

PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

MÓDULO

HACIA UN DESARROLLO SUSTENTABLE

REACCIONES QUIMICAS

Preparatoria

ELABORÓ

abierta

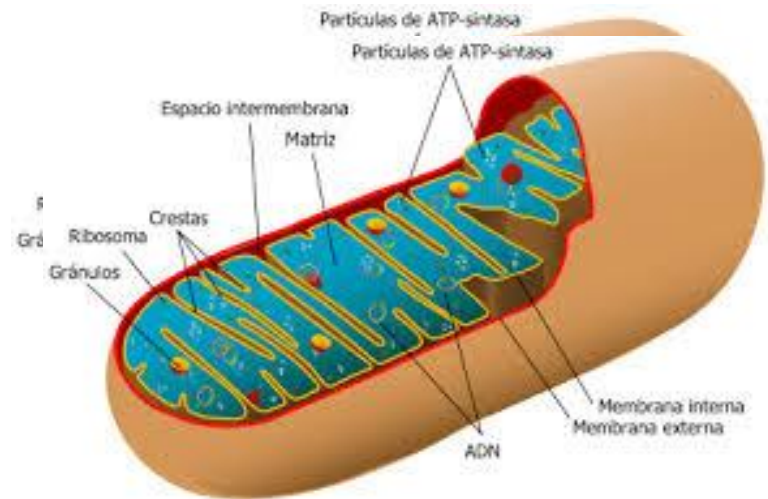
LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

Reacciones Químicas

- El estudio de los cambios químicos o reacciones químicas es fundamental para la comprensión y aplicación de los mismos. Como los que ocurren en nuestro entorno y aquellos que se realizan en la industria para obtener sustancias o productos valiosos como medicinas, fertilizantes, etc.

Reacciones químicas

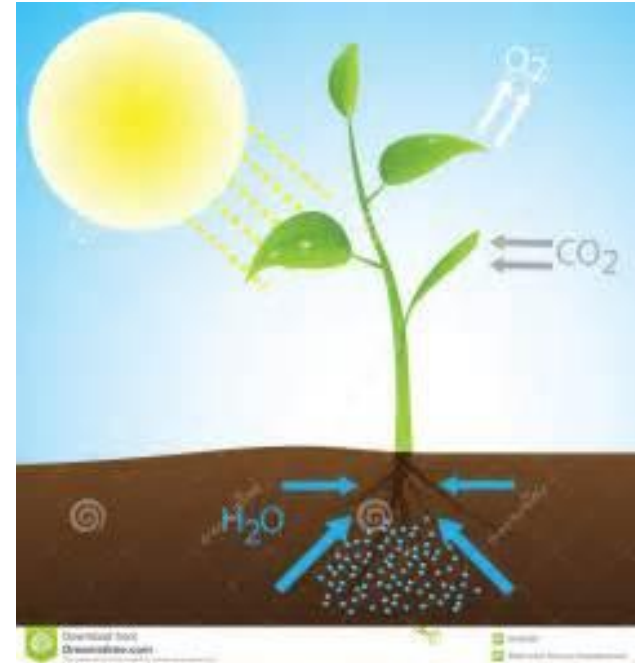
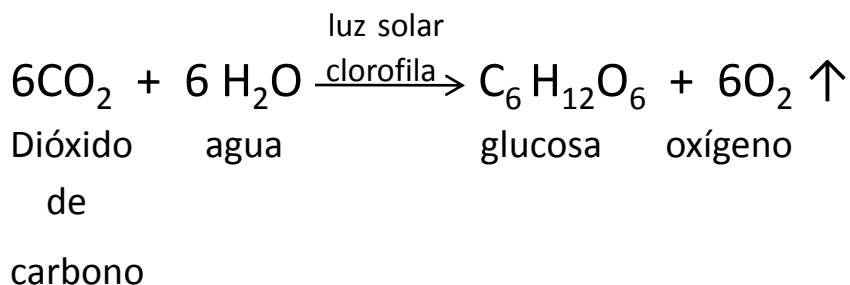
- Las células de nuestro cuerpo obtienen energía al oxidar la glucosa. Este proceso químico, llamado respiración celular, ocurre en las mitocondrias de las células eucarióticas como las nuestras:



Mitocondria

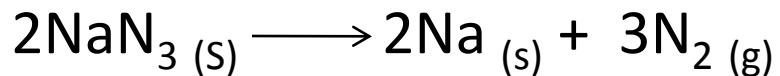
Reacciones químicas

- Las plantas combinan dióxido de carbono y agua para formar glucosa y liberar oxígeno necesario para la respiración de seres vivos. La reacción, que requiere la presencia de luz solar, se resume:



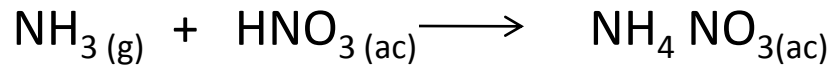
Reacciones químicas

- La azida de sodio se utiliza en las bolsas de aire de automóviles para proteger al conductor. Tras una colisión (choque), la azida de sodio se descompone liberando nitrógeno gaseoso que llena la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas.



