



Ministerio
de **Educación**

Recursos Didácticos para Primer Año de **Bachillerato**

QUÍMICA

**BLOQUE 5:
REACCIONES QUÍMICAS:
TRANSFORMACIÓN DE MATERIA Y ENERGÍA**

SUBSECRETARÍA DE FUNDAMENTOS EDUCATIVOS
DIRECCIÓN NACIONAL DE CURRÍCULO

2013

Tabla de contenido

TEMA UNO REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.....	5
REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.....	7
INFORMACIÓN QUE NOS PROPORCIONA UNA ECUACIÓN QUÍMICA:.....	8
TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS (I).....	9
DE COMPOSICIÓN O SÍNTESIS.....	9
DE DESCOMPOSICIÓN O ANÁLISIS.....	9
TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS (II).....	10
BALANCEO DE ECUACIONES (I).....	12
BALANCEO DE ECUACIONES (II).....	14
TEMA DOS: INTRODUCCIÓN A LA ESTEQUIOMETRÍA.....	16
MÉTODO DE LA RELACIÓN MOLAR.....	17
REACTIVO LIMITANTE, PUREZA DE LOS REACTIVOS Y RENDIMIENTO.....	25
REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO.....	25
RENDIMIENTOS DE LAS REACCIONES.....	27
INFLUENCIA DE LA PUREZA DE LOS REACTIVOS EN EL RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN.....	32
CÁLCULOS CUANDO SE PRODUCEN REACCIONES CONSECUTIVAS.....	33
TEMA TRES: ENTALPÍA DE LAS REACCIONES.....	34
ENERGÍA DE LAS REACCIONES.....	36
DIAGRAMAS ENTÁLPICOS.....	39
REACCIÓN EXOTÉRMICA.....	39
REACCIÓN ENDOTÉRMICA.....	39
LA TEORÍA DEL COMPLEJO ACTIVADO.....	40
CALCULEMOS VARIACIONES DE ENTALPÍA ESTANDAR DE REACCIONES (I).....	40
CALCULEMOS VARIACIONES DE ENTALPÍA ESTANDAR DE REACCIONES (II).....	42

LEY DE HESS O DE LA ADITIVIDAD DE LAS ENTALPÍAS DE REACCIÓN (I)	44
LEY DE HESS O DE LA ADITIVIDAD DE LAS ENTALPÍAS DE REACCIÓN (II)...	46
ENTALPÍAS DE ENLACE (I)	47
ENTALPÍAS DE ENLACE (II)	49
ENTALPÍAS DE ENLACE (III)	50



pabloespinosa.es.tl

fyqbeniajan.blogia.com

es.fotolia.com

AL FINALIZAR EL PRESENTE BLOQUE DESARROLLARÁS LAS SIGUIENTES DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

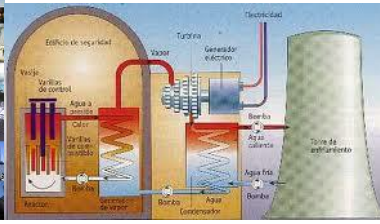
- Demostrar la importancia de las **ecuaciones químicas** como mecanismo para representar a las reacciones que ocurren en el laboratorio y en la naturaleza, sobre la base de la identificación de las **relaciones existentes entre reactivos y productos**, de su descripción y **representación**, además de su proceso de **balanceo por simple inspección**.
- Analizar los diferentes **tipos de reacciones químicas** desde la descripción de las formas de **combinarse o descomponerse** de los reactivos que intervienen en ellas y de la **energía que absorben o emiten** cuando se desencadenan.
- Analizar los diferentes procesos lógicos matemáticos, basados en el método de la **relación molar**, asociados con la **estequiometría**, a partir del análisis de diversos tipos de situaciones cuantitativas relacionadas con **cálculos mol – mol, mol - masa, masa – masa, reactivo limitante, rendimiento y pureza de una reacción**.
- Clasificar a las **reacciones** y analizar desde la discusión de los resultados obtenidos en procesos matemáticos y químicos en los que debe calcular la **cantidad de energía** que una reacción absorbe o emite al producirse.
- Demostrar la importancia de las **ecuaciones químicas** como mecanismo para representar a las reacciones que ocurren en el laboratorio y en la naturaleza, sobre la base de la identificación de las **relaciones existentes entre reactivos y productos**, de su descripción y **representación**, además de su proceso de **balanceo por simple inspección**.
- Analizar los diferentes **tipos de reacciones químicas** desde la descripción de las formas de **combinarse o descomponerse** de los reactivos que intervienen en ellas y de la **energía que absorben o emiten** cuando se desencadenan.
- Analizar los diferentes procesos lógicos matemáticos, basados en el método de la **relación molar**, asociados con la **estequiometría**, a partir del análisis de diversos tipos de situaciones cuantitativas relacionadas con **cálculos mol – mol, mol - masa, masa – masa, reactivo limitante, rendimiento y pureza de una reacción**.
- Clasificar a las **reacciones** y analizar desde la discusión de los resultados obtenidos en procesos matemáticos y químicos en los que debe calcular la **cantidad de energía** que una reacción absorbe o emite al producirse.



envasesromero.com



xananatura.blogspot.com



lalaguna-adc.blogspot.com

..... Y LOS SIGUIENTES INDICADORES NOS DARÁN CUENTA DE TU PROCESO

- Diferencia una ecuación de una reacción química y determina las informaciones que nos brinda la ecuación, además establece las clases de reacciones y cita ejemplos del entorno, finalmente escribe y balancea eficientemente, ecuaciones por el método de simple inspección.
- Diferencia entre una reacción que al producirse libera calor y otra que para producirse requiere calor.
- Desarrolla cálculos estequiométricos utilizando el método de la relación molar como una alternativa matemática al uso de la regla de tres.
- Realiza cálculos sobre variación de entalpía de una reacción química, grafica correctamente una reacción exotérmica y una endotérmica (con H_r , H_p , E_a), ley de Hess y entalpías de enlace.

PARA EL INICIO DE ESTE BLOQUE ES NECESARIO QUE RECUERDES ASPECTOS COMO

¿Qué diferencia hay entre un proceso físico y un proceso químico?

¿Qué procesos químicos importantes se producen en la naturaleza?

¿Qué procesos químicos crees tú que nos aportan sustancias de provecho para nuestras diarias actividades?.

¿Qué procesos químicos cotidianos nos permiten aprovechar la energía que generan?.

¿Cómo se representan los procesos químicos?

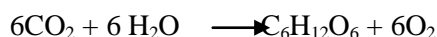
TEMA UNO REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

Lee con atención

Nuestra naturaleza.... Una cadena de reacciones químicas

Las **reacciones** químicas que se producen en la **naturaleza** son importantes, porque permiten la transformación constante de la materia y en otros casos la producción de energía, veamos algunas:

Fotosíntesis: Reacción que se produce en las células **vegetales**, en presencia de **luz**, las plantas **transforman** el dióxido de carbono que toman del aire y el agua que absorben del suelo, en glucosa, un carbohidrato rico en **energía** química. La fotosíntesis puede resumirse en la siguiente ecuación:



Respiración celular: Este proceso consiste en una **serie** de reacciones químicas que ocurren al interior de las células de los organismos vivos. Durante la respiración celular, los **nutrientes** obtenidos a través de la alimentación son **procesados** para extraer de ellos la **energía** almacenada en sus **enlaces** químicos.



Combustión: Es una reacción química que se produce cuando un **combustible** se combina con un **comburente**, el **oxígeno**, produciéndose dióxido de carbono, vapor de agua y **energía** en forma de **luz** y **calor**. Los **combustibles** son sustancias que **contienen energía** química almacenada, la que proviene de las fuerzas que mantienen unidos a los átomos que componen el combustible.



Existen otras reacciones como la **corrosión** de metales y la **putrefacción** de la materia orgánica que son ejemplos claros de que la **materia** en nuestro mundo y en el universo está en **permanente** transformación.

Adaptación:

<http://enaturaleza8.blogspot.com/2009/05/reacciones-quimicas-en-la-vida.html>

envasesromero.com

xananatura.blogspot.com

lalaguna-adc.blogspot.com



hnnbiol.blogspot.com motorescombustioninternos.blogspot.com fullquimica.com

Luego, contesta en tu cuaderno, las siguientes preguntas:

1.- ¿Por qué es importante para nosotros el proceso de fotosíntesis que realizan las plantas?

2.- ¿Por qué será que suelen recomendarnos que no tengamos demasiadas plantas en nuestro dormitorio?

3.- ¿Qué es lo que aprovechamos al combustionar la gasolina?

4.- ¿Podrías explicar cómo se lleva a cabo la oxidación de un clavo?



SIEMPRE.....PIENSA

INTRODUCCIÓN

Cuando un automóvil está en movimiento, la **gasolina se combina en forma explosiva con el oxígeno del aire** para formar **dióxido de carbono, vapor de agua** y una cantidad determinada de **energía** que es aprovechada para el funcionamiento del motor; de manera similar, durante una compleja serie de reacciones que ocurren en el interior de las células del cuerpo, la **glucosa** y otros **carbohidratos** de los alimentos, se consumen (metabolizan) al **reaccionar con oxígeno** y producir **dióxido de carbono** y **vapor de agua** que se exhalan al respirar y además **energía** aprovechable para el desarrollo de nuestras actividades.

Estos dos ejemplos muestran que ciertas **sustancias desaparecen** y otras **se producen** durante las reacciones químicas.

Ambas reacciones son similares en varios aspectos. En los dos casos, un compuesto que tiene carbono reacciona con oxígeno y produce dióxido de carbono y agua.

Ya sea dentro del cuerpo, en un motor de automóvil o en un lugar abierto, las sustancias reaccionan y producen nuevos y diferentes compuestos.

En toda **reacción química, no se crean ni se destruyen átomos**, sino que se **reorganizan** para formar sustancias distintas. En todos los casos, la **materia se conserva** y **no hay cambios** en la **masa total**.

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

La **ecuación química balanceada** se define como una **ecuación algebraica** en la que todas las sustancias **reaccionantes** se escriben en el **primer** miembro y todos los **productos** se registran

en el **segundo** miembro, por esta razón el signo igual muchas veces se reemplaza por una flecha que muestra el sentido hacia la derecha de la ecuación, si tiene lugar también la reacción inversa, se utiliza la doble flecha de las ecuaciones en equilibrio.

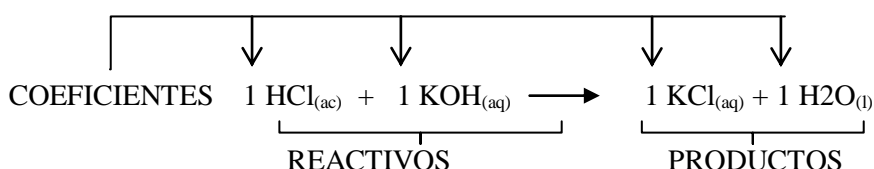
LA REACCIÓN QUÍMICA

Una reacción química es el **proceso** por el cual unas sustancias se transforman en otras nuevas por redistribución de átomos.

Las **sustancias iniciales** se llaman **reactivos, reaccionantes o reactantes** y las que **resultan** se llaman **productos o resultantes**.

LA ECUACIÓN QUÍMICA

Es la **representación escrita** del proceso, en la ecuación química, los **números relativos de moléculas** de los **reaccionantes** y de los de los **productos** están indicados por los **coeficientes** de las **fórmulas** que representan estas moléculas.



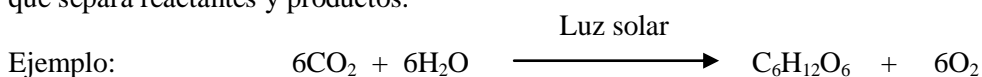
quimica1ere.blogspot.com

annyvazquez.blogspot.com

INFORMACIÓN QUE NOS PROPORCIONA UNA ECUACIÓN QUÍMICA:

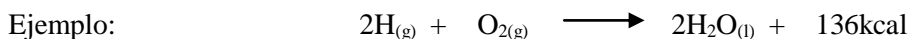
1.- Nos indica el **estado físico** de los reactivos y productos: **(l)** = **líquido**, **(s)** = **sólido**, **(g)** = **gaseoso** y **(ac)** o **(aq)** = **acuoso** (en solución).

2. Nos informa **si se usaron o no catalizadores** (sustancias que aceleran o disminuyen la velocidad de la reacción y que no son consumidas) van escritos **encima** o **debajo** de la **flecha** que separa reactivos y productos.



3. Nos informa además si hay **desprendimiento** o **absorción de energía**.

4. La **ecuación debe estar balanceada**, es decir el número de átomos que entra debe ser igual al número de los que salen



5. Si hay un **delta** (Δ) sobre la flecha, nos indica que se **suministra calor** a la reacción;



Investigación individual.- En sus cuadernos de trabajo, los estudiantes responderán las siguientes preguntas:

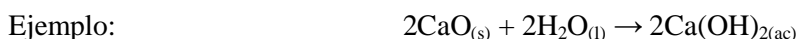
- 1.- ¿Podrías indicar dos diferencias entre ecuaciones y reacciones químicas?
- 2.- ¿Qué condición debe cumplir una ecuación química para ser una cabal representación de un proceso?.
- 3.- ¿Podrías investigar o pedirle a tu profesor o profesora que te ayude a demostrar cuantitativamente que en una reacción química la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos?

