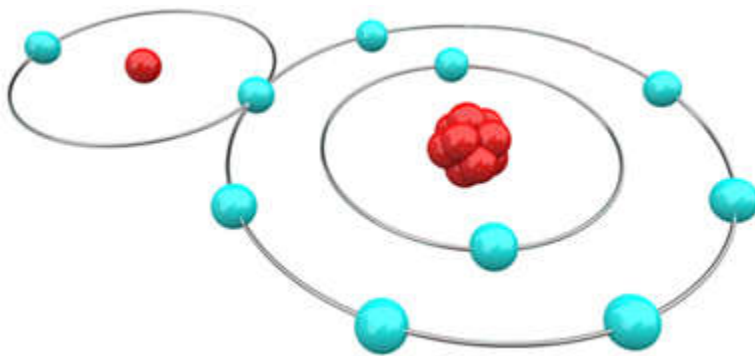




Cambios y Cálculos Químicos



- 3.1- Introducción
- 3.2.- Cambios Físicos y Químicos.
- 3.3.- Reacciones Químicas
 - 3.4.1.- Tipos de Reacciones
 - 3.4.2.- Leyes de las Reacciones
 - 3.4.3.- Ecuaciones Químicas
- 3.4.- Cálculos con ecuaciones Químicas
- 3.5.- Química, Sociedad y Contaminación.
 - 3.5.1.- Contaminación
 - 3.5.2.- Lluvia Ácida
 - 3.5.3.- Efecto Invernadero
 - 3.5.4.- La Capa de Ozono.

Raúl González Medina

I.E. Juan Ramón Jiménez

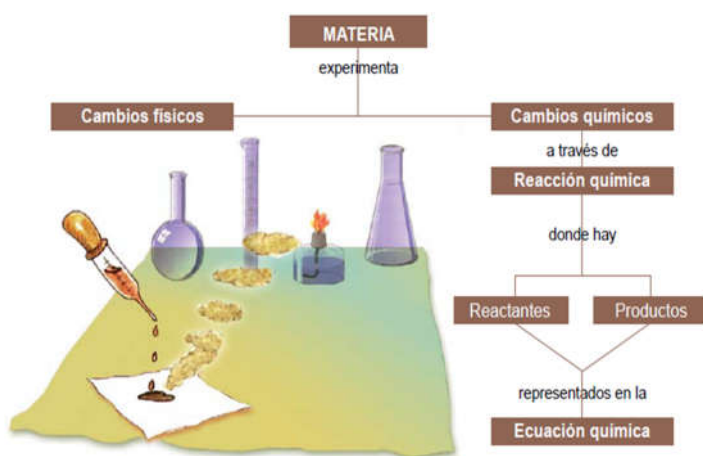
Tema 3

3.01.- Introducción

Los inicios de la química moderna se suelen situar entre finales del siglo XVIII y principios del XIX gracias a la figura de *Antoine Laurent Lavoisier*. Aunque es indudable que la balanza se venía utilizando desde hace mucho más tiempo, fue en esta época cuando su uso adquirió la relevancia que realmente tenía. Ciertamente, la balanza pasa por ser el instrumento más importante de cualquier laboratorio de química y en 1785 permitió a Lavoisier establecer lo que hoy se conoce como la *ley de la conservación de la masa*.

A partir de la ley de la conservación de la masa, además de la introducción de la medida experimental más precisa y exacta en el laboratorio, se establecieron a lo largo de los siguientes 20 años las leyes que desembocaron en la teoría atómica de *John Dalton (1808)*. Junto a la ley de Lavoisier hay otras cinco leyes que se denominan *Leyes ponderales de la Química*.

3.02.- Cambios físicos y cambios químicos



Todos los materiales que vemos y tenemos a nuestro alrededor constantemente sufren cambios. Por ejemplo: la fruta se madura, los charcos se evaporan, las hojas de los árboles se amarillean, podemos moldear el barro, patear un balón, etc.