Reacciones químicas

- El nitrato de amonio es el fertilizante nitrogenado más utilizado. Se prepara de acuerdo a la reacción:



Reacciones Químicas

- Una reacción química es el proceso mediante el cual los átomos de las sustancias que reaccionan se combinan para formar nuevas sustancias.
- Una reacción química se representa mediante una ecuación química; para ello, se utilizan símbolos cuyo significado se describe a continuación:

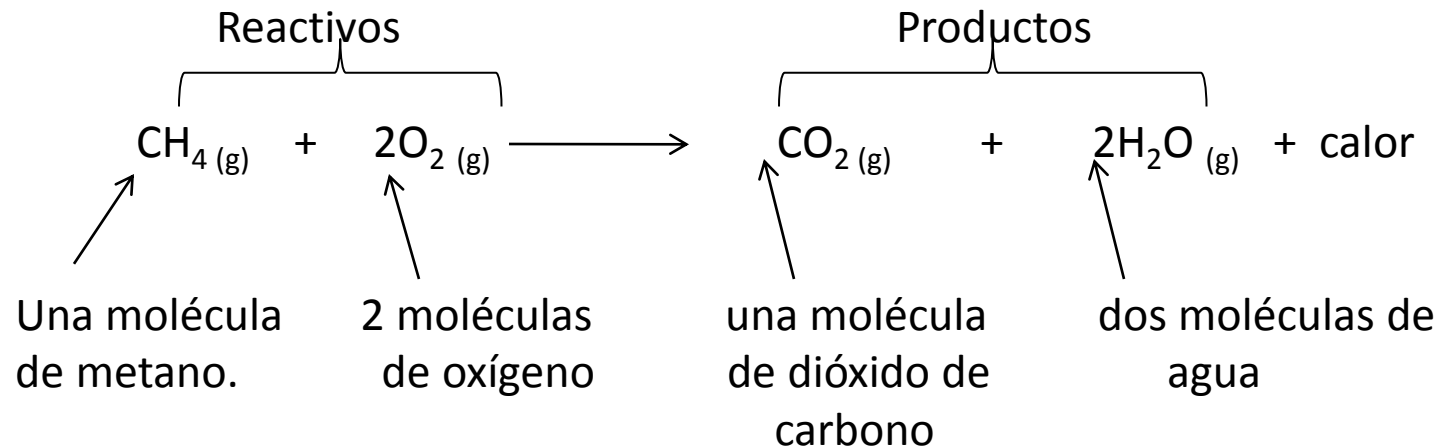
Reacciones químicas

Símbolos utilizados en ecuaciones químicas:

- se produce o da lugar
- ↑ se desprende un gas
- ↓ se forma un precipitado (producto sólido que se separa de una mezcla de reacción)
- Δ calor
- g gas
- / líquido
- s sólido
- ac acuoso o solución acuosa

Ecuación química

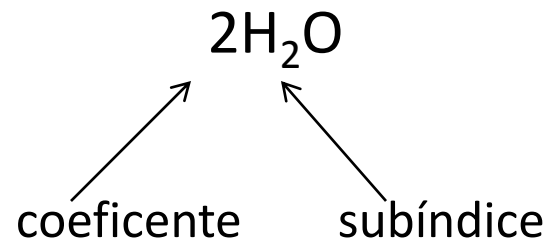
- Es la representación simbólica de una reacción química.
- A las sustancias que inicialmente reaccionan se les llama reactivos. A las sustancias nuevas formadas se les llama productos. Como en el siguiente ejemplo:



El **coeficiente** es el número que se escribe antes de la fórmula de un compuesto e indica el número de moléculas de éste que se encuentran presentes en la ecuación.

Reacciones químicas

- Nota: cuando el coeficiente es 1, no es necesario escribirlo.
- El número que se escribe abajo y a la derecha del símbolo de un elemento se llama subíndice e indica el número de átomos del elemento a cuyo lado se encuentra. Ejemplo:



El coeficiente multiplica a todos los átomos de la molécula. En este caso: hay 4 átomos de hidrógeno y 2 de oxígeno en total.

BALANCEO DE ECUACIONES

- Una ecuación química debe estar balanceada, es decir, se debe tener el mismo tipo y número de átomos a ambos lados de la ecuación para que cumpla con la ley de la conservación de la masa.
- Para balancear una ecuación química por el método de tanteo, se escogen coeficientes que igualen el número de átomos en ambos lados de la ecuación.
- Nunca se deben quitar o poner subíndices ya que se alterarían las fórmulas de las sustancias que intervienen.
- Por ejemplo: si se quiere balancear la siguiente ecuación por el método de tanteo:

Método de tanteo

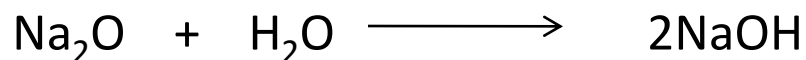


óxido de sodio

agua

hidróxido de sodio

Se observa que se tienen dos átomos de sodio en el óxido de sodio (reactivos) y solamente uno en el hidróxido de sodio (producto), por lo que se tiene que escribir un coeficiente 2 en el hidróxido de sodio para igualar el número de átomos de sodio. El coeficiente 2 también multiplica a todos los átomos del hidróxido de sodio.