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS (I)

Existen diversos tipos de reacciones químicas, las podríamos clasificar de la siguiente manera:

DE COMPOSICIÓN O SÍNTESIS

Son aquellas reacciones en donde **dos o más sustancias simples** se unen para formar **un solo producto más complejo**, en términos generales se las representa así:



andaluciainvestiga.com

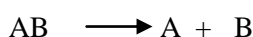
eltamiz.com

ica-net.it

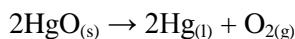
EL PRODUCTO DE ESTA REACCIÓN $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ES FÁCILMENTE DETECTABLE CON EL USO DE UNAS GOTAS DE FENOLFTALEÍNA, UN INDICADOR QUE SE VUELVE FUCSIA ANTE UN HIDRÓXIDO.

DE DESCOMPOSICIÓN O ANÁLISIS

Son las reacciones en las que **una sustancia compleja se disocia** y da lugar a **dos o más sustancias más simples**, se las representa con la fórmula general:



Ejemplo:

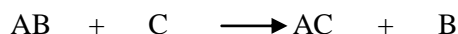


oocities.org

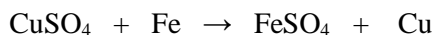
UNA FORMA DE COMPROBAR QUE EL GAS QUE BURBUJEA EN EL AGUA ES OXÍGENO, ES ACERCANDO UN PALITO EN ESTADO INCANDESCENTE (AL ROJO, NO CON LLAMA) Y EN ESE MOMENTO SE AVIVA ESE ESTADO Y SE PRENDE CON LLAMA, EL OXÍGENO FAVORECE LAS COMBUSTIONES.

DE DESPLAZAMIENTO

Cuando al realizarse una reacción, **un átomo sustituye a otro en una molécula**, su forma general es:

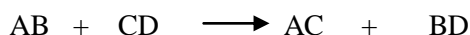


Ejemplo:

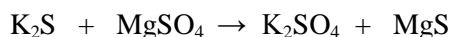


DE INTERCAMBIO O DOBLE DESPLAZAMIENTO

Son las reacciones que se realizan **por intercambio de átomos** entre las sustancias que intervienen, se las representa por medio de la forma general:



Ejemplo:



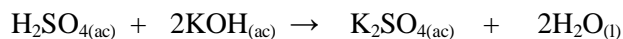
Trabajo en equipo.- Los estudiantes en sus cuadernos de trabajo, con la guía de su profesor acudirán a diversos websites o textos de química y buscarán 2 ejemplos de cada uno de los tipos de ecuaciones estudiadas ahora.

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS (II)

DE NEUTRALIZACIÓN

En este tipo de reacciones, **un ácido** reacciona con **una base** para formar una **sal** y **agua**.

Ejemplo:





cet8108.blogspot.com parma.com.gt

EN LA QUÍMICA DE LOS ALIMENTOS SE UTILIZAN MUCHO LAS REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN.

REACCIONES QUE SE PRODUCEN SIN TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

En estas reacciones se presenta solamente una **redistribución** de los **elementos** que constituyen los compuestos para formar otras sustancias nuevas. **No hay intercambio** de electrones.

REACCIONES QUE SE PRODUCEN CON TRANSFERENCIA DE ELECTRONES (REDOX)

En estas reacciones hay **cambios** en los **valores** de los **números de oxidación** de algunos átomos en los reactivos con respecto a los productos.

Estos cambios de valor, se producen porque **unos átomos pierden electrones (se oxidan)** mientras que **otros los toman (se reducen)**.

TIPOS DE REACCIONES POR LA ENERGÍA ASOCIADA A ELLAS

EL CALOR EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Toda reacción química lleva asociada una **variación observable de energía** que puede manifestarse en forma luminosa, eléctrica, mecánica o **calorífica**, siendo esta última la más frecuente. Para estudiar un proceso químico desde un punto de vista energético, se suele considerar separadamente el conjunto de sustancias en transformación, denominado genéricamente **sistema**, del resto, que recibe el nombre de **medio o entorno**. De acuerdo con lo anterior, las reacciones químicas implican una transferencia de energía que en unas ocasiones se lleva a cabo **del sistema al medio** y en otras **en sentido inverso**.



radioelmercurio.com.ec

feriasdelmotor.com

LOS AUTOMOTORES PARA SU FUNCIONAMIENTO APROVECHAN TODA LA ENERGÍA QUE DESPRENDE LA REACCIÓN DE COMBUSTIÓN DE LA GASOLINA.

REACCIÓN EXOTÉRMICA

Cuando la reacción lleva consigo un **desprendimiento de calor del sistema al medio**, se denomina **exotérmica**.

En términos más simples podemos decir que una reacción es exotérmica cuando al producirse, **libera calor** al entorno.

Ejemplo:
$$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{calor}$$



personasallimite.wordpress.com

elranco.cl

atletismoweb.com

EN EL DEPORTE, LOS ATLETAS APROVECHAN TODA LA ENERGÍA QUE SE DESPRENDE DE LOS NUTRIENTES QUE HAN CONSUMIDO.

REACCIÓN ENDOTÉRMICA

Cuando por el contrario, el proceso químico implica la **absorción** de una cierta cantidad de **calor del medio** por parte del **sistema**.

Dicho de otra manera, reacción endotérmica es aquella que **necesita el suministro de calor** para llevarse a cabo.

Ejemplo:
$$\text{CaCO}_3 + \text{calor} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$$

Trabajo individual.- En su cuaderno de trabajo, el estudiante desarrollará un ensayo en el que demuestre con cuatro ejemplos y cuatrocientas palabras, la utilidad de las reacciones exotérmicas para nuestras diarias actividades.

BALANCEO DE ECUACIONES (I)

Como ya lo mencionamos antes, toda ecuación debe estar balanceada **para convertirse en una cabal representación de una reacción** química.

Balancear una ecuación no es otra cosa que un procedimiento de **ensayo y error**, que se fundamenta en la **búsqueda** de diferentes coeficientes **numéricos** que hagan que el **número** de cada tipo de átomos presentes en la reacción química **sea el mismo** tanto en reactantes como en productos

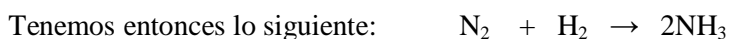
Hay varios métodos para balancear ecuaciones pero en este curso, veremos únicamente el método del **tanteo** o **simple inspección**.

MÉTODO DEL TANTEO O INSPECCIÓN

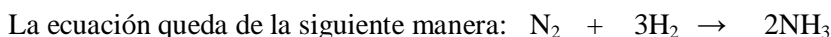
Este método es utilizado para ecuaciones **sencillas** y consiste en colocar **coeficientes** a la **izquierda** de **cada sustancia**, hasta **tener igual** número de **átomos** tanto en reactantes como en productos.



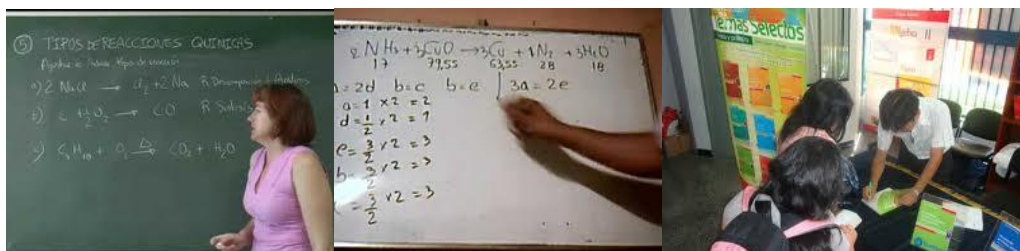
Como podemos ver, en esta ecuación hay **dos átomos** de nitrógeno en los reactantes, por tanto se debe colocar el coeficiente **2** al **NH₃**, de esta forma ahora tenemos **dos átomos de nitrógeno** en cada miembro de la ecuación:



Cuando escribimos el coeficiente 2 junto al NH₃, vemos que tenemos en el producto seis átomos de hidrógeno (2 x 3); **para balancearlos** hay que colocar un **coeficiente 3** al **H₂ reactante**:



Decimos entonces que la **ecuación ha quedado equilibrada**. El número de átomos de cada elemento es el mismo en reactivos y productos.



wn.com

BALANCEANDO ECUACIONES QUÍMICAS

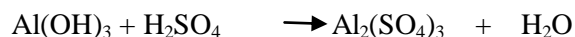
Veamos otro ejemplo:

Balancemos una ecuación química comenzando con la siguiente **ecuación verbal**:

- Ecuación verbal:

Hidróxido de aluminio + ácido sulfúrico producen sulfato de aluminio + agua

- Ecuación **en esqueleto**, sin balancear:



- Balanceo:

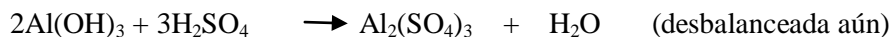
a.- Todos los elementos están desequilibrados.

b.- Debemos tener claro que en toda ecuación química se inicia el proceso de balanceo con los **metales**, luego seguimos con los **no metales**, en tercer lugar balanceamos **hidrógeno** y finalmente **oxígeno**.

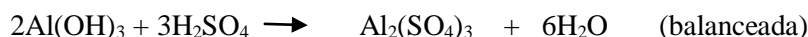
c.- Entonces iniciamos balanceando el Al colocando un 2 frente al Al(OH)₃.

d.- Balanceamos ahora el S poniendo un 3 frente al H₂SO₄

- La ecuación hasta el momento está así:



e.- Procedemos a balancear el H poniendo un 6 frente al agua y si observamos bien, al final, el O también se ha balanceado, la respuesta entonces será:



Trabajo en equipo.- En sus cuadernos de trabajo, los estudiantes organizados en equipos cooperativos, balancearán por el método de tanteo, las siguientes ecuaciones:

- 1.- Butano (C₄H₁₀) + oxígeno producen dióxido de carbono más agua.
- 2.- Hidróxido de magnesio más ácido fosfórico producen fosfato de magnesio más agua.
- 3.- Nitrato de plata más sulfuro de hidrógeno producen sulfuro de plata más ácido nítrico.
- 4.- ácido cianhídrico más oxígeno producen nitrógeno más dióxido de carbono más agua.

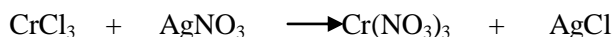
BALANCEO DE ECUACIONES (II)

Veamos un ejercicio de mayor nivel:

Balancear la siguiente ecuación partiendo de su **ecuación verbal**:

Cloruro de cromo (III) más nitrato de plata producen nitrato de cromo (III) más cloruro de plata

- Establecemos el esqueleto de la ecuación química:



- Balanceamos **primero** el **chromo** y la **plata** por ser **metales**, en este caso, están balanceados de antemano, hay igual número de átomos (1) en el primero y en el segundo miembro.

- Procedemos entonces a **balancear el N** poniendo un 3 frente al AgNO₃ de esta forma quedan tres átomos a cada lado de la ecuación, cabe mencionar que podemos igualar iones NO₃⁻¹ como si fuesen una sola **unidad**, esto haría el trabajo **más rápido**.

- Cualquiera que sea el camino escogido, poner el 3 nos desbalanceó la plata, ahora hay tres Ag en el primer miembro y tan sólo uno en el segundo, entonces colocamos un 3 frente al AgCl y ahora hay tres átomos de Ag en el primero y en el segundo miembro.

- El **cloro** se acaba de balancear también.

- Finalmente, si no igualamos ya el **oxígeno** (balanceando iones NO₃⁻¹), lo hacemos ahora y vemos que están nueve átomos en el primer miembro y nueve en el segundo miembro, todo está listo, la ecuación se presenta de esta forma.



IMPORTANCIA DE BALANCEAR UN ECUACIÓN QUÍMICA

Las reacciones químicas deben cumplir con La **ley de conservación de la masa** que fue enunciada por **Lavoisier** y que dice:

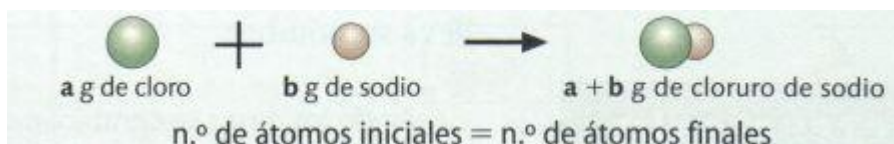
- La **masa** de un sistema permanece **constante**, cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él.
- En cualquier **transformación** química que tenga lugar en un **sistema cerrado**, la **masa total** de las sustancias allí existentes **se conserva**.



Tomado de: <http://fisicanostrum.wordpress.com/2009/01/26/leyes-de-las-reacciones-quimicas-ley-de-la-conservacion-de-la-masa/>

Lavoisier, considerado por muchos como el padre de la química moderna

Esta **ley** se puede interpretar mejor con este ejemplo:

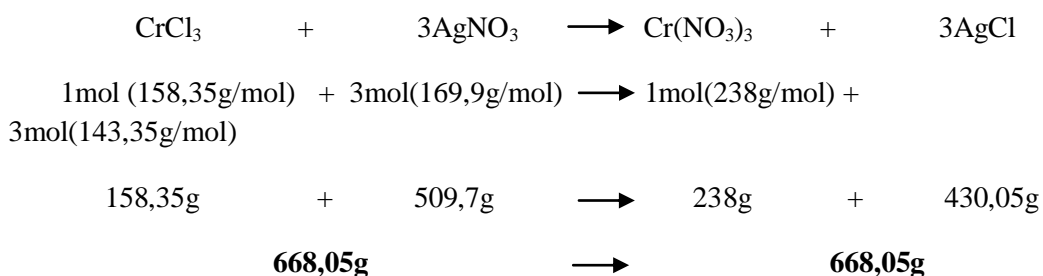


Tomado de: <http://fisicanostrum.wordpress.com/2009/01/26/leyes-de-las-reacciones-quimicas-ley-de-la-conservacion-de-la-masa/>

En pocas palabras, **la masa en una reacción química permanece constante**.