Algunos de estos cambios son producidos por el hombre, por ejemplo, cortar papel, disolver azúcar en el café, cocinar los alimentos, elaborar quesos, otros cambios son producto de la naturaleza, por ejemplo, cuando cae un rayo, la formación de la lluvia, la realización de la fotosíntesis, etc. Los cambios de la materia se clasifican en cambios físicos,

cambios químicos.

3.02.1.- Cambios Físicos

¿Qué le pasa al cubo de hielo cuando se deja fuera del congelador por un tiempo?, si cambia de estado, ¿hay alguna forma de que vuelva a ser un cubo de hielo?

Cambios Físicos son aquellos cuando la materia **NO** cambia en su estructura, ni su composición; es decir solo cambia su tamaño, su forma, su posición o su estado de agregación, ocurre un cambio físico. Por ejemplo, la solidificación del agua: al bajar su temperatura a cero grados centígrados, ésta se congela y forma hielo, pasa del estado líquido al estado sólido, pero sigue siendo agua.

Son ejemplos de cambios físicos de la materia:

- la evaporación del agua
- hacer leña de un árbol
- cortar un papel
- hacer una vasija de barro
- rodar un balón
- la sublimación del yodo
- la fusión del cobre



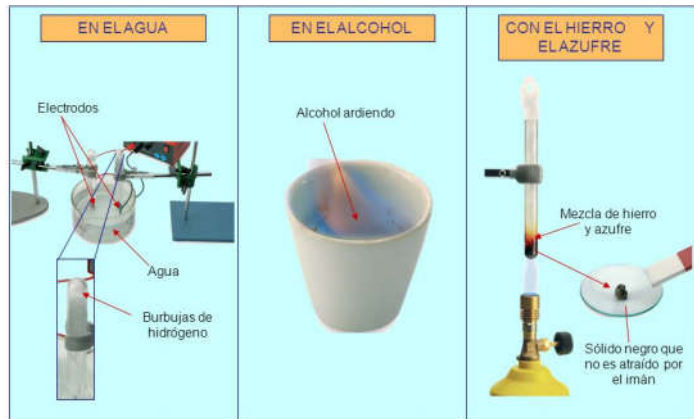
1.07.2.- Cambios Químicos

Si quemamos un papel, ¿éste podrá regresar a su estado original? ¿por qué?

Cambios Químicos son aquellos cuando la materia cambia en su composición y propiedades es un cambio químico; es decir las sustancias iniciales se transforman y no se parecen a las sustancias obtenidas después del cambio ocurre un cambio químico, por ejemplo, la fermentación del jugo de la uva produce el vino: el jugo de uva es muy dulce y rico en glucosa, una vez fermentado se obtiene alcohol etílico, que es una sustancia con diferentes propiedades a la glucosa que es un azúcar.

Son ejemplos de cambios químicos:

- las combustiones
- las oxidaciones de los metales
- la fotosíntesis
- la putrefacción
- la respiración
- el crecimiento de una planta



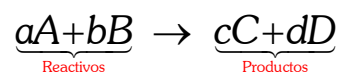
Ejercicio: Clasifica los siguientes cambios de la materia, anotando delante de cada uno a que tipo pertenece:

- | | | |
|----------------------------|-------------------------------|------------------------------|
| a) Disolver azúcar en agua | d) El proceso de la digestión | g) Hacer un avión de papel |
| b) Freír una chuleta | e) Secar la ropa al sol | h) Oxidación del cobre |
| c) Arrugar un papel | f) Congelar agua | i) Combustión de la gasolina |

3.03.- Reacciones Químicas

Como hemos dicho ya, la transformación es química cuando implica un cambio en el “ser” de dicha sustancia, es decir, supone un cambio en su composición. A esta transformación se la denomina **Reacción Química**.

Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas** con dos miembros, en el primero se encuentran los **reactivos** y en el segundo los **productos**, ambos separados por una flecha \rightarrow para indicar el sentido en el que se produce la reacción.

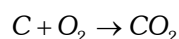


Donde a, b, c y d son los **coeficientes estequiométricos** que deben ser ajustados de manera que sean reflejo de la ley de conservación de la masa, que veremos a continuación.

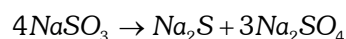
3.03.1.- Tipos de Reacciones Químicas

Existen muchos tipos de reacciones químicas, como, por ejemplo:

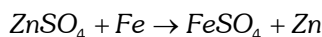
- ✓ **De síntesis:** Es la combinación de dos o más sustancias para obtener un único compuesto.



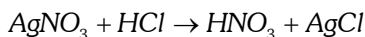
- ✓ **De descomposición:** Es la formación de dos o más sustancias a partir de un solo compuesto.



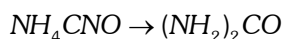
- ✓ **De desplazamiento o sustitución:** Es la reacción que se produce entre un compuesto y un elemento, uniéndose este al compuesto y liberándose un elemento que formaba parte de él.



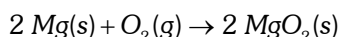
- ✓ **De Doble descomposición o metátesis:** Es la reacción que se produce entre dos compuestos con un doble intercambio o sustitución entre ambos.



- ✓ **De reagrupamiento interno o cambio isométrico:** Es la transformación de un compuesto en otro, manteniéndose la cantidad inicial de cada uno de los elementos.



- ✓ **De Combustión:** Son las reacciones de combinación con el oxígeno que liberan energía térmica y luminosa.



Dependiendo de si durante la reacción se desprende o se absorbe energía, se pueden clasificar en:

- **Reacción exotérmica:** se desprende energía en el transcurso de la reacción.
- **Reacción endotérmica:** se absorbe energía durante el curso de la reacción.

Símbolos que aparecen en las ecuaciones químicas

Símbolo	Significado
+	Se usa entre dos fórmulas para indicar la presencia de varios reactivos
→	Se llama "flecha de reacción", separa los reactivos de los productos e indica el sentido de la reacción química
↔	La doble flecha indica que la reacción puede ocurrir en los dos sentidos
↑	Indica que se desprende un gas, es equivalente a usar (g)
↓	Indica la formación de un precipitado que cae por la acción de la gravedad al fondo del vaso de reacción
(s)	Indica el estado sólido de alguno de los compuestos de la reacción
(l)	Indica el estado líquido de alguno de los compuestos
(ac)	Indica que alguna sustancia se encuentra en disolución acuosa
(g)	Indica el estado gaseoso de alguno de los compuestos

3.03.2.- Leyes Ponderales de las Reacciones Químicas

Una de las primeras inquietudes de los químicos era conocer las cantidades de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas y, en general, las leyes que rigen estas transformaciones.

3.03.1.1.- Ley de la conservación de la masa o Ley de Lavoisier

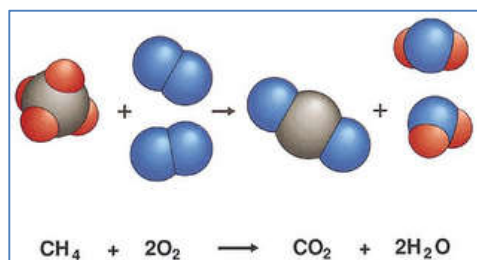
En toda reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos obtenidos.

Gracias a esta ley ajustamos las ecuaciones químicas, haciendo que el número de átomos de una sustancia en los reactivos sea igual al número de átomos de esa misma sustancia en los productos.

$$\sum \text{Masa}_{\text{Productos}} = \sum \text{Masa}_{\text{Reactivos}}$$

Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química.

Una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha.