Reactivos

Productos

2 átomos de Na

2 átomos de Na

2 átomos de H

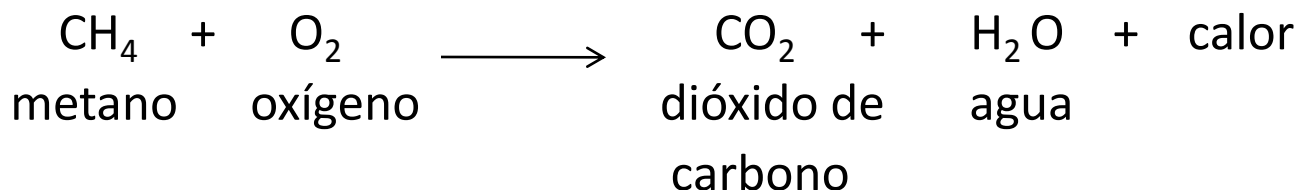
2 átomos de H

2 átomos de O

2 átomos de O

Balanceo de ecuaciones

- Vamos a balancear la siguiente ecuación de combustión del metano por el método de tanteo:



Se observa que se tiene un átomo de carbono C en el metano (reactivo) y uno en el dióxido de carbono (producto), se tienen 4 átomos de hidrógeno en el metano y 2 en el agua (producto), por lo que se escribe un coeficiente 2 en el agua para tener 4 átomos de este elemento en el lado de los productos, de esta manera también se tienen 4 átomos de oxígeno en el lado de los productos y solamente 2 en el lado de los reactivos, por lo que se tiene que escribir un coeficiente 2 en la molécula de oxígeno, quedando la ecuación balanceada de la siguiente manera:

Balanceo de ecuaciones



Comprobación:

Reactivos:

1 átomo de C

4 átomos de H

4 átomos de O

Productos

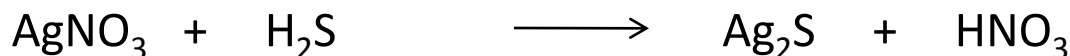
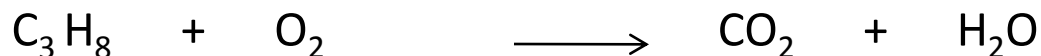
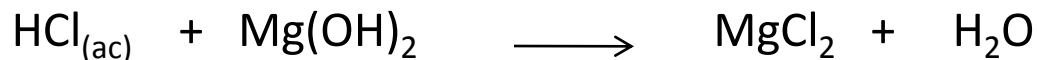
1 átomo de C

4 átomos de H

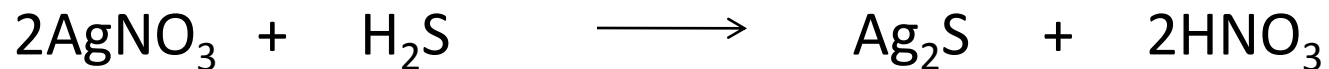
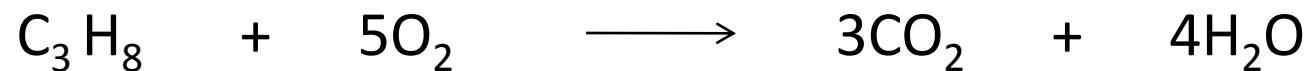
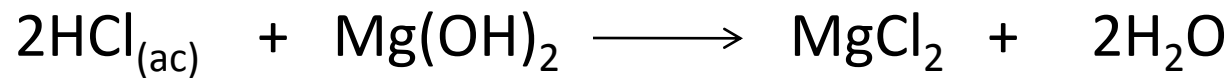
4 átomos de O

ACTIVIDAD:

Balancear las siguientes ecuaciones por el método de tanteo:

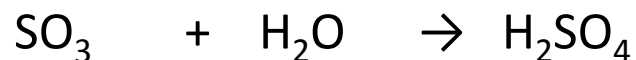
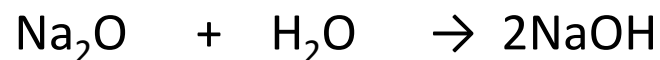


Respuestas



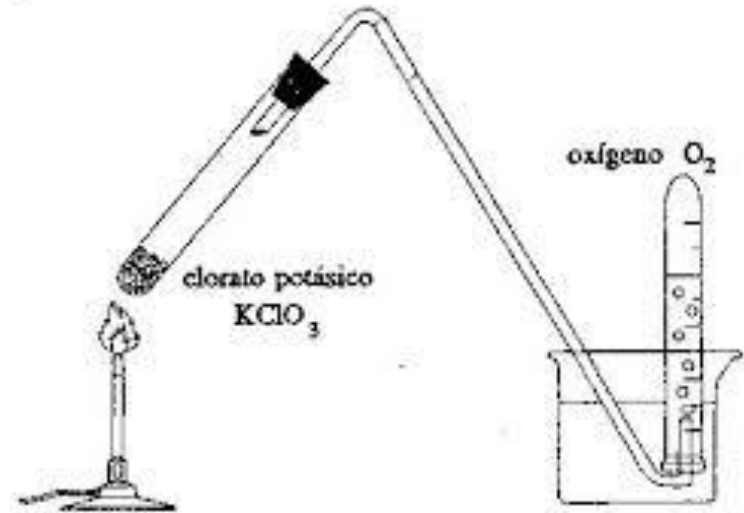
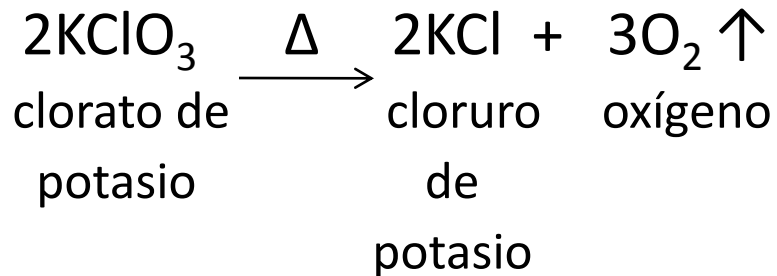
Tipos de reacciones químicas