Mira en la ecuación que acabamos de balancear, **se cumple** esta ley:

Sacamos la **masa molar** de cada compuesto, la **multiplicamos** por el coeficiente correspondiente de la ecuación y **resolvemos**:



Se cumple la Ley de la conservación de la masa.

Trabajo en equipo.- En las ecuaciones balanceadas en la hoja anterior, demuestren cuantitativamente el cumplimiento de la Ley de la Conservación de la masa.

TEMA DOS: INTRODUCCIÓN A LA ESTEQUIOMETRÍA

Lee con atención....

La estequiometria en la industria de los alimentos

Dadas las leyes que rigen nuestro universo, específicamente la **ley de la conservación de la materia** que acabamos de analizar en el tema anterior, **es necesario conocer la cantidad de reactivos que son necesarios para conseguir la cantidad deseada de productos**, por lo que un buen uso de **la estequiometria es primordial** en los procesos en los que se desarrollan reacciones químicas.

Para la química en alimentos, y básicamente en toda la industria que tenga contacto con la química, **se necesita del balance de masas** (estequiometria) y el encargado de ese trabajo es el **gerente de producción**. De esta manera, **se optimizan las reacciones, y los gastos para tener productos de calidad**.

En una industria como la de los alimentos la estequiometria se usa diariamente, lo que nos deja simplemente con **una gran responsabilidad**, el hecho no sólo de manejar la estequiometria si no al mismo tiempo entenderla y saber su finalidad.

La **síntesis orgánica** es una de las ramas en la que más se utiliza la estequiometria, debemos de estar consientes que **un error en esa industria conlleva perdidas** (tiempo y/o dinero) y **accidentes** para los que allí trabajan.

Dentro de la **investigación** y el **desarrollo** de **productos nuevos**, la estequiometria juega un rol importante, ya que **nos indica fielmente el costo y la ganancia a la que nos llevaría la comercialización de dicho producto**, lo cual es un principio básico en cualquier industria.

Adaptación:

<http://www.buenastareas.com/ensayos/La-Estequiometria-En-La-Industria-De/140834.html>



elheraldo.hn

brasil.acambiode.com

managinf.com

PRODUCCIÓN DE SUSTANCIAS QUÍMICAS

Luego, contesta en tu cuaderno, las siguientes preguntas:

- 1.- ¿Qué nos dice la ley de la conservación de la masa?
- 2.- ¿Qué quieren decirnos cuando nos mencionan que por medio de la estequiometría se optimizan las reacciones y los gastos?
- 3.- ¿Qué son los procesos de síntesis orgánica?
- 4.- ¿Cómo ayuda la estequiometría al desarrollo de productos nuevos?

INTRODUCCIÓN

Recibe el nombre de **estequiometría** a la rama de la Química que se encarga del **estudio cuantitativo** de los **reactivos** y **productos** que participan en una determinada **reacción**. Esta cuantificación tiene como base el enunciado de la **ley** de la **conservación** de la **masa**, establecida por Lavoisier y que establece lo siguiente: **“La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos”**.

La palabra **“estequiometría”** deriva de dos vocablos **griegos**: **“stoicheion”**, que significa **elemento**, y **“metron”** que significa **medida**.

Durante el **desarrollo** del presente tema, buscaremos que los estudiantes **conozcan** y **comprendan** el vasto campo de la **estequiometría**, así como sus diferentes **implicaciones** tanto en la **industria** como en la **economía** y la **ecología**.

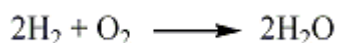
Tomado de:

<http://www.buenastareas.com/ensayos/Estequiometria/274614.html>

MÉTODO DE LA RELACIÓN MOLAR

Existen varios caminos o métodos para resolver **problemas estequiométricos**, uno de ellos es el **método molar** o de la **relación molar**.

La relación molar es una **relación** entre la **cantidad** de **moles** de **dos especies** cualesquiera que **intervengan** en una **reacción** química. Por ejemplo, en la reacción



Sólo hay **seis** relaciones molares que se aplican. Estas son:



La **relación molar** no es más que un **factor de conversión** cuyo objetivo es **convertir**, en una **reacción** química, la cantidad de **moles** de una sustancia a la cantidad correspondiente de **moles**

de otra sustancia. Por ejemplo, si deseamos calcular la cantidad de moles de H₂O que se pueden obtener a partir de 4.0 mol de O₂, usaremos la relación molar:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$$
$$4.0 \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 8.0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

De esta forma trabajaremos a lo largo del tema, por favor pon atención y pronto dominarás las operaciones.

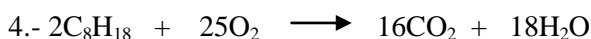
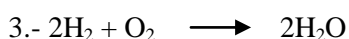
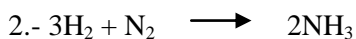
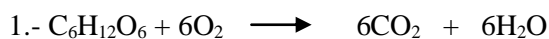
CÁLCULOS MOL - MOL

En este tipo de relaciones la **sustancia de partida** está expresada en **moles**, y la **sustancia deseada** se pide en **moles**.

En los cálculos estequiométricos expresaremos los resultados redondeándolos a **dos** decimales.

Igualmente, las masas atómicas de los elementos, las utilizaremos redondeadas a **dos** decimales.

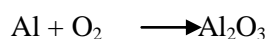
Trabajo en clase.- Con la ayuda de su profesor o profesora escribe las relaciones molares que se pueden establecer en las siguientes ecuaciones químicas:



CÁLCULOS MOL – MOL (I)

Ejemplo uno:

El **aluminio**, al **reaccionar** con el **oxígeno** produce **óxido de aluminio**, de la siguiente manera:



Con esta información, calcular:

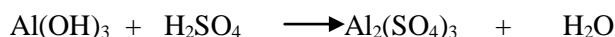
¿Cuántos **moles** de **aluminio** (Al) son necesarios para producir **5.27 moles** de **óxido de aluminio** Al₂O₃?

$$\frac{5,27 \times 4 \text{ moles de Aluminio}}{2}$$

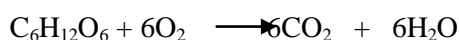
La respuesta es **10.54 mol de Al**

Trabajo en clase.- Con la ayuda de tu profesor o profesora resuelve los siguientes ejercicios sencillos:

1.- ¿Cuántos moles de hidróxido de aluminio Al(OH)_3 se necesitan para producir 22,0 moles de agua H_2O ?



2.- ¿Cuántos moles de dióxido de carbono CO_2 se producirán en la oxidación completa de 2,0 moles de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ según la siguiente ecuación?

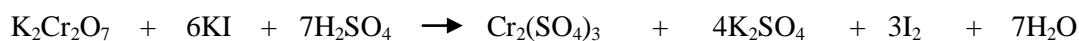


CÁLCULOS MOL – MOL (II)

Ahora desarrollaremos un ejercicio de mayor nivel:

Ejemplo dos:

Dada la ecuación balanceada:



1 mol

6 moles

3 moles

Calcular:

- El número de **moles de dicromato de potasio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$** que reaccionarán con **2,0 moles de yoduro de potasio KI**.
- El número de **moles de yodo I_2** que se producirán a partir de **2,0 moles de yoduro de potasio KI**.

Resolviendo a.- Calcularemos el **número de moles** de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

Estrategia:

Paso 1

En buena hora, la ecuación está balanceada, ahora no tenemos que preocuparnos de eso.

Paso 2

La sustancia de **partida** de **2,0 moles** de KI.

Paso 3

La conversión que necesitamos es **de moles de KI a moles de K₂Cr₂O₇**

Aplicamos la **relación molar tomando los coeficientes de la ecuación balanceada**:

$$2,0 \cancel{\text{mol de KI}} \times \frac{1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \cancel{\text{mol de KI}}}$$

*esta relación se arma
con los coeficientes
de la ecuación balanceada*

Simplificamos moles de KI, resolvemos y la **respuesta** es: **0,33 moles de K₂Cr₂O₇** reaccionan con 2,0 moles de KI.

Resolviendo b.- Calcularemos el **número** de moles de I₂:

Pasos uno y dos compactados

La ecuación está balanceada y la sustancia **de partida** es nuevamente **2,0 moles de KI**.

Paso tres

La conversión necesaria es: **de moles de KI a moles de I₂**

Aplicamos la siguiente **relación molar**:

$$2,0 \cancel{\text{mol de KI}} \times \frac{3 \text{ mol de I}_2}{6 \cancel{\text{mol de KI}}}$$

*esta relación se arma
con los coeficientes
de la ecuación balanceada*

Simplificando moles de KI, resolvemos y la **respuesta** es **1,0 mol de I₂** lo que se produce a partir de 2,0 moles de KI.

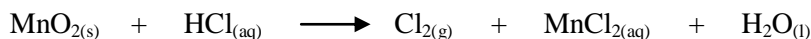
Trabajo para la casa.- En el cuaderno de trabajo, desarrollar los siguientes ejercicios:

1.- Una reacción habitual del **cloruro de calcio** es que suele **reaccionar** con **ácido fosfórico** para producir **fosfato de calcio** más **ácido clorhídrico**, un ácido muy importante en la industria, la ecuación sin balancear es: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HCl}$

a.- ¿Cuántos **moles** de **CaCl₂** se necesitarán para obtener **18,7 moles** de **HCl**?

b.- Si deseamos obtener **48,23 moles** de **Ca₃(PO₄)₂**. ¿Cuántos **moles** de **H₃PO₄** necesitaré?

2.- Un método antiguo para la producción de cloro consistía en hacer reaccionar **pirolusita** MnO_2 con **ácido clorhídrico** HCl . ¿Cuántos moles de HCl reaccionarán con **1,05 moles** de MnO_2 ?



CÁLCULOS MOL - MASA



basculas-y-balanzas.com hugowars.blogspot.com operarequipodelaboratorio2.blogspot.com

LA BALANZA DESEMPEÑA UN PAPEL IMPORTANTE EN EL TRABAJO ESTEQUIOMÉTRICO.

En otras ocasiones, el problema consiste en **calcular** la **masa** de una **sustancia** que **reacciona con**, o que **se produce** a partir de un **número dado** de **moles** de **otra sustancia** en una reacción química

Hay casos en los que **nos dan** el **dato** de la **masa** de la **sustancia de partida**, es recomendable entonces **convertirla a moles**.

Finalmente, se usa la **relación molar** a fin de convertir los **moles** de la sustancia de **partida** a **moles** de la sustancia **deseada** o de llegada y si el problema lo exige, los podemos **cambiar** luego a unidades de **masa**.

Ejemplo uno: ¿Qué **masa** de hidrógeno puede producirse haciendo reaccionar **6,0 moles** de aluminio Al con ácido clorhídrico HCl ?

Paso 1 Establecemos la ecuación balanceada: $2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$

2 moles

3

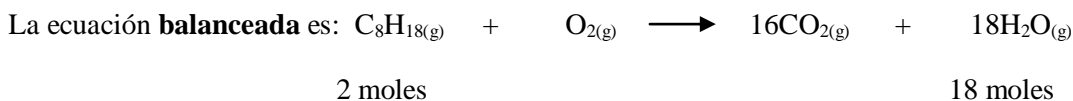
moles

Paso 2 La sustancia de **partida** es **6,0 moles de aluminio** y la sustancia de **llegada** es la **masa** de H_2 .

Paso 3 y 4 Como ya aprendimos antes, calculamos los **moles** de hidrógeno e **inmediatamente** los **transformamos** a unidades de **masa** (para lo que **debemos calcular la masa molar** del H_2), pues no debemos olvidar que nos piden conocer la masa de hidrógeno, entonces, conocer los moles solamente es un paso intermedio, este método nos permite resolver situaciones de este tipo sin dificultad.

$$6,0 \text{ moles de } Al \times \frac{3 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ mol de } Al} \times \frac{2,0 \text{ g de } H_2}{1 \text{ mol de } H_2} = 18,00 \text{ g de } H_2 \text{ se producirán}$$

Ejemplo dos: ¿Cuántos moles de agua H₂O se pueden producir quemando **325 gramos de octano** C₈H₁₈?



La sustancia de **partida** es 325g de C₈H₁₈

Calculamos la **masa molar (Mr)** del C₈H₁₈ y del H₂O, así: C₈ = 12 x 8 = 96 H₂ = 1 x 2 = 2

$$\frac{H_{18} = 1 \times 18 = 18}{16} \quad O = 16 \times 1 =$$

$$Mr = 114g/mol \quad Mr = 18g/mol$$

Las conversiones que utilizaremos para obtener la respuesta en moles de H₂O son:

Primero:

$$325g \text{ de } C_8H_{18} \frac{1 \text{ mol de } C_8H_{18}}{114,0g \text{ } C_8H_{18}} = 2,85 \text{ moles de } C_8H_{18}$$

Ahora:

$$2,85 \text{ moles de } C_8H_{18} \frac{18 \text{ moles de } H_2O}{2 \text{ moles de } C_8H_{18}} = 25,7 \text{ moles de } H_2O \text{ (respuesta)}$$

Ejercicios de este tipo resolveremos de aquí en adelante, en un solo paso, así:

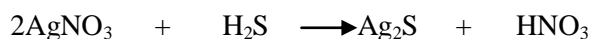
$$325g \text{ de } C_8H_{18} \frac{1 \text{ mol de } C_8H_{18}}{114,0g \text{ de } C_8H_{18}} \times \frac{18 \text{ moles de } H_2O}{2 \text{ moles de } C_8H_{18}} = 25,7 \text{ moles de } H_2O \text{ (respuesta)}$$

Trabajo para la casa.- En los cuadernos de trabajo, los estudiantes resolverán los siguientes ejercicios:

1. Calcular las moléculas de cloruro de potasio KCl que se pueden producir con 150,0 g de clorato de potasio KClO₃ según la ecuación: (recuerda que un mol es igual a 6,02.10²³ unidades)



2. ¿Cuántos gramos de nitrato de plata AgNO₃ se necesitan para producir 0,36 moles de sulfuro de plata?



