaron dejando al descubierto la cinta en algunas partes. Un grupo de científi-

cos preparó el salvamento de la cinta central, la que grabó las conversaciones de la tripulación después de ensayar el proceso de recuperación empleando cintas de menor importancia. En un proceso muy lento y tedioso, neutralizaron cuidadosamente el hidróxido de magnesio removiéndolo de la cinta, y estabilizaron la capa de óxido de hierro. Todo el trabajo se tuvo que realizar con la cinta aún enrollada. La cinta se trató en forma alternada con ácido nítrico y agua destilada. La reacción de neutralización ácido base es



### Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

El propósito del agua destilada fue enjuagar lentamente la cinta a medida que el hidróxido de magnesio se fue removiendo. La cinta se enjuagó después con metanol para remover el agua y después fue tratada con silicón como lubricante para proteger las capas de la cinta. Por último, se desenredaron 120 metros de cinta, se transfirieron a un nuevo riel y se regrabaron en un cinta virgen.

Desde tiempos prehistóricos preparar pan ha sido un arte esencial de la civilización. La grabación demostró que al menos unos segundos antes del final algunos miembros de la tripulación se precataron de que había problemas. El hecho impresionante de este proyecto de salvamento de la cinta es que el principio involucrado no es más complejo que lo que se podría encontrar en un experimento introductorio de Química.

Chang R., "Química", McGraw-Hill, 1992.

### LE 6.3 Fotosíntesis

Una de las reacciones más importantes que se lleva a cabo en la tierra es la fotosíntesis. Todas las formas de vida dependen de una fuente de "combustible" (la alimentación) para adquirir la energía necesaria para el proceso de la vida.

Los organismos tales como las plantas verdes que pueden generar su propio alimento son llamados autótrofos y los que no la pueden producir y deben, por lo tanto, alimentarse de los autótrofos se llaman heterótrofos. Los animales son heterótrofos, por lo tanto, toda su vida dependen de la habilidad de los autótrofos para producir comida. Los autótrofos dependen de la luz solar como fuente de energía para producir alimento. (Hay varios organismos en las profundidades del mar que usan otras fuentes de energía para generarlo).

Cada año los autótrofos convierten aproximadamente 1017 toneladas de carbón del  $\text{CO}_2$  en alimentos.

La luz del sol sirve como energía de activación para iniciar el primer paso en el proceso de la fotosíntesis.

Una molécula de clorofila absorbe energía del sol y en su forma energética comienza una serie de reacciones que resultan en la producción de alimento, generalmente representado por la glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . La ecuación química que representa el proceso de fotosíntesis es:



El proceso se realiza debido a que la clorofila puede absorber la energía de la luz solar.

### Explorando más allá

¿Es la reacción de la fotosíntesis un proceso endotérmico o exotérmico? Explica si los reactivos o los productos tienen energía más alta.

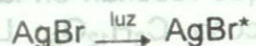
La luz del sol llega a nosotros en forma de cuantos de energía igual que cualquier otra radiación electromagnética. Investiga qué parte de la molécula de clorofila absorbe los cuantos de luz y qué longitudes de onda de luz son usados en la fotosíntesis.

Smoot, R.C., et al., "Chemistry", Macmillan/McGraw-Hill, 1993.

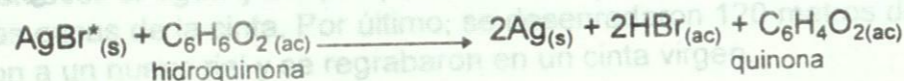
### LE 6.4 Revelado fotográfico

La fotografía ha sido por mucho tiempo un pasatiempo popular para jóvenes y viejos. Muchos fotógrafos aficionados mandan a revelar sus rollos de película aunque el número cada vez mayor prefiere pasar largas horas en el cuarto oscuro revelando sus propias películas. El proceso de revelado de esta película implica una reacción redox.

La película fotográfica en blanco y negro contiene pequeños granos de bromuro de plata, dispersados homogéneamente sobre una delgada capa de gelatina que recubre un papel. La exposición de la película a la luz activa el bromuro de plata como se muestra a continuación:

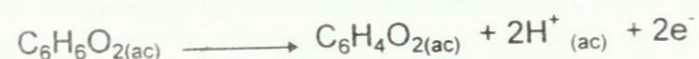


en donde el asterisco denota el AgBr excitado por la luz. En seguida, la película expuesta se trata con un revelador, una solución que contiene un agente reductor suave como la hidroquinona:

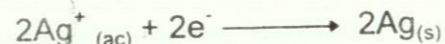


En este proceso redox, los iones  $\text{Ag}^+$  se reducen perfectamente a plata metálica, y la hidroquinona se oxida a quinona. La etapa de oxidación, que en principio no es tan obvia, puede ponerse en claro escribiendo la reacción anterior como sus dos semirreacciones:

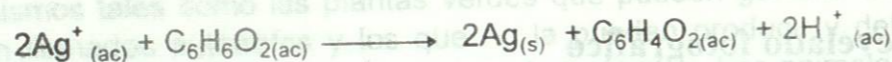
**Oxidación:**



**Reducción:**



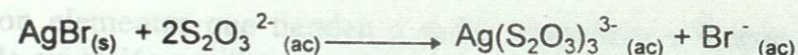
La suma de estas semirreacciones es:



que es la ecuación iónica neta para el proceso redox. La cantidad de partículas de la plata metálica negra formada en película es directamente proporcional a la cantidad o intensidad de la luz que recibió la película originalmente. El AgBr que no reaccionó (esto es, el que no fue excitado) debe ser removido de la película en pri-

mer término; de otra forma, también sería poco a poco reducido por la hidroquinona y toda la película quedaría eventualmente negra.

Para evitar esta reacción indeseable, la película se trata rápido con un "fijador", una solución de tiosulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) para quitar los iones de plata:



Lo que se ha descrito es la preparación de un negativo en blanco y negro. La impresión del positivo puede obtenerse iluminando, a través del negativo, otra pieza de papel fotográfico y repitiendo el proceso de revelado. Como las zonas blancas de la imagen aparecen negras en el negativo, son opacas y dejan sin excitar (blancas) las regiones de la impresión positiva. Este proceso, por lo tanto, invierte las zonas iluminadas y oscuras del negativo para producir la imagen deseada.

1- Observar

2- Arreglar los metales

3- Comparar

Chang, R., "Química", McGraw Hill, 1992.

Objetivo

4 tubos de ensayo (10x75)

metales: Cu, Zn, Mg y metal desconocido (M)

PROCEDIMIENTO

1- Prepara 4 tubos de ensayo y agrega a cada uno de ellos 2 mL de una solución de sulfato de zinc en lugar de  $\text{Zn}^{2+}$  desconocido (M). Registra tus observaciones.

2- Prepara 4 tubos de ensayo y agrega a cada uno de ellos 2 mL de una solución de sulfato de zinc en lugar de  $\text{Zn}^{2+}$  desconocido (M). Registra tus observaciones.

3- Prepara 4 tubos de ensayo y agrega a cada uno de ellos 2 mL de una solución de nitrato de plata. Registra tus observaciones.

Utilizando tus datos registra tus conclusiones de los metales desconocidos estudiados: Cu, Mg, Zn, Ag, Fe.