- Reacciones de síntesis: Se producen cuando dos o más sustancias se combinan para formar una sola, como en los siguientes ejemplos:



REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

Se producen cuando una sola sustancia se descompone en dos o más, como en la reacción en la que el clorato de potasio se descompone, por acción del calor, desprendiendo oxígeno:

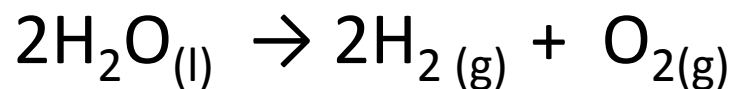


descomposición del clorato de potasio



Reacciones de descomposición

- Otra reacción de este tipo es aquella en la que se hace pasar electricidad a través del agua. Este compuesto se descompone en los gases hidrógeno y oxígeno. Este fenómeno químico es llamado electrólisis:



Reacciones de sustitución simple o desplazamiento

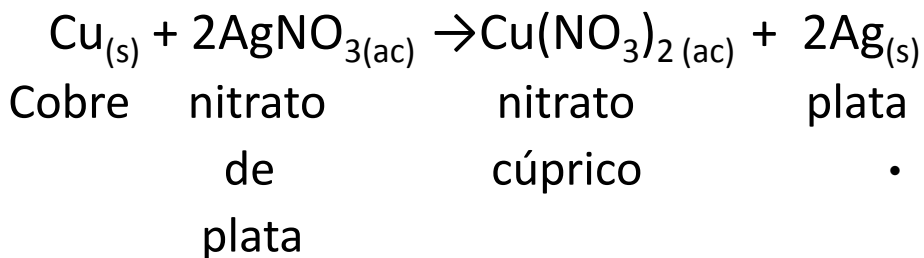
- Estas reacciones se llevan a cabo cuando un elemento toma el lugar de otro en un compuesto, como en la reacción en la que el zinc desplaza al hidrógeno del ácido clorhídrico:



Desprendimiento de hidrógeno gaseoso en la reacción del zinc con el ácido clorhídrico

Reacciones de sustitución simple o desplazamiento

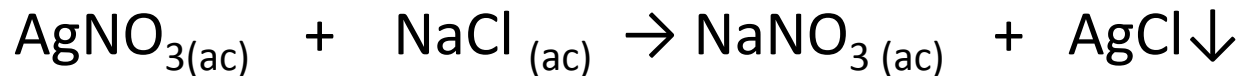
- Otra reacción de este tipo se produce cuando al colocar alambre de cobre en una solución de nitrato de plata se forma nitrato cúprico (solución de color azul) y plata. En esta reacción el cobre sustituye a la plata del nitrato de plata.



- Se recomienda ver el video: Reacciones de óxido-reducción del blog: <http://quimicaconluzmaria.wordpress.com>
- Para observar esta reacción.

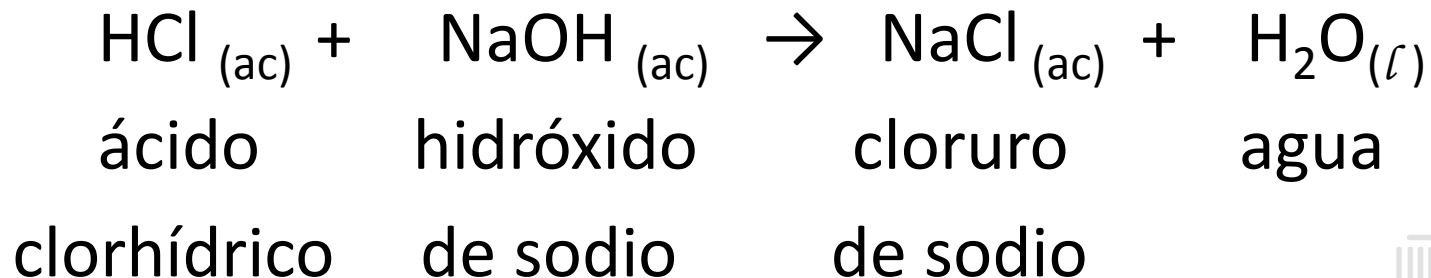
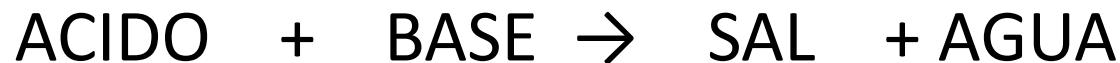
Reacciones de sustitución doble