CÁLCULOS MASA – MASA



radiorebelde.cu

efeagro.com

solaris.com.sv

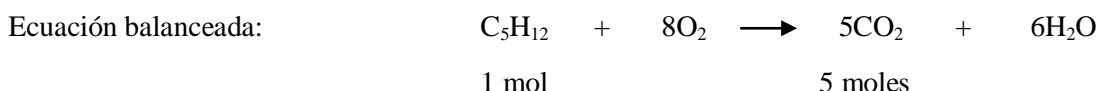
LA ESTEQUIOMETRÍA PERMITE LA OBTENCIÓN DE PRODUCTOS DE BUENA CALIDAD, CON BAJO COSTO Y CON POCA REPERCUSIÓN AMBIENTAL.

En este tipo de ejercicios, seguiremos utilizando el método de la **relación molar**.

La masa de las **sustancias** de partida se convierte a **moles**, a continuación se usa la relación molar (que sale de la ecuación balanceada) para calcular los **moles** de la sustancia deseada o de llegada e inmediatamente se usa una nueva relación molar para convertirlos a **masa**.

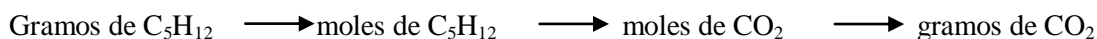
A partir de ahora, haremos los ejercicios de una forma más dinámica y directa.

Ejemplo uno: ¿Qué **masa** de **dióxido de carbono** CO_2 se produce por la **combustión completa** de **200g** de **pentano** C_5H_{12} ?



Recuerden que debemos obtener la **masa** de CO_2 , para lograrlo haremos lo siguiente, siempre escribiendo primero la sustancia de **partida**:

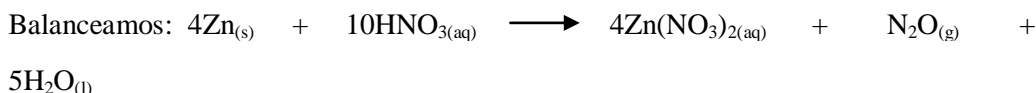
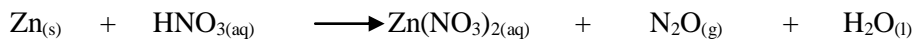
Las conversiones necesarias serán:



Y ahora haciendo el proceso:

$$200 \text{ g de } \text{C}_5\text{H}_{12} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_5\text{H}_{12}}{72 \text{ g de } \text{C}_5\text{H}_{12}} \times \frac{5 \text{ moles de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_5\text{H}_{12}} \times \frac{44 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 611,11 \text{ g de } \text{CO}_2$$

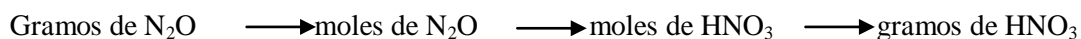
Ejemplo dos: ¿Cuántos **gramos** de **ácido nítrico** HNO_3 se necesitan para producir **12,83g** de **monóxido de dinitrógeno** N_2O de acuerdo con la **siguiente** ecuación?



10 moles

1 mol

Ahora vemos la **secuencia** de **conversiones** hasta lograr la **respuesta**, es decir, **gramos de** HNO_3



Entonces procedemos a la resolución:

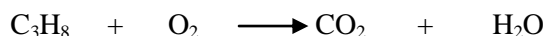
$$12,83g \text{ de } N_2O \frac{1 \text{ mol de } N_2O}{44g \text{ de } N_2O} \cdot X \frac{10 \text{ moles de } HNO_3}{1 \text{ mol de } N_2O} \cdot X \frac{63,0 g \text{ de } HNO_3}{1 \text{ mol de } HNO_3} = 183,70 g \text{ de } HNO_3$$

Trabajo para la casa.- En el cuaderno de trabajo, los estudiantes desarrollarán los siguientes ejercicios:

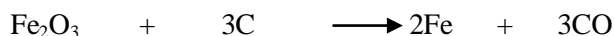
1.- ¿Qué masa de cloruro de cromo (III) $CrCl_3$ se necesitarán para producir 175,4g de cloruro de plata $AgCl$?



2.- ¿Qué masa de agua de agua H_2O se produce en la combustión completa de 447,2g de propano C_3H_8 ?



3.- En alto horno, el óxido de hierro (II) reacciona con el coque (carbono) para producir hierro colado y monóxido de carbono:



¿Cuántos kilogramos de hierro se formarán si utilizamos 255Kg de Fe_2O_3 ?

REACTIVO LIMITANTE, PUREZA DE LOS REACTIVOS Y RENDIMIENTO



lulu-quimicaenaccion.blogspot.com es.123rf.com

HAY FACTORES COMO EL REACTIVO LIMITANTE Y LA PUREZA DE LAS SUSTANCIAS QUE INTERVIENEN EN UNA REACCIÓN QUE AFECTAN SU RENDIMIENTO.

REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

Lo **ideal** sería que en una reacción química los reactivos **estuviesen** en la **correcta proporción estequiométrica**, es decir en aquella proporción que describe la **ecuación** química **balanceada** a fin de que todos los reactivos se consuman totalmente **y por igual**, al final de la reacción. Pero

lamentablemente en la realidad las cosas no son así, por el contrario, lo más **habitual** suele ser que al **final** de una reacción **haya un reactivo que se consume totalmente pero haya uno o más que sobren sin reaccionar**.

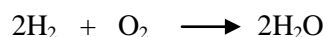
Al **reactivo** que al final de una reacción **se ha consumido por completo** se le llama **reactivo limitante** y al o a los reactivos **que sobren** y que lógicamente **no puedan** seguir reaccionando por la ausencia del limitante, se les da el nombre de **reactivo en exceso**.

Como podemos ver, cuando una **reacción se detiene** porque se **acaba** uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama **reactivo limitante** y recibe ese nombre ya que determina o indica la **cantidad máxima de producto formado**.

El o los reactivos en **exceso aunque quieran formar** más **producto** no lo podrán hacer pues ya no hay el otro reactivo (el limitante) **pues se acabó**.

Ejemplo uno:

Fijémonos en la siguiente reacción:



Supongamos que hay **10 moléculas de hidrógeno** y **10 moléculas de oxígeno** y sucede la reacción. ¿Cuál será el reactivo limitante?

Veamos cómo podemos encontrar la respuesta:

La ecuación **balanceada** nos indica que se necesitan **2 moléculas de H₂** por **cada molécula de O₂**, por lo tanto podemos asegurar que la **proporción** requerida es de **2 : 1**.

Pero en el ejercicio tenemos **sólo 10 moléculas** de H₂ y **10 moléculas** de O₂, por lo tanto, es claro que el reactivo en **exceso** es el O₂ y el reactivo **limitante** es el H₂ ya que en el **momento** que se **consuman** las **10 moléculas de H₂** se **habrán consumido tan sólo cinco de O₂**.

Otra **conclusión** que podemos sacar es que **sobran cinco moléculas** de O₂ que ya no tendrán con quien reaccionar.

Trabajar con **moléculas** es **lo mismo** que trabajar con **moles** ya que la relación estequiométrica es la misma (2:1).

Ejemplo dos:

Ahora supongamos que mezclamos **15 moles de H₂** con **5 moles de O₂**. La estequiometría de la reacción siempre nos indicará que **1 mol de O₂ reacciona con 2 moles de H₂**, entonces vemos que si hay **cinco moles** de O₂ requerirán **tan sólo 10 moles de H₂** de los 15 que pusimos inicialmente, por lo tanto, el O₂ es el **reactivo limitante** y el H₂ es el **reactivo en exceso**.

Además podemos concluir diciendo que **sobran 5 moles de H₂** que no reaccionarán.

TIC's científicas.- Si desea profundizar en el tema relacionado con reactivo limitante y reactivo en exceso, recomendamos ingresar a: <http://www.youtube.com/watch?v=GKpBhpKmUEY>.

RENDIMIENTOS DE LAS REACCIONES

Como ya sabemos, el reactivo limitante de una reacción está relacionado con la cantidad de producto que se puede obtener de la reacción. Esta cantidad se llama **rendimiento de la reacción**. Hay tres tipos de rendimiento relacionados con el estudio cuantitativo de las reacciones químicas:

- Rendimiento teórico.
- Rendimiento real.
- Rendimiento porcentual o porcentaje de rendimiento.

RENDIMIENTO TEÓRICO

El **rendimiento teórico** de una reacción es la **cantidad de producto** que se **predice** que se formará a partir de la **ecuación balanceada** y de los **cálculos matemáticos correspondientes** cuando ha **reaccionado** todo el reactivo limitante. El **rendimiento teórico** es entonces el **rendimiento máximo** que se puede obtener.

RENDIMIENTO REAL

Llamamos rendimiento **real** a la cantidad de **producto** obtenida en el **ejercicio** o en la **práctica** de laboratorio.

El **rendimiento real**, es casi siempre **inferior** al **rendimiento teórico**. Existen varias razones para ello. Por ejemplo:

- Muchas reacciones son **reversibles**, por lo que no ocurren al **100%** de izquierda a derecha.
- Otras veces, la reacción si ocurre al 100%, pero resulta muy **difícil recuperar todo el producto del medio de la reacción**, por ejemplo si está disuelto en una solución acuosa.
- Otras veces, alguno de los **reactivos** no está **ciento por ciento puro**, contiene **impurezas** que fueron tomadas en cuenta sin querer en el momento de **masarlo** y que **al final no reaccionan**, por lo tanto, se obtiene menos producto que el esperado.
- En otras ocasiones, en las reacciones se obtienen **productos** que pueden, de forma espontánea, **reaccionar** entre sí o con los **reactivos** para formar **otros productos no esperados**, estas reacciones posteriores **reducen** el rendimiento de la primera reacción

RENDIMIENTO PORCENTUAL

Se **describe** como la proporción del **rendimiento real** con respecto al **rendimiento teórico**, y se define como sigue:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

Un rendimiento **porcentual** puede variar desde una fracción de 1% hasta el 100%. Una meta importante para un químico que se dedica al trabajo de laboratorio, es la **optimización** del **rendimiento porcentual** del producto de una reacción.

Trabajo para la casa.- Los estudiantes desarrollarán una presentación en power point definiendo con ejemplos los siguientes conceptos:

- Reactivo limitante y en exceso.
- Rendimiento teórico, real y porcentual de una reacción.
- Factores que influyen en el rendimiento de una reacción.

El trabajo final deberá ser entregado a su profesor o profesora y expuesto al grupo, no deberá tener más de cinco diapositivas.

REACTIVO LIMITANTE Y RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES (I)

Ejemplo uno:

¿Cuántos **moles** de Fe_3O_4 se pueden obtener haciendo reaccionar **25,3g** de Fe con **15,0g** de H_2O ? a.- ¿Qué sustancia es el **reactivo limitante**?

b.- ¿Qué sustancia está en **exceso**?

c.- ¿Cuál es el **rendimiento teórico** de la reacción?

d.- ¿Qué **masa** de reactivo en **exceso** **sobra** al **final** de la reacción **sin reaccionar**?



Resolvamos a: Debemos conocer **cuántos moles** de producto (Fe_3O_4) **está en capacidad de formar cada uno de los dos reactivos cuyos datos tenemos (Fe y H_2O)**, esto lo lograremos aplicando las relaciones molares correspondientes, así:

$$25,3\text{g de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8\text{g de Fe}} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}_3\text{O}_4}{3 \text{ moles de Fe}} = 0,15 \text{ moles de Fe}_3\text{O}_4$$

$$15,0\text{g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,0\text{g de H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}_3\text{O}_4}{4 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 0,21 \text{ moles de Fe}_3\text{O}_4$$

Para conocer cuál es el **reactivo limitante** nos fijamos en **el reactivo que menos producto** puede formar, éste es el **Fe**, vemos que solamente puede formar 0,15 moles de Fe_3O_4 .

Resolvamos b: El reactivo que está en **exceso** es aquel que **tiene mayor capacidad de formar producto**, entonces es el **H_2O** , y es lógico, un reactivo en exceso siempre está dispuesto a seguir adelante con la reacción hasta consumirse, **pero** lamentablemente no lo puede hacer porque el otro reactivo se termina.

Resolvamos c: Como ya sabemos, el **rendimiento teórico** de la reacción **SIEMPRE está marcado** por el **reactivo limitante**, en este caso es **0,15 moles de Fe_3O_4** .

Resolvamos d: Para conocer **cuánto** reactivo en **exceso** se **queda sin reaccionar**, podemos hacer lo siguiente (por supuesto, no es lo único que se puede hacer).

