



INSTITUCIÓN EDUCATIVA LENINGRADO

Resol. No.2285 de mayo 02 de 2011 Jornada Diurna

Resol. No. 3212 de Julio 01 de 2011 Jornada Nocturna

NIT 816.002.832-0 DANE 166001002886



TALLER No _____

NOMBRE DEL TALLER: Reacciones y Ecuaciones Químicas

- **ÁREA:** Química
- **DOCENTE:** Edison Arias
- **GRUPO:** 10-A
- **FECHA:** Septiembre

FASE DE PLANEACIÓN O PREPARACIÓN

COMPETENCIA:

Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.

EVIDENCIA DE APRENDIZAJE:

Interpreta una ecuación química en términos de masa, moles y moléculas.

Equilibra ecuaciones químicas aplicando diversos métodos.

Relaciona las ecuaciones químicas con la ley de la conservación de la materia y equilibra ecuaciones sencillas.

Relaciona procesos naturales con las reacciones químicas.

FASE DE EJECUCIÓN O DESARROLLO

INSTRUCCIONES:

Hacer lectura crítica, escribir conceptos fundamentales, resolver los ejemplos y luego las actividades de aprendizaje.

TEORÍA:

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

Los cambios químicos que observamos en la materia se relacionan siempre con reacciones químicas. En este capítulo veremos los diferentes tipos de reacciones químicas que se pueden presentar en la naturaleza, así como la manera de representarlas por medio de ecuaciones químicas.

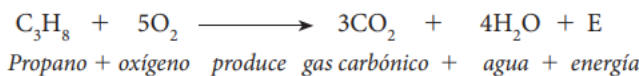
Representación de los fenómenos químicos

Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias llamadas **productos**. Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**, en las cuales se emplean diversidad de símbolos para indicar los procesos y sustancias involucrados.

Toda ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha, que indica el sentido de la reacción. Las fórmulas correspondientes a los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha, mientras que las fórmulas de los productos se escriben a la derecha. La flecha se interpreta como “se convierte(n) en...”

Reactivos $\xrightarrow{\text{se convierten en}}$ Productos

Si hay más de un reactivo o se forma más de un producto, las fórmulas de cada miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición. Por ejemplo,

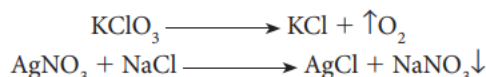


En algunas ocasiones es necesario especificar en la ecuación el estado de agregación en el que se encuentran tanto los reactivos como los productos. Así, si se trata de un gas se usa (g), un líquido (l), un sólido (s), una solución (sol) y una disolución acuosa (ac). Por ejemplo,



El número que va antes de la fórmula química se llama **coeficiente estequiométrico**, y nos indica el número de moles de ese elemento o compuesto que intervienen en la reacción. En la reacción anterior, 1 mol de zinc, sólido, reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico, en solución acuosa, para producir 1 mol de cloruro de zinc, en solución, y 1 mol de hidrógeno, gaseoso.

Frecuentemente es necesario especificar que ha ocurrido un cambio de estado, para lo cual se emplean flechas. Así, una flecha hacia arriba (\uparrow) junto al elemento o al compuesto, indica desprendimiento de gas, una flecha hacia abajo (\downarrow) simboliza formación de un precipitado. Por ejemplo



Clases de reacciones químicas

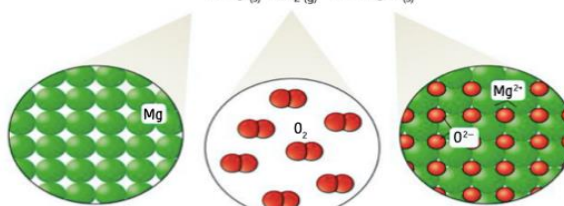
Las reacciones químicas se pueden clasificar desde varios puntos de vista.

- Teniendo en cuenta los **procesos químicos ocurridos**, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de desplazamiento, doble descomposición, óxido-reducción y neutralización.
- Teniendo en cuenta el **sentido en el que se lleva a cabo** una reacción, se clasifican en reacciones reversibles o irreversibles.
- Teniendo en cuenta los **cambios energéticos producidos**, se clasifican en exotérmicas o endotérmicas

Reacciones de Síntesis: Son aquellas en las que dos o más sustancias simples reaccionan para formar un único compuesto. El esquema general de una reacción de síntesis es:



Por ejemplo, el óxido de magnesio (MgO) se forma gracias a una reacción de síntesis:



Reacciones de Descomposición: Consiste en la ruptura de un único reactante para formar dos o más productos más simples. En este tipo de reacciones siempre el número de productos es mayor que el de reactantes. El esquema general de una reacción de descomposición es:



Por ejemplo, la descomposición del óxido de mercurio genera dos productos:



Reacciones de Sustitución: Son aquellas en las que un elemento de un reactante se intercambia por un elemento de otro reactante para formar un producto. Este tipo de reacciones, en que el número de reactantes y de productos es siempre el mismo, pueden ser de sustitución simple o sustitución doble.