3.03.1.2.- Ley de Proust o de las proporciones definidas

Cada vez que dos elementos se unen para formar un compuesto determinado, lo hacen siempre en la misma proporción de masa.

Ejemplo 1: el Mg reacciona con el Br siempre en la relación de 6,57 g de Br con 1,00 g de Mg. Es decir, si mezclamos 10,0 g de Br con 2,0 g de Mg, reaccionará toda la masa de bromo (los diez gramos) con sólo 1,52 g de magnesio y quedarán 0,48 g de magnesio sin reaccionar.

3.03.1.3.- Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Si dos elementos químicos se combinan para formar distintos compuestos y la cantidad de uno de ellos permanece fija, las cantidades del otro, que se combinan con él, están en una relación numérica sencilla.

Ejemplo 2: En las reacciones $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$

La masa de oxígeno que se combina con una misma cantidad de hidrógeno para formar agua o agua oxigenada, está en una relación numérica sencilla de 16/8, o lo que es lo mismo, de 2/1.

En la reacción: $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$

$$\frac{m_{O_2}}{m_{H_2}} = \frac{16}{2} = \frac{8}{1}$$

En la reacción: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$

$$\frac{m_{O_2}}{m_{H_2}} = \frac{32}{2} = \frac{16}{1}$$

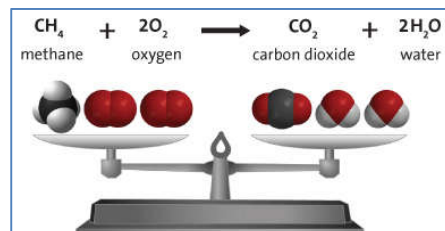
3.03.3.- Ecuaciones Químicas: Ajuste

Como en una reacción química se ha de cumplir el principio de conservación de la masa, y éste presupone que el número de átomos en ambos miembros de la ecuación ha de ser el mismo, por tal motivo, la ecuación ha de ajustarse o balancearse.

Este proceso se hace por tanteo, es decir: Se trata de ir probando coeficientes hasta hallar los correctos, aunque es conveniente seguir los siguientes pasos:

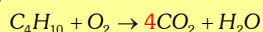
1. **Se balancean los átomos, no las moléculas.** El subíndice afecta al elemento, el coeficiente a la molécula.
2. Saber qué **sustancias** van a reaccionar (**reactivos**) y qué sustancias van a producirse (**productos**) durante la reacción.
3. Escribir las **fórmulas correctas** de todas las sustancias que intervienen en la reacción.
4. Tener en cuenta **la cantidad de átomos antes y después** de la reacción, verificando que se cumple la ley de la conservación de la masa. (Ley de Lavoissier)

Por tanto, **ajustar o balancear** una ecuación química es conseguir que el número de átomos de cada sustancia en los reactivos coincida con el número de átomos de dicha sustancia en los productos.

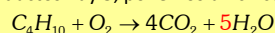


Ejemplo 3: Ajustar la reacción de combustión del butano $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

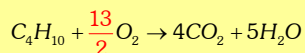
Como en los reactivos hay 4 carbonos, ponemos un 4 junto al dióxido de carbono en los productos.



Como en los reactivos hay 10 hidrógenos, y en los productos hay 2, ponemos un cinco junto al agua en los productos.



Ya tenemos ajustados el C y el H, solo nos falta el O. En los productos tenemos 13 átomos de O, mientras que en los reactivos solo hay 2, por tanto si multiplicamos por 13/2, ya tendremos 13 átomos de O.



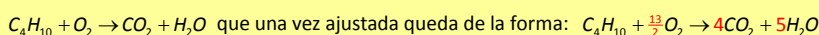
Y ya tenemos la ecuación ajustada. Por tanto la reacción queda: $C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$

3.04.- Cálculos con ecuaciones Químicas: Estequiometría

Se llama **estequiometría** a las relaciones cuantitativas de las reacciones químicas. Hay que tener en cuenta que los coeficientes de los productos de una reacción indican los moles de cada una de las sustancias que intervienen.