Estableceríamos una **relación molar** entre los **dos reactivos** y utilizaríamos como **dato de partida** la **masa de reactivo limitante (25,3g de Fe)** que estamos seguros que **se consumió totalmente**, así:

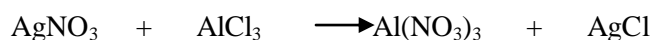
$$25,3\text{g de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8\text{g de Fe}} \times \frac{4 \text{ moles de H}_2\text{O}}{3 \text{ moles de Fe}} \times \frac{18,0\text{g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 10,88\text{g de H}_2\text{O}$$

Esto quiere decir que **25,3g de Fe reaccionan con 10,88g de H_2O** , para saber cuánto de agua queda al final sin reaccionar, **deberemos restarle a 15,0g de H_2O (que pusimos al inicio del proceso), los 10,88g que ahora sé que reaccionaron con el reactivo limitante**, entonces:

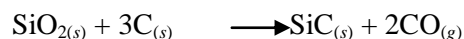
$$15,0\text{g de H}_2\text{O del inicio} - 10,88\text{g de H}_2\text{O que reaccionaron} = \mathbf{4,12\text{g de H}_2\text{O sobran sin reaccionar.}$$

Trabajo en equipo.- En sus cuadernos de trabajo, los/as estudiantes, con la ayuda del/a docente, desarrollarán los siguientes ejercicios de aplicación:

1. ¿Qué masa de cloruro de plata AgCl , se puede preparar (le estamos pidiendo el rendimiento teórico) a partir de la reacción de 4.22 g de nitrato de plata con 7.73 g de cloruro de aluminio?, ¿Qué sustancia es el reactivo en exceso?, ¿Qué masa del reactivo en exceso se queda sin reaccionar?



2. El carburo de silicio, SiC , se conoce por el nombre común de carborundum. Esta sustancia dura, que se utiliza comercialmente como abrasivo, se prepara calentando SiO_2 y C a temperaturas elevadas:



¿Cuántos gramos de SiC se pueden formar cuando se permite que reaccionen 3.00 g de SiO_2 y 4.50 g de C ?, ¿Qué sustancia es el reactivo limitante?, ¿Qué sustancia es el reactivo en exceso?, ¿Qué masa del reactivo en exceso se queda sin reaccionar al final de la reacción?



unav.es

blog.cascosafety.com

gaerner.es

EL CUIDADO QUE TENGAMOS EN EL MOMENTO DE REALIZAR NUESTRAS PRÁCTICAS INFLUENCIARÁ MUCHO EN LA CALIDAD DE LOS RESULTADOS QUE OBTENGAMOS.

REACTIVO LIMITANTE Y RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES (II)

Ejemplo dos:

Preparamos tetracloruro de carbono CCl_4 haciendo reaccionar 100g de disulfuro de carbono con 100g de cloro Cl_2 . Calcular el rendimiento porcentual si se obtuvieron 65,0g de CCl_4 en esa reacción.

Recordemos:

- El **rendimiento teórico** lo marca el reactivo limitante., se obtiene luego de los **cálculos**, no admite errores.
- El **rendimiento real** es el dato que **trae el problema**, en este caso 65,0g de CCl_4 .
- El **rendimiento porcentual** o **porcentaje de rendimiento** nos permitirá conocer lo cerca que está el rendimiento teórico del rendimiento real, **cuanto más cerca, mayor será ese porcentaje** y mayor será la **eficiencia** de la reacción.

Con estos antecedentes resolvamos el ejercicio:

Primero escribamos la **ecuación balanceada**: $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$

Ahora veamos, como nos piden el **rendimiento porcentual**, está claro que deberé conocer el **rendimiento teórico** haciendo los **cálculos** correspondientes y **luego** relacionarlo con el **rendimiento real** que trae ya registrado el problema.

Entonces para calcular el **rendimiento teórico** debemos conocer cuál es **reactivo limitante**, así:

$$100\text{g de CS}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CS}_2}{76,0\text{g de CS}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CCl}_4}{1 \text{ mol de CS}_2} \times \frac{153,8\text{g de CCl}_4}{1 \text{ mol de CCl}_4} = 202,37\text{g de CCl}_4$$

$$100\text{g de Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{70,9\text{g de Cl}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CCl}_4}{3 \text{ mol de Cl}_2} \times \frac{153,8\text{g de CCl}_4}{1 \text{ mol de CCl}_4} = 72,31\text{g de CCl}_4$$

Entonces, el **reactivo limitante** es el Cl_2 y el **rendimiento teórico** es **72,31g de CCl_4** .

Calculemos entonces el **rendimiento porcentual**:

Rendimiento **teórico**: 72,31g de CCl_4

Rendimiento **real**: 65,0g de CCl_4

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100\%$$

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{65,0\text{g de } \text{CCl}_4}{72,31\text{g de } \text{CCl}_4} \times 100\% = 89,89\%$$

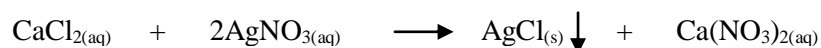
Cuando el rendimiento **porcentual** es tan **elevado** se dice que la reacción ha sido muy **eficiente**, este porcentaje podría **mejorar** si se manejan con mayor **cuidado** los **reactivos**, si se usa un **material** adecuado, si se hacen más **cuidadosamente** las **mediciones**, etc.

Baúl de palabras.-

- **Eficiencia.**- Capacidad de una reacción química para obtener la mayor cantidad de producto posible, empleando los mejores medios, cuanto más cercano es el rendimiento real al teórico, más eficiente es una reacción.

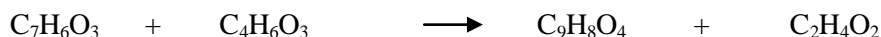
Trabajo en grupos.- En los cuadernos de trabajo, los estudiantes, con la ayuda de su profesor o profesora, desarrollarán los siguientes ejercicios:

1.- El cloruro de calcio CaCl_2 reacciona con nitrato de plata AgNO_3 para producir un precipitado de cloruro de plata AgCl :



En un experimento se obtienen 1.864 g de precipitado. Si el rendimiento teórico del cloruro de plata es 2.45 g. ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

2.- La etapa final en la obtención industrial de la aspirina $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, es la reacción del ácido salicílico $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ con el anhídrido acético $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ de acuerdo con la siguiente ecuación:



Para ensayar un nuevo método de manipulación de los materiales, un químico realizó una reacción a escala de laboratorio con 25,0g de ácido salicílico y un exceso de anhídrido acético, obteniendo 24,3g de aspirina. Calcular el rendimiento porcentual de aspirina.



emiindustrial2010-quimicaiemi.blogspot.com muchapasta.com

EL GAS NATURAL CONTIENE UN 78% DE METANO

INFLUENCIA DE LA PUREZA DE LOS REACTIVOS EN EL RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

Es muy **habitual** que las sustancias que intervienen en los procesos químicos contengan **impurezas**. Estas impurezas representan un **peso adicional** que aumenta el peso de la sustancia pura, lo que afecta la **calidad** del producto.

Debido a esto, es importante **cuantificar** las **impurezas antes** de hacer **cualquier cálculo** estequiométrico, para **conocer** así, la **cantidad real** de **reactivo puro** a partir del cual debemos realizar el cálculo.

Ejemplo uno:

¿Cuántos **gramos** de **óxido de magnesio MgO** se obtienen cuando se hacen reaccionar **250g** de **magnesio Mg** de una **pureza** del **75%** en presencia de **oxígeno O₂** según la siguiente ecuación?



Antes de nada, quitamos las **impurezas** de la **masa** inicial de **Mg**, así:

$$250\text{g de Mg impuro} \frac{75\%}{100\%} = 187,5\text{g de Mg puro}$$

Esto quiere decir que de los **250g** **iniciales** que teníamos de **Mg impuro**, tan sólo **187,5g** son **Mg**, el resto (62,5g) son **impurezas** que **no nos interesan** para nuestros cálculos.

Entonces, este problema es ahora un problema habitual, procedemos a **resolverlo**:

$$187,5\text{g de Mg puro} \frac{1 \text{ mol de Mg}}{24,0\text{g de Mg}} \times \frac{2 \text{ moles de MgO}}{2 \text{ moles de Mg}} \times \frac{40\text{g de MgO}}{1 \text{ mol de MgO}} = 312,5\text{g de MgO se obtienen}$$

¿Sabías qué?

El día 29 de Diciembre de 2008, Sheharbano (Sheri) de 23 años de edad, una asistente de investigación, trabajando en el laboratorio de Patrick Harran, sufrió un letal accidente cuando trabajaba sola en la Universidad de California, Los Ángeles. Aunque no está oficialmente establecido, se piensa que la causa del accidente que provocó su muerte el día 16 de enero de 2009 debido a una quemadura de tercer y segundo grado en casi 40% de su cuerpo cuando ella trabajaba con tert - butyl lithium. Se postuló que Sangii estaba llenando una jeringa con dicho reactivo y por razones aún desconocidas el émbolo de la jeringa se salió de la misma exponiendo dicho liquido al aire y produciendo salpicaduras en su cara, pecho y brazos. Este reactivo, una vez expuesto al aire reacciona violentamente con la humedad e instantáneamente produce fuego. Lamentablemente en el caso de Sanguui no había nadie en su laboratorio que le pudiese auxiliar y mucho menos ella llevaba puesta ropa de protección personal.

Esta es una lección que todos debemos aprender para evitar estos tipos de accidentes y principalmente los profesores encargados, siempre deben asegurarse de que todos sus estudiantes o asistentes de investigación sepan lo que van a hacer en el laboratorio.

Tomado de:

CÁLCULOS CUANDO SE PRODUCEN REACCIONES CONSECUTIVAS

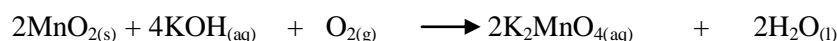
Hay **ocasiones** en las que durante los procesos químicos, se realizan **dos o más reacciones consecutivas** para obtener un **producto** determinado.

Podemos darnos cuenta entonces que los **productos** de la **primera reacción** son los **reaccionantes** en la **segunda reacción** y así **sucesivamente**, no es necesario calcular las masas de las sustancias formadas en las reacciones intermedias. En lugar de esto, se pueden utilizar las relaciones molares para obtener la información deseada sobre la reacción final.

Ejemplo uno:

La obtención del permanganato de potasio KMnO_4 necesita de dos etapas. La primera reacción implica la conversión del dióxido de manganeso MnO_2 en manganato de potasio y la segunda reacción implica el cambio de manganato de potasio en permanganato de potasio, las ecuaciones balanceadas son:

La primera:



La segunda:



¿Qué masa de permanganato se formará a partir de 250,0g de dióxido?

$$250\text{g de MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{86,94\text{g de MnO}_2} \times \frac{2 \text{ mol de K}_2\text{MnO}_4}{2 \text{ mol de MnO}_2} \times \frac{2 \text{ mol de KMnO}_4}{2 \text{ mol de K}_2\text{MnO}_4} \times \frac{158,04\text{g de KMnO}_4}{1 \text{ mol de KMnO}_4} = 454,45\text{g KMnO}_4$$

Trabajo individual.- En el cuaderno de trabajo los estudiantes desarrollarán los siguientes ejercicios con la orientación del profesor o profesora:

1.- Un químico experto en producción industrial, necesita preparar 6 000 g de blanqueador. Él escogió el hipoclorito de sodio NaClO . ¿Cuántos gramos de NaOH y de HClO se necesitarán sabiendo que la pureza del NaOH es del 90%?

2.- El ácido oxálico se utiliza industrialmente en la fabricación de tinturas. Se prepara a partir de dióxido de carbono, sodio y ácido clorhídrico, según las siguientes ecuaciones:



Suponiendo que el proceso total tiene un rendimiento del 85%. ¿Cuántos Kg de sodio puro se necesitarán para obtener 100Kg de ácido oxálico? (el resto de reactivos está en exceso).

TEMA TRES: ENTALPÍA DE LAS REACCIONES

Lee con atención

Energía y metabolismo

Es importante analizar que **no solamente** las sustancias que se producen en una reacción química son de interés, sino también la **energía** que puede **desprenderse** o **absorberse** durante su desarrollo, esta **energía** es de gran interés en ámbitos como la **fisiología** ya que es vital para el **apareamiento** y **desarrollo** de la vida.

Todas las formas de vida están basadas en prácticamente **las** mismas **reacciones bioquímicas**. Cada uno de los compuestos que se generan en este conjunto de reacciones son llamados compuestos **endógenos** o **metabolitos** y al **conjunto** de todas las reacciones que suceden en una célula se le denomina **metabolismo**.

Todas las transformaciones de las moléculas tienen **dos funciones** principales: la **primera**, **proporcionar** a las células, materiales que requieran para sus distintas funciones, siendo la más importante la renovación constante de sus propias moléculas; la **segunda**, obtener diferentes formas de **energía** para mantener las **funciones vitales**.