Sustitución Simple: Se produce cuando reaccionan un elemento y un compuesto. El elemento reemplaza en su posición a uno de los átomos del compuesto. El esquema general de esta reacción es:



Un ejemplo es la reacción de un metal con ácido:



Sustitución Doble: Ocurre cuando reaccionan dos compuestos y se produce el intercambio mutuo entre alguno de los átomos de dichas sustancias. El esquema general de esta reacción es el siguiente:



Un ejemplo es la reacción entre el nitrato de plata (AgNO_3) y la sal de mesa (NaCl):



Específicamente cuando la energía que se absorbe o libera es energía térmica o lumínica, se utilizan de preferencia los conceptos de reacciones **endotérmicas** o **exotérmicas**. Este tipo de energía, en las ecuaciones químicas se suele representar con un Δ .



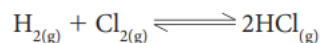
Exotérmicas: Reacciones que liberan energía en forma de calor o luz. Un ejemplo de este tipo de reacción es la **combustión**.



Endotérmicas: Reacciones que absorben energía en forma de calor o luz para llevarse a cabo. La fotosíntesis es una reacción endergónica y endotérmica.



Reacciones reversibles: son aquellas reacciones que se realizan simultáneamente en los dos sentidos. Es decir, a medida que se forman los productos, estos reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos. Con ello, se crea una situación **de equilibrio químico** en la cual el flujo de sustancia en ambos sentidos es similar. Este tipo de reacciones se representa con dos medias flechas, que separan los reactivos de los productos. Por ejemplo:



Reacciones irreversibles: en este caso, los reactivos reaccionan completamente para convertirse en los productos, sin la posibilidad de que estos originen nuevamente los reactivos. La reacción se termina cuando se agota al menos uno de los reactivos. Ejemplo:



MÉTODOS PARA BALANCEAR ECUACIONES

Existen varios métodos para llegar a este resultado. Veamos

Método de inspección simple o de tanteo

Paso 1. Plantear la ecuación para los reactivos y productos

Paso 2. Comprobar si la ecuación química está balanceada. Para ello se verifica si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos.

Paso 3. Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos. Es importante tener presente que por ningún motivo se pueden variar los valores de los subíndices en las fórmulas, pues de lo contrario estaríamos alterando la constitución química de las sustancias

Paso 4. Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada. Para ello se comprueba si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos, de forma similar a como se procedió en el paso 2.

Ejemplo: balancear la siguiente ecuación: $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

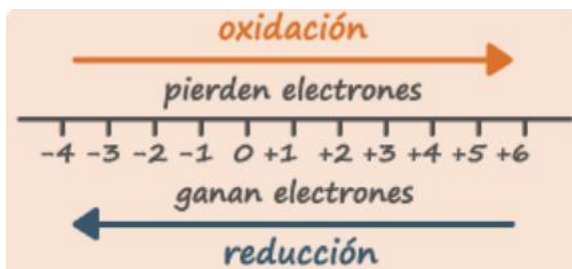


- Reactivos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
- Productos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.

Método de balanceo de ecuaciones de oxidación y reducción (redox)

Oxidación: es la pérdida de electrones. Como los electrones son negativos, su pérdida ocasiona un aumento en el número de oxidación.

Reducción: es la ganancia de electrones, durante la misma hay disminución en el número de oxidación, tal como lo expresa la siguiente gráfica:



Sustancia reducida: es la que contiene el elemento que se reduce.

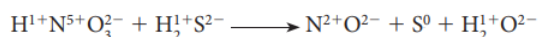
Sustancia oxidada: es la que contiene el elemento que se oxida.

Agente oxidante: es la que genera la reducción en la otra sustancia, es decir, es la sustancia reducida.

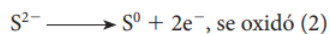
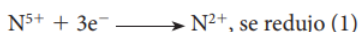
Agente reductor: es la que genera la oxidación en la otra sustancia, es decir, es la sustancia oxidada

Para balancear una ecuación química por el método de óxido-reducción seguimos los siguientes pasos:

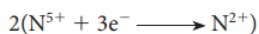
Paso 1. Determinar el número de oxidación para cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos. Analicemos la siguiente reacción, encima de la cual hemos escrito los números de oxidación correspondientes:



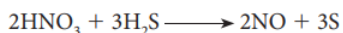
Paso 2. Observar cuáles fueron los elementos que experimentaron cambios en su estado de oxidación y con ellos plantear semirreacciones. Según el ejemplo anterior, estas son:



Paso 3. Igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados. Para ello, se multiplica la ecuación (1) por el número de electrones perdidos en la ecuación (2), y la ecuación (2) por el número de electrones ganados en la ecuación (1). Veamos:



Estos números no solo sirven para igualar los electrones sino como coeficientes en la ecuación balanceada. Por lo tanto, el coeficiente del HNO_3 y del NO será dos y el de H_2S y S será tres. De donde obtenemos la ecuación:



Paso 4. Verificar los coeficientes para las especies no contempladas en el paso anterior, es decir, H y O. En caso de estar desbalanceados, se procede según el método de tanteo explicado antes. Así, vemos que en la parte izquierda hay ocho átomos de hidrógeno, por lo que deberán formarse igualmente cuatro moléculas de agua en el lado derecho.