- En este tipo de reacción dos elementos intercambian lugares, como en la reacción del nitrato de plata con el cloruro de sodio, en la que se forma un precipitado de cloruro de plata:



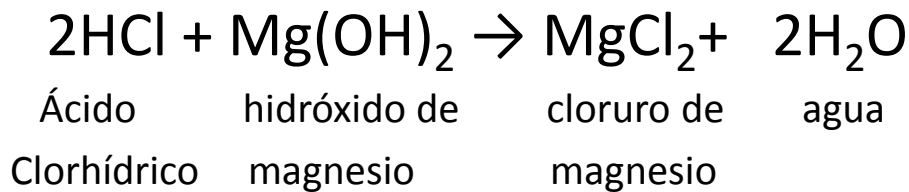
Reacciones de sustitución doble

- Las reacciones de neutralización en la que un ácido reacciona con una base, formando sal y agua, son ejemplo de este tipo de reacciones.



Reacciones de sustitución doble

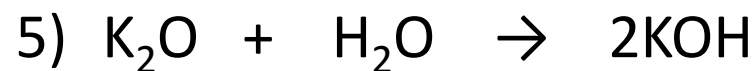
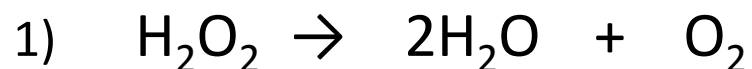
- Otra reacción de este tipo es la que ocurre cuando se toma leche de magnesia (que contiene hidróxido de magnesio) para neutralizar la acidez estomacal:



Leche de magnesia

Actividad

- Clasifica las siguientes reacciones de acuerdo a su tipo:



Clasificación de reacciones

Respuestas:

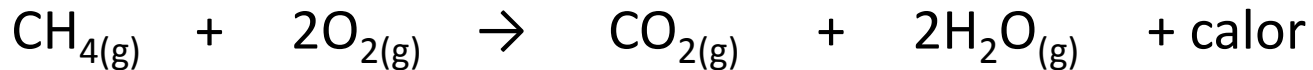
- 1) descomposición
- 2) Síntesis
- 3) sustitución doble
- 4) Sustitución simple
- 5) Síntesis
- 6) Descomposición

Reacciones exotérmicas

- Las reacciones químicas van acompañadas por cambios de energía.
- Las reacciones que liberan calor se denominan exotérmicas, como la reacción de combustión del propano que se encuentra en el gas doméstico:

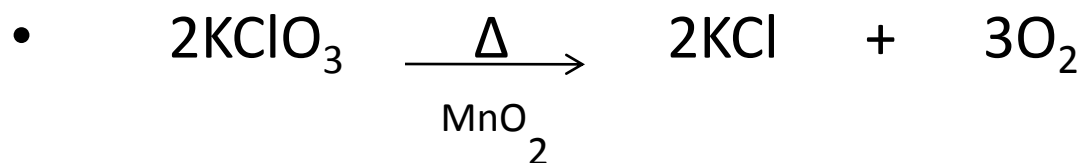


O la combustión del metano que se encuentra en el gas natural:



Reacciones endotérmicas:

- Este tipo de reacciones requiere que se les aplique calor para que se lleven a cabo.
- Ejemplo de este tipo de reacciones es la de descomposición del clorato de potasio:



- Nota: esta reacción es muy lenta. Si se requiere acelerar la velocidad de esta reacción es necesario agregar un catalizador como el dióxido de manganeso.

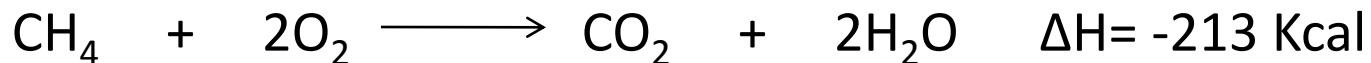
Ecuaciones termoquímicas

El calor se puede escribir como reactivo o como producto en ecuaciones químicas balanceadas llamadas **ecuaciones termoquímicas**.

Ejemplos: en la reacción de combustión del metano se liberan 213 kcal



ó

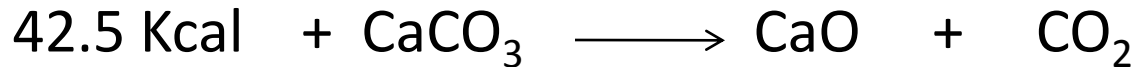


1 caloría cal: es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de agua 1 °C, de 14.5 °C a 15.5 °C.

$$1\text{Kcal} = 1000 \text{ cal}$$

Ecuaciones termoquímicas

- Reacción endotérmica: para la descomposición del carbonato de calcio se aplican 42.5 kcal:



ó



El cambio de calor que ocurre cuando una reacción química se lleva a cabo a presión constante se llama **variación de entalpía** y se representa como ΔH . El símbolo Δ representa la diferencia entre el estado final y el estado inicial. En una reacción exotérmica el estado final tiene menor entalpía que el estado inicial, por lo tanto el valor de ΔH es negativo.