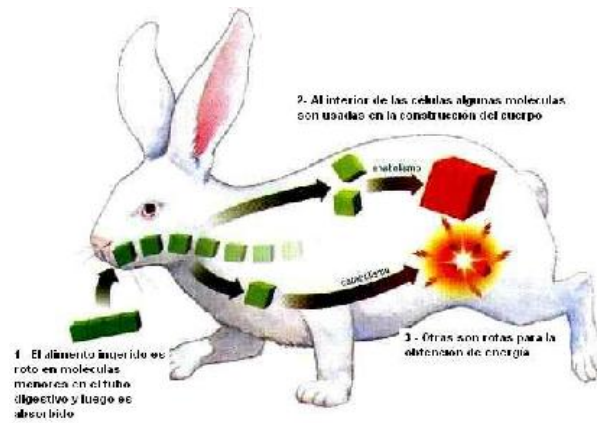
Cada célula desarrolla miles de reacciones químicas que pueden ser **exergónicas (con liberación de energía)** o **endergónicas (con consumo de energía)**, que en su conjunto constituyen el **metabolismo** celular que se lleva delante por vías totalmente **energéticas**:

1. Las células **asocian** las reacciones: las **reacciones endergónicas** se llevan a cabo con la **energía** liberada por las **reacciones exergónicas**.
2. Las células **sintetizan** moléculas **portadoras** de **energía** que son capaces de **capturar** la **energía** de las **reacciones exergónicas** y las llevan a las **reacciones endergónicas**.
3. Las células **regulan** las reacciones químicas por medio de catalizadores biológicos conocidos como **enzimas**.

Este ligero ejemplo podrá darles una idea de que la **energía** que llevan asociadas las reacciones químicas es **tanto** o **más** importante que los **productos** que podamos obtener de ellas.

Tomado de:

http://academia.cch.unam.mx/wiki/biologia3y4/index.php/Metabolismo_y_energ%C3%ADa



Una parte del alimento que consume este conejo, es utilizada por el anabolismo, o sea, en la producción de nuevas moléculas, en el crecimiento y en la renovación de las células del cuerpo, otra parte es utilizada por el catabolismo, o sea, es degradada ya sea produciendo energía o eliminándola. Al conjunto de todas esas transformaciones químicas lo llamamos “de metabolismo”.

Tomado de:

<http://biologia.laguia2000.com/wp-content/uploads/2011/04/NUTRICION1.JPG>

Luego, contesta en tu cuaderno, las siguientes preguntas:

- 1.- ¿Por qué decimos que las reacciones tienen una doble importancia?
- 2.- ¿Qué es una reacción exergónica? y ¿una endergónica?
- 3.- ¿Qué son las enzimas?
- 4.- ¿Podrías citar dos actividades humanas en las que aprovechemos la energía la energía de las reacciones químicas?

Ilustraciones de signos de interrogación rodeando a la foto de un joven ecuatoriano pensando, que no sean iguales con las ilustraciones de los otros temas.

INTRODUCCIÓN

El estudio de las reacciones químicas desde el punto de vista **energético**, **complementa** la descripción de los procesos químicos. La **entalpía** o **contenido energético** cambia al pasar de los **reactivos** a los **productos** y, junto con la **entropía** o **grado de desorden**, determina el que una reacción se produzca o no espontáneamente. La **variación de entalpía** en una reacción química no depende del camino seguido por la reacción, sino sólo de los **estados inicial y final**.

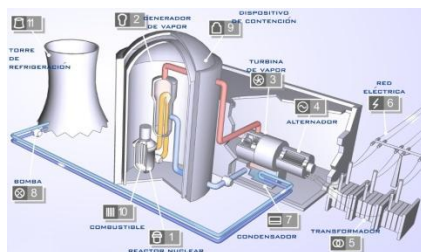
Las reacciones químicas son procesos de **transformación** o **cambio** de **unas** sustancias en **otras**. En ciertas ocasiones, el interés de este tipo de procesos se centra en la obtención de nuevos productos útiles para la medicina o para la industria; **en otras, se persigue la obtención de energía**; tal es el caso, por ejemplo, de la combustión de la gasolina o del carbón. En **general**, las reacciones químicas llevan consigo **cambios materiales** y también **cambios energéticos**.

El estudio de los procesos químicos requiere por tanto, algo más que cálculos sobre cuánta cantidad de productos se forma a partir de una cantidad dada de reactivos (lo que hemos acabado de ver). La determinación de la **cantidad de energía** puesta en juego en una reacción o

la explicación de su **carácter espontáneo** constituyen algunas de las cuestiones o aspectos **energéticos** de las reacciones químicas.

Tomado de:

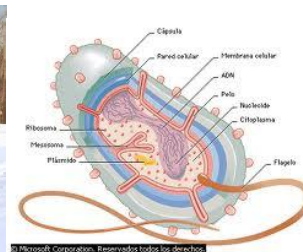
http://www.fisicanet.com.ar/quimica/compuestos/ap01_reacciones_quimicas.php



eerrbolivia.blogspot.com



blog.nuestroclima.com



html.rincondelvago.com

LA ENERGÍA DE LAS REACCIONES ES APROVECHADA EN MUCHOS PROCESOS.

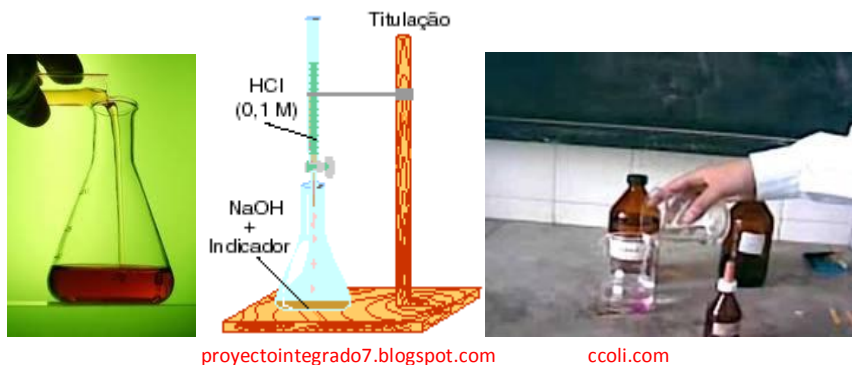
ENERGÍA DE LAS REACCIONES

La **Entalpía** es la cantidad de **energía** de un **sistema** termodinámico que **éste** puede **intercambiar** con su **entorno**.

Como ya lo mencionamos antes, las reacciones químicas **no significan únicamente** transformación de **sustancias** sino también transformación de **energía**, a las **ecuaciones** que representan las transformaciones de las **sustancias** y la **energía** involucrada en ellas, se las llama ecuaciones **termoquímicas**, nosotros podremos ver este tipo de ecuaciones en todo este tema.

Una de las razones por las que se llevan a cabo las reacciones es que los **productos** alcanzan un estado de energía **menor**, **más estable** que el de los **reactivos**. Para que los productos alcancen ese estado **más estable**, es necesario **liberar energía** a los alrededores en forma de **calor** o como calor y **trabajo**.

Por ejemplo, si realizamos una reacción de neutralización de una base o hidróxido, agregando una solución ácida, la liberación de energía se nota por un aumento inmediato de **temperatura** en la **solución** que se siente cuando se calientan las paredes del recipiente. Cuando un motor de un automóvil quema gasolina, se **libera calor** y al mismo tiempo, parte de la energía efectúa el **trabajo** de mover el automóvil.



LA NEUTRALIZACIÓN ENTRE UN ÁCIDO Y UN HIDRÓXIDO ES UN PROCESO EXOTÉRMICO, PUES LIBERA CALOR AL ENTORNO.

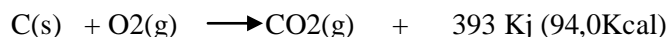
En una reacción **exotérmica**, el calor es considerado como un **producto** de la reacción y por esta razón se la suele escribir a la **derecha** de la ecuación, ejemplo:



En cambio que en una reacción **endotérmica** el calor es considerado un **reactivo** y se lo suele representar a la **izquierda** de la ecuación, ejemplo:



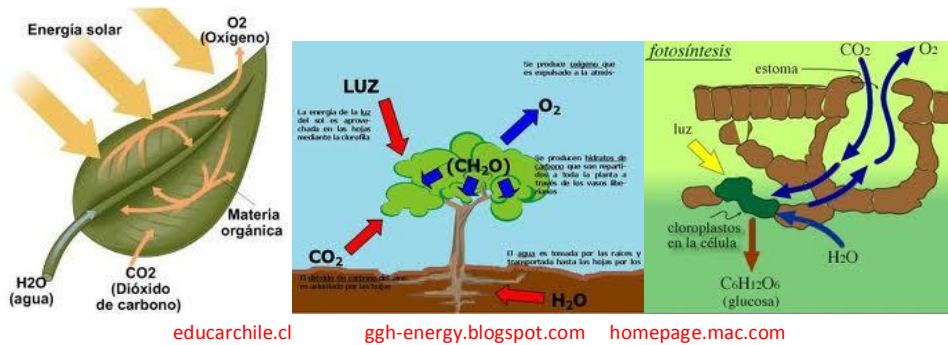
La cantidad de **energía térmica** que se **produce** en una reacción se llama **calor de reacción**. Las unidades empleadas pueden ser **kilojoules** o **kilocalorías**. Veamos el siguiente ejemplo:



Cuando el calor liberado se expresa como parte de la ecuación, las unidades de las sustancias se expresan como **moles**. Así, cuando **un mol de C_(s) (12,0g) se combina con un mol de O_{2(g)} (32,0g), se forma un mol de CO_{2(g)} (44,0g) y se liberan 393Kj (94,0Kcal) de calor**. En esta reacción, como en muchas otras, la energía térmica es más útil que los productos químicos obtenidos.

Además de las cantidades relativamente bajas de energía que proceden de los procesos nucleares, el **sol** es la **mayor** fuente de energía para la vida en la tierra. El **sol** mantiene la **temperatura** necesaria para la vida y también **suministra** la energía luminosa para las reacciones **fotosintéticas endotérmicas** que las plantas verdes llevan a cabo. En la **fotosíntesis**, el **dióxido de carbono** y el **agua** se convierten en **oxígeno libre** y **glucosa**, así:





REPRESENTACIÓN DE LA FOTSÍNTESIS

Casi toda la **energía química** que usan los organismos vivientes se obtiene de la **glucosa** o compuestos derivados de ella, la **tecnología** moderna depende de la energía de los **combustibles fósiles**, carbón mineral, petróleo y gas natural, la energía se obtiene mediante la **combustión** de estos combustibles que se convierten en CO_2 y H_2O . La combustión es el término aplicado a una reacción química en la que se desprenden **calor** y **luz**.

Los **combustibles fósiles** son un gigantesco almacenamiento de **energía**. Algunos tienen hasta 90% de carbono.



EL FERROCARRIL ECUATORIANO SE MOVÍA GRACIAS A LA ENERGÍA PROVENIENTE DE LA COMBUSTIÓN DEL CARBÓN.

Como ya lo vimos antes, se obtienen **393Kj** de la combustión de **un mol (12,0g) de carbono**, la combustión de una sola tonelada de carbón produce entonces aproximadamente $2,68 \times 10^{10}$ J ($6,40 \times 10^9$ Cal) de energía, esta energía es suficiente para calentar unos **80 000 litros de agua** desde la temperatura ambiental hasta su temperatura de ebullición.

Estas reacciones como podemos ver, liberan **grandes** cantidades de energía, pero se necesita de una chispa **inicial** o llama que las **desencadene**, la cantidad de energía que se debe suministrar para iniciar una reacción química se llama **energía de activación**. Una vez que se ha suministrado la energía de activación, se genera la suficiente energía para **mantener** la reacción en proceso.

Ciencia y realidad nacional.- Investiga en fuentes de información adecuadas, sobre la **historia** del **ferrocarril** ecuatoriano, la guía es la siguiente:

- **Cómo surgió** la idea?
- **Quién fue** el gestor de la obra?

- **Para qué** fue creado?
- **Qué** están **haciendo** actualmente los **organismos gubernamentales** para mantener esta obra?
- **Cómo funciona** un ferrocarril?

Que los estudiantes **desarrollen** el trabajo y lo entreguen a su profesor o profesora.

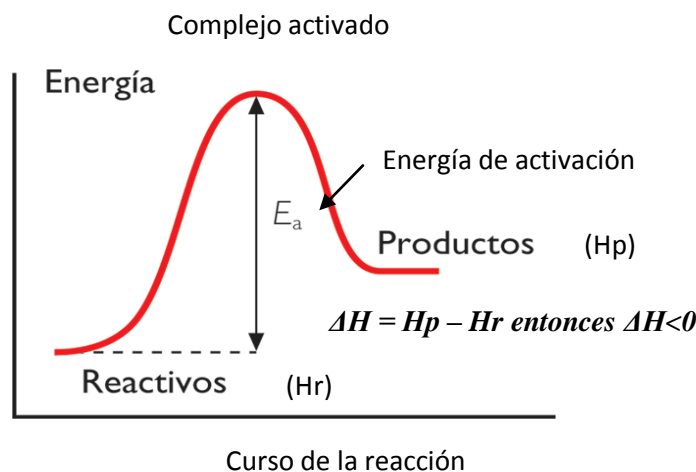
DIAGRAMAS ENTÁLPICOS

REACCIÓN EXOTÉRMICA

Como podemos observar, en una reacción **exotérmica** los productos están en un nivel energético (H_p) **menor** que el de los reactivos (H_r), por lo tanto, es lógico imaginarse que se **emite** calor al entorno durante su realización.

Los **productos** son **más estables** que los reactivos.

No hay que confundirse, el **balance general** de la variación energética de una reacción es el que nos indica si la reacción es exotérmica o endotérmica, existen reacciones fuertemente exotérmicas que sin embargo, al inicio requieren de una cantidad de energía para desencadenar el proceso, pero una vez iniciado, el desprendimiento de energía es enorme y el balance general indica que es una reacción exotérmica.