La ecuación final será:



Por último, se observa si es posible simplificar los coeficientes para las diferentes especies presentes.



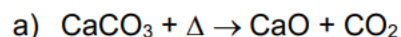
FASE DE EVALUACIÓN

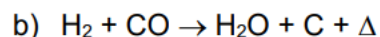
ACTIVIDAD A EVALUAR:

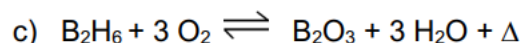
1. Clasifica las siguientes reacciones, marcando con una X la casilla que corresponda.

REACCIÓN / ECUACIÓN	SÍNT.	DESC.	SUST. SIMPLE	SUST. DOBLE
$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$				
$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$				
$2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$				
$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$				
$4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}$				
$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$				
$\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{Cl}_2$				

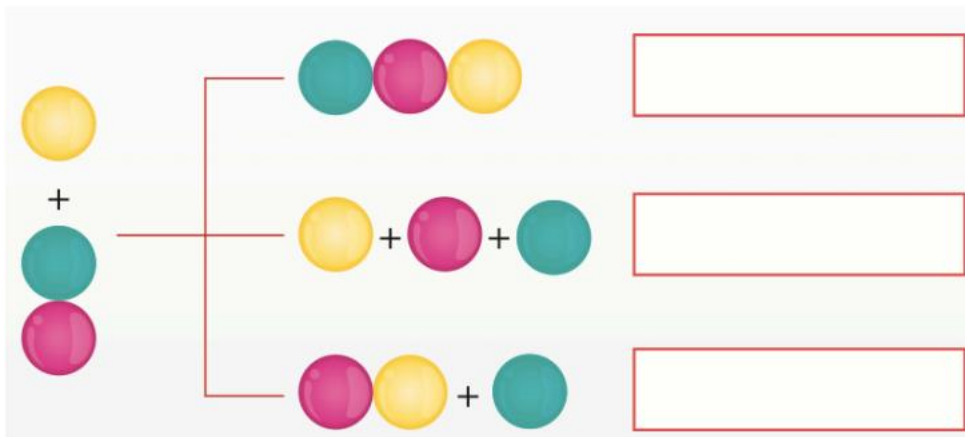
2. Clasifica las siguientes reacciones en reversible o irreversible y endotérmica o exotérmica, observando las ecuaciones químicas que las representan.



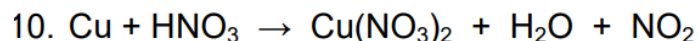
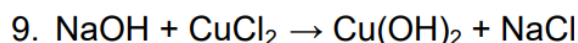
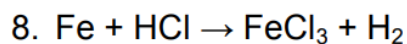
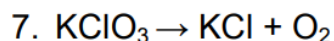
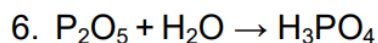
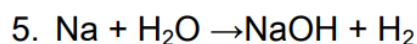
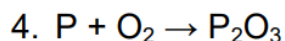
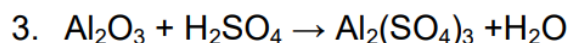
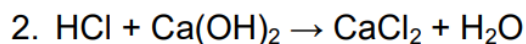
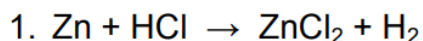




3. El siguiente esquema representa las diversas reacciones químicas que pueden llevar a cabo dos sustancias. A partir de la imagen, en cada cuadro, escribe el tipo de reacción que se lleva a cabo. Nota: Las esferas representan átomos o grupos de átomos.



4. Balancea las siguientes ecuaciones Químicas por el método de tanteo:



5. Balancear por óxido-reducción
- $NO + H_2 \rightarrow NH_3 + H_2O$
 - $Sn + HNO_3 \rightarrow SnO_2 + NO_2 + H_2O$
 - $PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$
 - $HNO_2 + KI + HCl \rightarrow I_2 + N_2 + KCl + H_2O$
 - $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$



INSTITUCIÓN EDUCATIVA LENINGRADO

Resol. No.2285 de mayo 02 de 2011 Jornada Diurna

Resol. No. 3212 de Julio 01 de 2011 Jornada Nocturna

NIT 816.002.832-0 DANE 166001002886