Ecuaciones termoquímicas

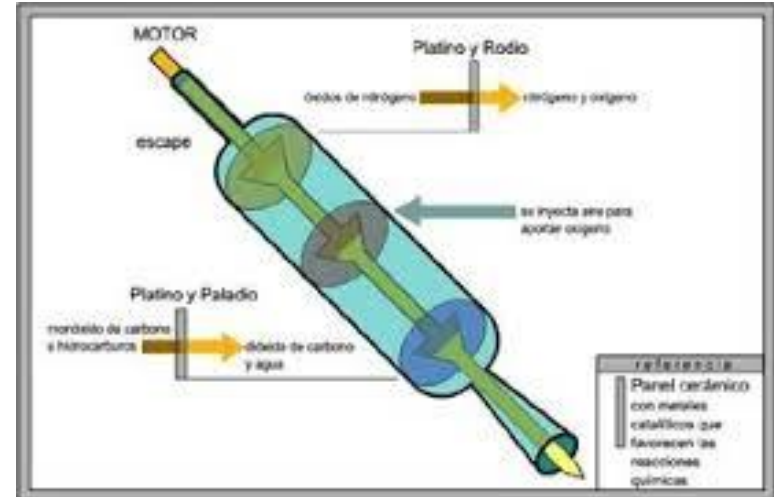
- En una reacción endotérmica, el estado final tiene mayor entalpía que el estado inicial y el valor para ΔH es positivo.

Catalizadores

- Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de una reacción química, acelerándola o retardándola. Un catalizador no actúa ni como reactivo ni como producto.
- Elementos de transición como el níquel, paladio o platino se utilizan como catalizadores.

Catalizadores

- En los últimos años los catalizadores han tenido aplicaciones valiosas. Como el convertidor catalítico, que se adapta a los automóviles reduce la contaminación por CO. Contiene los metales de transición paladio y platino, los cuales catalizan la oxidación de monóxido de carbono CO e hidrocarburos que no se quemaron a dióxido de carbono CO₂ y H₂O.
- El convertidor catalítico reduce el NO y NO₂ a N₂ y O₂.
- El CO que sale del escape del auto es muy tóxico, en cambio el CO₂ biológicamente es muy importante, necesario para la fotosíntesis y liberado durante la respiración de seres vivos.



Convertidor catalítico
Ayuda a disminuir la contaminación

Lluvia ácida

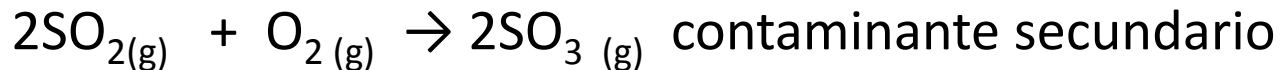
- En las últimas décadas el fenómeno llamado “lluvia ácida” produce efectos nocivos al ambiente. Este problema ambiental es causado por la combustión de combustibles fósiles como el carbón o el petróleo, éste último contiene, además de hidrocarburos, pequeñas cantidades de azufre y nitrógeno. Estos elementos al combinarse con el oxígeno, durante la combustión, producen óxidos contaminantes:



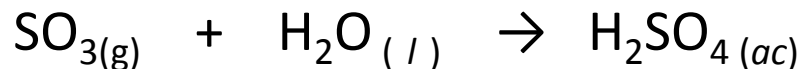
Lluvia ácida



El dióxido de azufre liberado durante la combustión reacciona con el oxígeno del aire formando trióxido de azufre. Esta reacción es favorecida por los rayos del sol:



En presencia de humedad, el trióxido de azufre reacciona formando ácido sulfúrico, dando lugar a la “lluvia ácida”:



La lluvia ácida también es causada por óxidos de nitrógeno que forman el ácido nítrico.

Lluvia ácida

La lluvia ácida corroe las construcciones de piedra caliza y mármol (CaCO_3). La efectuada es la siguiente:



LLUVIA ÁCIDA



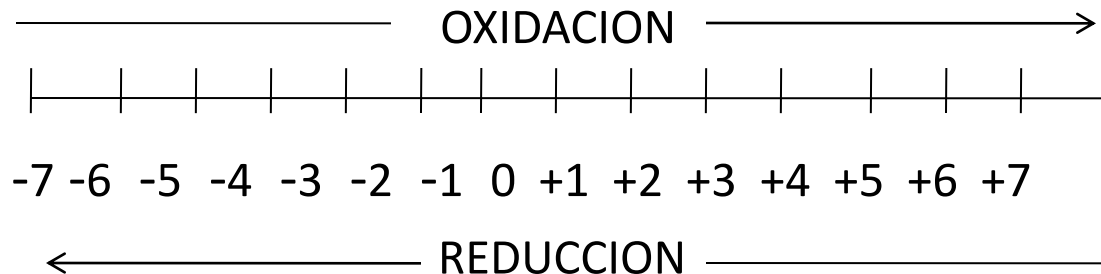
Efectos de la lluvia ácida sobre la vegetación

Reacciones químicas

- Como puedes apreciar, el conocimiento de las reacciones químicas facilita la comprensión de procesos que ocurren en el ambiente, lo cual es muy importante para dar solución a los mismos o para evitarlos.