El **valor** de la **variación de entalpía** (ΔH) de una reacción se calcula mediante la expresión matemática:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

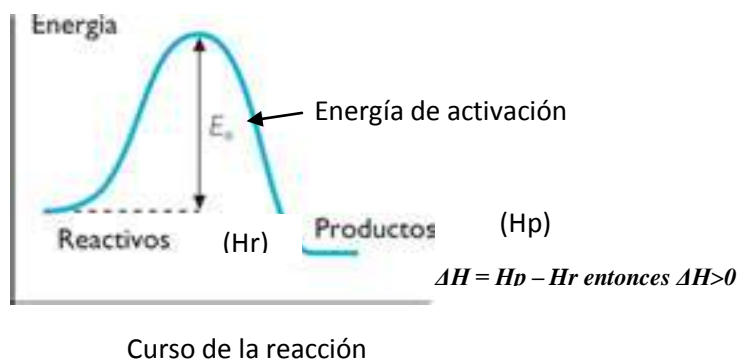
Como H_p es un valor **más pequeño** que H_r , entonces el valor de ΔH será **menor** que **cero**, es decir, tendrá signo **negativo** ($\Delta H < 0$).

REACCIÓN ENDOTÉRMICA

Los **productos** están en un nivel energético (H_p) **mayor** que el de los reactivos (H_r), por lo tanto, se **absorbió** energía del entorno.

Los **reactivos** son **más estables** que los productos, por esta razón **no reaccionan fácilmente** y se hace necesario "obligarles" a hacerlo mediante el aporte de calor.

Complejo activado



Como ya conocemos, el valor de la **variación de entalpía** (ΔH) de una reacción se calcula mediante la expresión matemática:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

Como H_p es un valor **más alto** que H_r , entonces el valor de ΔH será **mayor que cero**, es decir, tendrá signo **positivo** ($\Delta H > 0$).

LA TEORÍA DEL COMPLEJO ACTIVADO

Esta teoría nos resulta útil pues nos permitirá definir lo que es un **complejo activado** y lo que es la **energía de activación**. Según ella, cuando los **reactantes** se **aproximan** se produce la formación de un **estado intermedio de alta energía, alta inestabilidad y por tanto de corta duración**, que se denomina **complejo activado**.

La **energía** que **necesitan** los **reactantes** para **alcanzar** este **complejo** se llama **energía de activación** (E_a). Cuanto **mayor** sea la energía de activación, en general, **menor** será la **velocidad** de la reacción.

La **magnitud** de la energía de activación de una reacción química determina la **velocidad** de ésta; si la energía de activación es muy **alta**, la reacción ocurre en un **largo periodo de tiempo**; si esta energía es **baja**, los reactantes pueden lograrla fácilmente y la reacción es más **rápida**.

Trabajo para la casa.- En sus cuadernos de trabajo, los estudiantes desarrollarán el siguiente proceso de investigación bibliográfica, la guía es la siguiente:

- ¿Qué son los **catalizadores**?
- ¿Qué **influencia** tienen los **catalizadores** en la **velocidad** de una reacción?
- Realiza un **diagrama entálpico** en el que se pueda observar el **efecto** de un **catalizador**.

Desarrollar el trabajo y el profesor o profesora lo entregará en la fecha acordada.

CALCULEMOS VARIACIONES DE ENTALPÍA ESTANDAR DE REACCIONES (I)

La **entalpía estandar** es el calor **absorbido** o **desprendido** durante una **reacción** química, a **25°C** y una **atmósfera** de presión, se mide en **Kj/mol**.

Para estos ejercicios debemos recordar que la **variación** de la **entalpía** de una reacción se calcula con la expresión matemática:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

Ejemplo uno:

Calcular la variación de entalpía estándar en la hidrogenación del acetileno para formar etano, sabiendo que la entalpía de formación estándar del etano es -85 KJ/mol, y que la entalpía de formación estándar del acetileno es 227 KJ/mol.

Paso uno: Escribimos la reacción química **balanceada**: $C_2H_{2(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{6(g)}$

Paso dos: Recordamos la **fórmula general**: $\Delta H = H_p - H_r$

Pero lógicamente, al ser una ecuación real y haber varios reactivos, la vamos a modificar un poco, de acuerdo a nuestras necesidades.

$$\Delta H^0 = n_p \sum H^0 \text{ productos} - n_r \sum H^0 \text{ reactivos.}$$

Paso tres: Comenzamos a sustituir en la fórmula general, por los datos del problema:

Multiplicamos los coeficientes de la ecuación balanceada (los moles) por las entalpías de cada sustancia.

$$\Delta H^0 = [1 \times \Delta H^0_f(C_2H_6)] - [1 \times \Delta H^0_f(C_2H_2) + 2 \times \Delta H^0_f(H_2)]$$

moles

Productos
Reactivos

Paso cuatro: Resolvemos.

$$\Delta H^0 = [1 \text{ mol}(-85 \text{ KJ/mol})] - [1 \text{ mol}(227 \text{ KJ/mol}) + 2 \text{ mol}(0 \text{ KJ/mol})] =$$

$$\Delta H^0 = -312 \text{ KJ/mol. (reacción exotérmica pues su signo es negativo, desprende calor)}$$

La ΔH^0_f del H_2 es cero porque la entalpía de formación de los elementos en su forma más estable o libre es igual a cero.

TIC's científicas.- Los estudiantes deberán ingresar a:

http://es.wikipedia.org/wiki/Anexo:Tablas_de_entalp%C3%ADas_de_formaci%C3%B3n_de_compuestos y descargarán o imprimirán la tabla de entalpías estándar de formación de varios

compuestos, esta tabla resultará útil para resolver otros ejercicios sobre este tema, el profesor o profesora revisará el trabajo.

CALCULEMOS VARIACIONES DE ENTALPÍA ESTANDAR DE REACCIONES (II)



animalderuta.wordpress.com

es.wikipedia.org

EL GAS DE LAS BOMBONAS QUE USAMOS EN ECUADOR ES UNA MEZCLA DE BUTANO CON OTROS GASES.

Veamos, es tiempo de hacer ejercicios de **mayor** nivel:

Ejemplo dos:

Calcular:

a.- La **variación** de la **entalpía** de formación estándar en la reacción de combustión del butano.

b.- La cantidad de **calor** que se desprenderá en la combustión completa (es decir, con oxígeno y los productos siempre serán **CO₂** y **H₂O**) de los **doce kilogramos** (a veces se dice kilos) de **butano** que contiene una bombona.

Resolviendo a.-

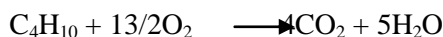
Si miramos la **tabla** que consultamos anteriormente, veremos que las **entalpías** de formación de las sustancias que participan en el proceso son:

$$\Delta H^{\circ}f \text{ del } \text{CO}_2 = -393 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^{\circ}f \text{ del Agua} = -286 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^{\circ}f \text{ del Butano} = -125 \text{ KJ/mol}$$

Paso uno: Hagamos como en el ejercicio anterior, la ecuación **balanceada**:



$$\Delta H^0 = [4 \times \Delta H^0_f(\text{CO}_2) + 5 \times \Delta H^0_f(\text{H}_2\text{O})] - [1 \times \Delta H^0_f(\text{C}_4\text{H}_{10}) + 13/2 \times \Delta H^0_f(\text{O}_2)]$$

$$\Delta H^0 = [4 \times (-393\text{Kj/mol}) + 5 \times (-286\text{Kj/mol})] - [-125\text{Kj/mol} + 0\text{Kj/mol}]$$

$$\Delta H^0 = -2877 \text{ KJ/mol}$$

El O_2 en estado puro tiene entalpia = 0 por lo que ya sabemos del ejercicio anterior.

Resolviendo b.-

En esta parte, nos piden que cantidad de **calor** que se **desprenderá** de la **combustión completa** de **12Kg de Butano**, pasaremos, en primer lugar, esos 12Kg a gramos (12 000g), y posteriormente a moles, veamos:

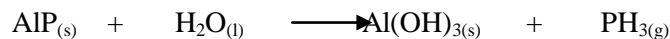
$$12\,000\text{g de C}_4\text{H}_{10} \times \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58,0\text{g de C}_4\text{H}_{10}} = 206,9 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}$$

Se preguntarán ¿Por qué a moles? La respuesta es, porque la **energía** que **hemos calculado** antes (la que nos daba -2877 KJ/mol) era la **energía/calor** desprendida por **cada mol**, y como ahora si tenemos una cantidad concreta (**12 Kg que son, 206'9 moles**) tendremos que multiplicar esos moles, que corresponden a los 12 000g de butano, por la energía/calor desprendida por cada mol.

$$206,9 \text{ moles (de C}_4\text{H}_{10}) \times -2877 \text{ KJ/mol} = \mathbf{-595251 \text{ KJ (respuesta)}}$$

Trabajo individual.- En sus cuadernos de trabajo, los estudiantes desarrollarán los siguientes ejercicios.

1.- El fosforo de aluminio reacciona con agua para dar hidróxido de aluminio y fosfina, según la reacción:



Determine la entalpía de reacción del proceso a partir de los siguientes datos:

$$\Delta H^0_f \text{ del AlP}_{(s)} = -166,6 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H^0_f \text{ del Al(OH)}_{3(s)} = -1274,5 \text{ Kj/mol}$$

ΔH°_f del $\text{H}_2\text{O}_{(l)} = -285,8 \text{ KJ/mol}$

ΔH°_f del $\text{PH}_3_{(g)} = 9,25 \text{ KJ/mol}$

2.- Teniendo las entalpías de formación de $\text{CaCO}_3_{(s)} = -1206,9 \text{ kJ/mol}$; $\text{CaO}_{(s)} = -635,1 \text{ kJ/mol}$ y $\text{CO}_2_{(g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$, determine la entalpía correspondiente a la descomposición térmica del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono. ¿Qué cantidad de calor se necesitará para descomponer 6 toneladas de piedra caliza del 85% de riqueza de Carbonato de calcio?

LEY DE HESS O DE LA ADITIVIDAD DE LAS ENTALPÍAS DE REACCIÓN (I)

Esta es **otra** forma de calcular la **variación de entalpía** de una reacción sobre todo si esta reacción **no nos va a permitir** determinar su ΔH directamente en un **calorímetro**.

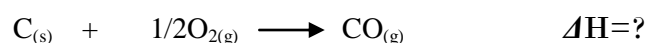
La ley de Hess manifiesta lo siguiente “**La variación de entalpía que tiene lugar cuando los reactantes se transforman en productos es la misma, tanto si la reacción transcurre en una sola etapa como si ocurre en varias etapas**”.

Por otra parte, si los químicos tuvieran que tabular el ΔH en cada una de las reacciones químicas necesitarían mucho tiempo y espacio para almacenar tal información. Afortunadamente, existe una herramienta que **permite calcular el ΔH de determinadas reacciones si se conoce el ΔH de algunas reacciones relacionadas**.

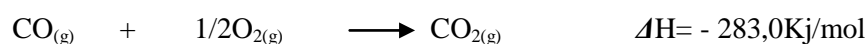
Veamos:

Ejemplo uno:

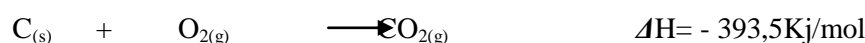
La reacción de combustión del **carbono** (grafito) a **monóxido de carbono**, tiene gran interés pero su entalpía de reacción **no puede medirse** directamente en un calorímetro, responde a la siguiente ecuación



Ahora entonces, ¿Qué hacemos?, nos podemos **ayudar** de otras reacciones cuyas entalpías ya conocemos, una de ellas es la de la **combustión** del CO que responde a la siguiente ecuación:



Otra reacción cuya entalpía es **conocida** y nos puede servir para resolver este ejercicio es la de la **combustión** del Carbono que produce CO_2 :



Ahora, con las dos ecuaciones cuyas entalpías conozco, armo un **sistema** de la siguiente manera:



Observemos algunos aspectos importantes, por ejemplo, la **segunda** ecuación está **invertida** porque el **CO** de la **ecuación problema** es un **producto** y debemos preocuparnos de que en el sistema también sea un **producto**. Por otra parte, al **invertir** la ecuación **deberemos siempre cambiar** el signo de ΔH , ahora resolveremos el sistema algebraicamente:

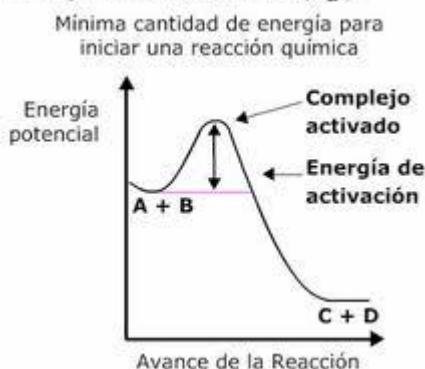


Reducimos términos semejantes:



Hemos obtenido la ecuación problema, entonces el valor de ΔH se obtiene haciendo una resta

Energía de activación (E_a)



Biografías ejemplares.- Hola jóvenes, mi nombre es Germain Henry Hess, nací en Ginebra en 1802, mis últimos días los viví en San Petersburgo hasta 1850, fui un Químico ruso de origen suizo. Estudié medicina en la Universidad de Dorpat (1822-1825) y, tras ejercer como médico en Irkutsk durante varios años, me trasladé a San Petersburgo, donde fui profesor de Química en el Instituto Tecnológico. Mis primeras investigaciones versaron sobre la oxidación de los azúcares. En 1834 publiqué un libro de química que durante muchos años fue un texto de obligada referencia en Rusia. En 1840 enuncié la «ley de Hess», que establece que en una reacción química la cantidad de calor producido es constante e independiente del número de etapas de reacción que tengan lugar, ley que de hecho se podría considerar como un caso especial del principio general de la conservación de la energía, mi vida es un ejemplo de privaciones y disciplina rígida que me llevó a adaptarme rápidamente a las circunstancias que aparecieron, incluso dejando de lado mi profesión, sin embargo el tesón y amor por el trabajo científico me llevaron a destacar. Trabajen con entusiasmo, sean organizados y pronto triunfarán.



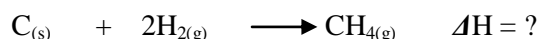
Germain Henri Hess

LEY DE HESS O DE LA ADITIVIDAD DE LAS ENTALPÍAS DE REACCIÓN (II)

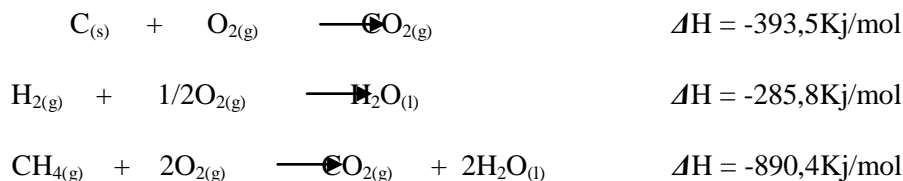
Realicemos otro ejercicio de **mayor** nivel:

Ejemplo dos:

Calcular el **calor de formación** del **metano**, según la siguiente ecuación:



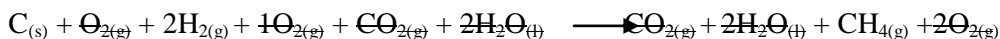
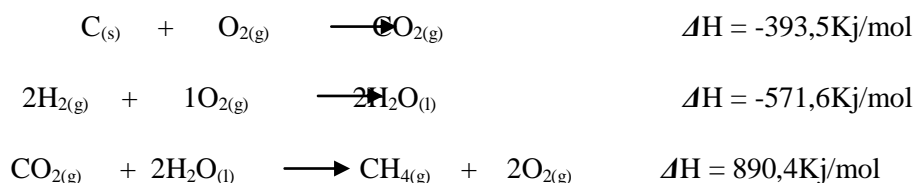
A partir de los **siguientes datos**:



Armamos el **sistema** de ecuaciones **cuidando** que **cada sustancia** de la ecuación problema esté correctamente ubicada, es decir **si es reactivo** deberá **estar como reactivo** en el sistema y si es **producto** deberá **estar como producto** en el sistema.

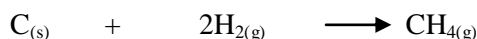
A la ecuación **dos** la multiplico por **dos**, solamente así podré anular los oxígenos al tener dos moles como reactivos y dos moles como productos, lógicamente su ΔH se multiplica por dos también.

A la ecuación **tres** le doy la **vuelta** pues el **CH₄** debe estar como **producto** tal como en la ecuación **problema**, al hacerlo, su ΔH **cambia de signo**.

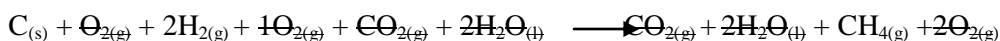
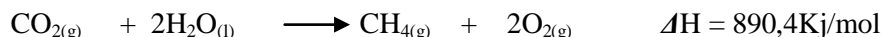
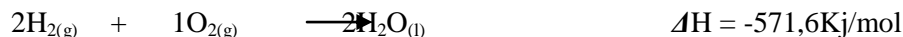


Como pueden ver **agrupamos** a todas las sustancias de los primeros miembros de las ecuaciones de apoyo en un gran primer miembro y lo mismo hacemos con las de los segundos miembros.

Luego de **reducir** términos semejantes nos queda:



Obtuvimos la ecuación problema o inicial, entonces calcular su entalpía es simple, solamente realizamos la **suma algebraica** de los ΔH así:

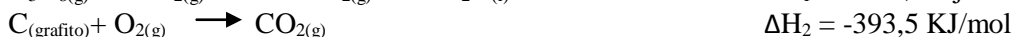
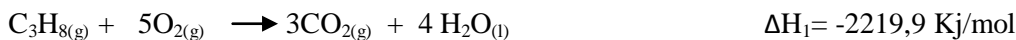


(respuesta)

Es entonces una reacción **exotérmica**, por el signo **negativo**.

Trabajo en clase.- En los cuadernos de trabajo los estudiantes con la ayuda de su profesor o profesora, desarrollarán los siguientes ejercicios:

1.- Conocida la siguiente información:



Determinar ΔH de la siguiente reacción:



2.- Calcular la entalpía estándar de formación del sulfuro de carbono (CS_2) que obedece a la siguiente ecuación:



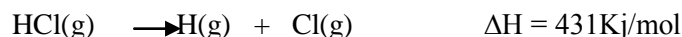
Utilizando los siguientes datos:



ENTALPÍAS DE ENLACE (I)

Una reacción química consiste en un nuevo **reagrupamiento** de los átomos de los **reactivos** para formar los **productos**. Para que esto ocurra, es necesaria la **ruptura** de ciertos enlaces y la formación de otros **nuevos**. Si se conociesen las energías de estos enlaces, se podría **calcular** fácilmente la **entalpía** de reacción.

Llamaremos **energía de enlace** a la **energía necesaria para romper un mol de dichos enlaces siempre y cuando la sustancia esté en estado gaseoso**. así por ejemplo, la energía del enlace C-H es la que corresponde a la reacción:



Es importante mencionar que cuanto **más elevada** sea la **energía de enlace**, **más fuerte y estable** será dicho enlace.

En la siguiente tabla podremos observar las energías de enlace más habituales:

Enlace	E_e (kJ/mol)
H-H	436
C-C	347
C=C	620
C≡C	812
O=O	499
Cl-C	243
C-H	413
C-O	315
C=O	745
O-H	460
Cl-H	432
Cl-Cl	243

Tomado de:

http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_1_princ.htm#Energia_enlace

Debemos mencionar que estos valores se tratan de energías **medias** (o promedio) pues la energía de un determinado enlace **depende ligeramente** de los **otros átomos unidos** a cada uno de los átomos enlazados, así por ejemplo, la energía del enlace C-C es ligeramente diferente en el $\text{H}_3\text{C-CH}_3$ que en el $\text{H}_3\text{C-COOH}$.

A **partir** de las energías o entalpías medias de enlace pueden calcularse aproximadamente las **entalpías de reacción** entre sustancias **gaseosas**.

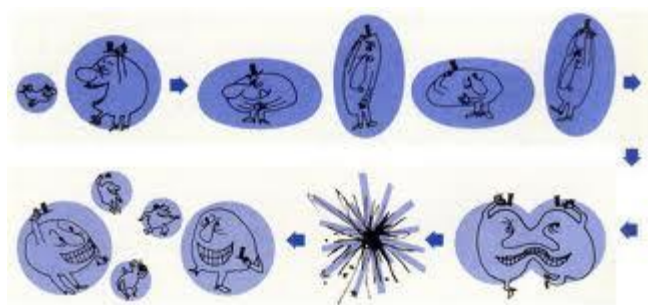
En efecto, teniendo en cuenta que para la **ruptura** de enlaces debemos **suministrar energía** al sistema (es decir, el sistema absorbe energía, por lo tanto su signo es +) mientras que al **formarse** nuevos enlaces se **desprende** energía del sistema (signo -), se deduce la siguiente expresión matemática que será útil para resolver ejercicios de este tipo:

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma(\text{energía de los enlaces rotos}) - \Sigma(\text{energía de los enlaces formados})$$

Curiosidades.- Les costará trabajo creerlo pero es verdad, la liberación de energía se realiza a expensas de la desaparición de masa. En las reacciones químicas ordinarias, la energía es liberada en cantidades tan bajas que la pérdida de masa es insignificante. Deben ser quemados 2 536 173 litros de gasolina para producir la pérdida de un gramo, ¿Interesante no?.

Tomado de:

<http://ciudadanodelmundo.espacioblog.com/post/2006/05/03/curiosidades-la-energia>



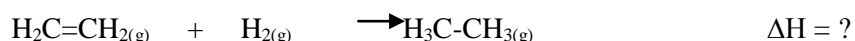
EN UNA REACCIÓN QUÍMICA LOS ÁTOMOS SE COLISIONAN UNOS CON OTROS PARA FORMAR PRODUCTOS EN LOS MEJORES CASOS.

ENTALPÍAS DE ENLACE (II)

Vamos a desarrollar ejemplos de ejercicios que se pueden resolver de esta forma.

Ejemplo uno:

Calcular la entalpía de la reacción de hidrogenación del etileno para formar etano, según la ecuación:



Paso uno:

Observando la tabla de datos de la página anterior veremos las entalpías medias de enlace

Paso dos:

Podemos ver que los enlaces que se rompen son un mol de C=C y un mol de H-H.

Además podemos ver que los enlaces que se forman son un mol de C-C y dos moles de C-H.

Paso tres:

Recordamos al expresión matemática:

$$\Delta\text{H}_{(\text{reacción})} = \Sigma(\text{energía de los enlaces rotos}) - \Sigma(\text{energía de los enlaces formados})$$

Paso cuatro:

Sustituimos por los valores:

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma(\text{energía de los enlaces rotos}) - \Sigma(\text{energía de los enlaces formados})$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma[1 \text{ mol}(\text{C}=\text{C}) + 1 \text{ mol}(\text{H}-\text{H})] - \Sigma[1 \text{ mol}(\text{C}-\text{C}) + 2 \text{ mol}(\text{C}-\text{H})]$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma[1 \text{ mol}(610 \text{ Kj/mol}) + 1 \text{ mol}(436 \text{ Kj/mol})] - \Sigma[1 \text{ mol}(347 \text{ Kj/mol}) + 2 \text{ mol}(415 \text{ Kj/mol})]$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma[610 \text{ Kj} + 436 \text{ Kj}] - \Sigma[347 \text{ Kj} + 830 \text{ Kj}]$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma[1046 \text{ Kj}] - \Sigma[1177 \text{ Kj}]$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = -131 \text{ Kj (respuesta)}$$

Se trata entonces de una reacción **exotérmica** por el signo **negativo**

Baúl de palabras.-

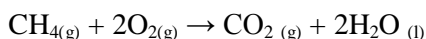
Hidrogenación.- La hidrogenación es un tipo de reacción química redox, cuyo resultado final visible es la adición de hidrógeno (H₂) a otro compuesto.

ENTALPÍAS DE ENLACE (III)

Ahora **desarrollemos** un ejercicio **complementario** sobre el tema:

Ejemplo dos:

Calcular la **entalpía** de la reacción ΔH a partir de los valores de entalpías de enlace



Miramos en la **tabla** las energías medias de enlace:

$$\text{C}-\text{H} = 413 \text{ Kj/mol}$$

$$\text{O}=\text{O} = 499 \text{ Kj/mol}$$

$$\text{C}=\text{O} = 745 \text{ Kj/mol}$$

$$\text{O}-\text{H} = 460 \text{ Kj/mol}$$

Por lo que vemos en la ecuación **se rompen 4 moles de enlaces C-H y un mol de enlaces O=O.**

En cambio **se forman dos moles de enlaces C=O y 4 moles de enlaces O-H (en cada agua hay dos enlaces O-H).**

Entonces:

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma(\text{energía de los enlaces rotos}) - \Sigma(\text{energía de los enlaces formados})$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma[4\text{mol}(413\text{Kj/mol}) + 1\text{mol}(499\text{Kj/mol})] - \Sigma[2\text{mol}(745\text{Kj/mol}) + 4\text{mol}(460\text{Kj/mol})]$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \Sigma[1652\text{Kj} + 499\text{Kj}] - \Sigma[1490\text{Kj} + 1840\text{Kj}]$$

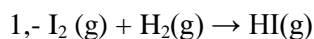
$$\Delta H_{(\text{reacción})} = 2151\text{Kj} - 3330\text{Kj}$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = \mathbf{-1179\text{Kj (respuesta)}}$$

Se trata entonces de una reacción **exotérmica** por el signo **negativo**.

Trabajo para la casa.- En sus cuadernos de trabajo los estudiantes desarrollarán los siguientes ejercicios:

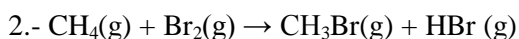
Calcular las **entalpías** de las reacciones (ΔH) a partir de los valores de entalpías de enlace, antes de empezar, verifique si las ecuaciones están balanceadas.



$$\text{I-I} = 151 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H-H} = 436 \text{ kJ/mol}$$

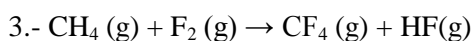
$$\text{I-H} = 299 \text{ kJ/mol}$$



$$\text{Br-Br} = 193 \text{ kJ/mol}$$

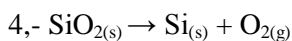
$$\text{C-Br} = 276 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H-Br} = 366 \text{ kJ/mol}$$



$$\text{F-F} = 155 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H-F} = 567 \text{ kJ/mol}$$



$$\text{Si-O} = 362 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Si-Si} = 226 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Si=O} = 390 \text{ kJ/mol}$$

Si faltare alguna entalpía de enlace, por favor consúltala en Internet o en otras tablas.