Balanceo de ecuaciones por el método Redox

- La oxidación-reducción llamada también redox es un proceso químico en el que cambia el número de oxidación de un elemento. Durante el proceso ocurre la transferencia de electrones de un elemento a otro.
- Oxidación es la pérdida de electrones. Un elemento se oxida cuando pierde electrones aumentando sus números de oxidación positivos y disminuyendo los negativos.
- Reducción es la ganancia de electrones. Un elemento se reduce cuando gana electrones, disminuyendo sus números de oxidación positivos y aumentando los negativos.



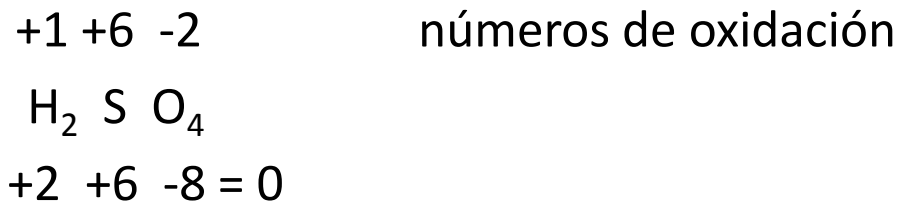
REDOX

El número de oxidación de un átomo indica el número de electrones ganados o perdidos por él. Si el número de oxidación es positivo significa que el átomo perdió electrones, si es negativo, significa que ganó electrones y si es cero, que no ha ganado ni perdido electrones.

- El número de oxidación de un elemento libre o sin combinar es cero: Ag^0 , Cu^0 .
- El número de oxidación de iones de elementos del grupo I A es +1:
 H^{+1} , Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} , Rb^{+1} , Cs^{+1} .
- El número de oxidación de los iones de elementos del grupo II A es +2:
 Be^{+2} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} , Ba^{+2} .
- El número de oxidación de los iones de elementos del grupo V A es -3:
 N^{-3} , P^{-3}
- El número de oxidación de los iones de elementos del grupo VI A es -2:
 O^{-2} , S^{-2}
- El número de oxidación de los iones de elementos del grupo VII A es -1:

Números de oxidación

- F^{-1} , Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1}
- Determinaremos el número de oxidación de cada elemento en el ácido sulfúrico:



En este compuesto hay 2 átomos de H por lo que se tienen 2 cargas positivas en total. Hay 4 átomos de O por lo que se tienen 8 cargas negativas en total. Un compuesto es eléctricamente neutro, es decir, la suma de sus cargas + debe ser igual a la de sus cargas -, por lo que se necesitan 6 cargas negativas para neutralizar la molécula del compuesto, por lo tanto, el número de oxidación del S es -6, ya que sólo hay un átomo de este elemento en el ácido sulfúrico.

Números de oxidación

- Determinar el número de oxidación de cada elemento en el nitrato de sodio NaNO_3 :

+1 +5 -2 ← números de oxidación de cada elemento



+1 +5 -6 = 0 ← comprobación de la neutralidad de la molécula

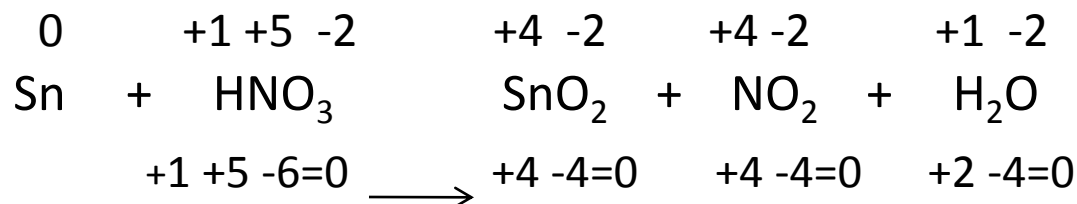
Balanceo de ecuaciones por el método REDOX

Balancear la siguiente ecuación por el método Redox:



Se realiza lo siguiente. \longrightarrow

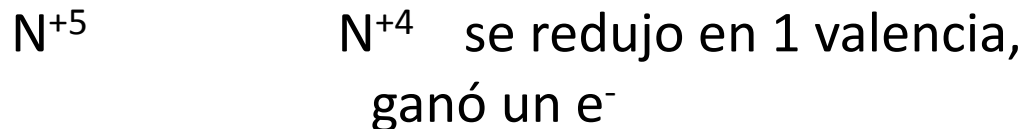
1. Se determina el número de oxidación de cada elemento presente en la ecuación:



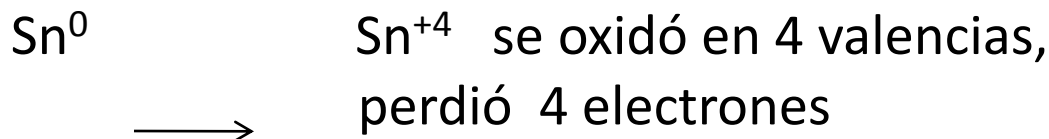
2. Se determina cuál elemento se oxidó y cuál se redujo, mediante los cambios en sus números de oxidación:

Balanceo de ecuaciones por el método REDOX

- Se observa que el número de oxidación del N cambió de +5 a +4, por lo que se redujo en una valencia al ganar un electrón:



- El número de oxidación del Sn cambió de 0 a +4, se oxidó en 4 valencias, al perder 4 electrones:



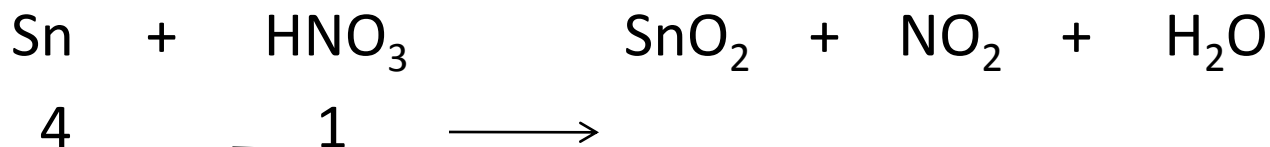
Lo cual se sabe, debido a que el estaño tiene número atómico 50, por lo que tiene 50 protones (+50) y 50 electrones(-50). Al perder 4 electrones pierde 4 cargas negativas, quedando con 46 electrones (-46). Al hacer la comprobación de sus cargas: +50 y -46= +4, que es el número de oxidación del Sn en esta ecuación.

REDOX

- En esta reacción el Sn se oxidó, por lo que se le llama **agente reductor**, ya que al perder electrones provocó la reducción del N que los ganó.
- A su vez, el N se redujo y es llamado **agente oxidante**, porque al ganar electrones del Sn provocó su oxidación.

Método REDOX

3) En un miembro de la ecuación se subrayan las fórmulas donde se encuentren los elementos oxidado y el reducido y abajo se anotan los números encontrados que indican las valencias oxidadas y las reducidas:



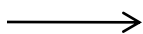
4) Los números anotados se cruzan y se anotan como coeficientes:



El cruzamiento es para hacer un balance entre electrones ganados y perdidos.

Balancedo de ecuaciones por el método REDOX

- 5) Por tanteo se determinan los coeficientes restantes. Se observa que hay 4 átomos de N en el lado de los reactivos (HNO_3), y en el lado de los productos (NO_2) solamente 1 por lo que se escribe el coeficiente 4 a esta fórmula:



Se tienen ahora 4 átomos de H, en el lado de los reactivos (HNO_3) y en el lado de los productos se tienen 2 átomos de este elemento en el agua, por lo que se tiene que escribir el coeficiente 2 antes de la fórmula de este compuesto:



Como el coeficiente multiplica a todos los átomos de una molécula, se tienen 4 átomos de H, en el lado de los productos y en total se tienen 12 átomos de O tanto en el lado de los reactivos como en el de los productos.

Balanceo por el método REDOX

- Comprobación:



1 – Sn – 1

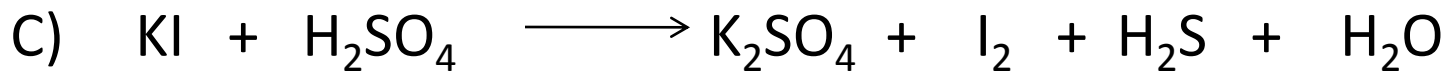
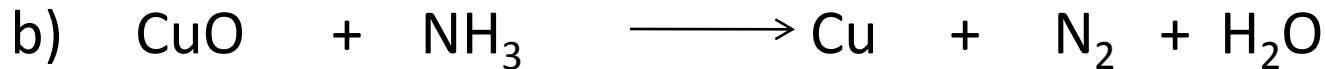
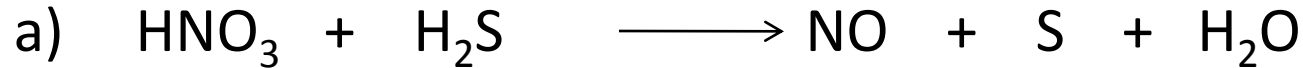
4 – N – 4

4 – H – 4

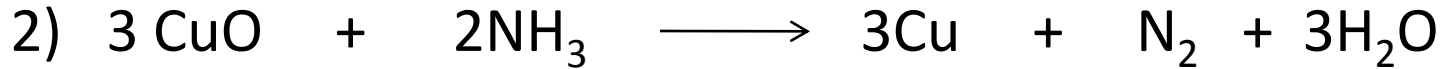
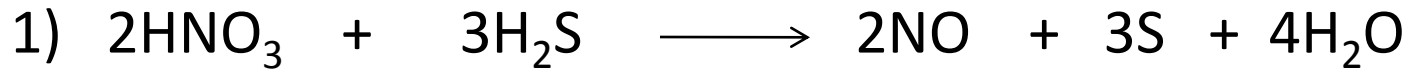
12 – O – 12

Balanced equations by the REDOX method

- Balance the following equations by the REDOX method:



RESPUESTAS



BIBLIOGRAFÍA

- Química
Chang Raymond
McGraw-Hill
2002
- Fundamentos de Química
Hein Morris, Arena Susan
Thomson Learning
2003
- Química la ciencia central
Brown L. Theodore, LeMay H. Eugene, Bursten Bruce E.
Prentice Hall
1998