Ejemplo 4: Al quemar 40 g de C_4H_{10} . ¿Qué masa de CO_2 se produce y qué masa de O_2 es necesaria para la combustión de los 40 gramos de butano?

La reacción química de combustión del butano es:



* Lo primero es calcular el número de moles de butano, para ello dividimos la masa entre el peso molecular:

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{40g}{(12 \cdot 4 + 10 \cdot 1)g \cdot mol^{-1}} = \frac{40g}{58g \cdot mol^{-1}} = 0,69mol$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano produce 4 moles de dióxido de carbono, por tanto 0,69 moles, producirán:

$$\frac{1mol C_4H_{10}}{4mol CO_2} = \frac{0,69mol C_4H_{10}}{X mol CO_2} \Rightarrow x = \frac{4mol \cdot 0,69mol}{1mol} = 2,76mol CO_2$$

Una vez conocido el número de moles de dióxido de carbono, calcular la masa se hace simplemente multiplicando por el peso molecular del CO_2 .

$$m = n \cdot P_m = 2,76mol \cdot (12 + 16 \cdot 2)g \cdot mol^{-1} = 2,76mol \cdot 44g \cdot mol^{-1} = 121,44 g \text{ de } CO_2$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano reacciona con $13/2$ moles de oxígeno, por tanto 0,69 moles lo harán con:

$$\frac{1mol C_4H_{10}}{\frac{13}{2}mol O_2} = \frac{0,69mol C_4H_{10}}{X mol O_2} \Rightarrow x = \frac{\frac{13}{2}mol \cdot 0,69mol}{1mol} = 4,485mol O_2$$

Y una vez conocido el número de moles si multiplicamos por el peso molecular del oxígeno (O_2), $32g \cdot mol^{-1}$, obtenemos la masa de oxígeno:

$$m = n \cdot P_m = 4,485mol \cdot 32g \cdot mol^{-1} = 143,52 g \text{ de } O_2$$

Por tanto, se producen 121,44 g de dióxido de carbono y se necesitan 143,52 g de oxígeno.

En reacciones como la anterior, donde algunos de los reactivos y productos son gaseosos, los coeficientes de sus ecuaciones, indican, a su vez, la proporción en que reaccionan los volúmenes de los gases para unas determinadas condiciones de presión y temperatura.

Sabemos que, en condiciones normales de presión y temperatura, un mol de gas ocupa un volumen de 22,4 litros.

Por tanto, si en el ejemplo anterior nos hubieran preguntado por el volumen de CO_2 obtenido y el volumen de O_2 necesario, habríamos procedido de la siguiente manera:

** Lo primero es calcular el número de moles de butano, para ello dividimos la masa entre el peso molecular:

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{40g}{(12 \cdot 4 + 10 \cdot 1)g \cdot mol^{-1}} = \frac{40g}{58g \cdot mol^{-1}} = 0,69mol$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano produce 4 moles de dióxido de carbono, por tanto 0,69 moles, producirán:

$$\frac{1mol C_4H_{10}}{4mol CO_2} = \frac{0,69mol C_4H_{10}}{X mol CO_2} \Rightarrow x = \frac{4mol \cdot 0,69mol}{1mol} = 2,76mol CO_2$$

Una vez conocido el número de moles de dióxido de carbono, como un mol de gas en c.n. (si no dicen nada es que estamos en c.n.) ocupa 22,4 l, el volumen de CO_2 será.

$$V = n \cdot V_m = 2,76mol \cdot 22,4l \cdot mol^{-1} = 61,82 l \text{ de } CO_2$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano reacciona con $13/2$ moles de oxígeno, por tanto 0,69 moles lo harán con:

$$\frac{1mol C_4H_{10}}{\frac{13}{2}mol O_2} = \frac{0,69mol C_4H_{10}}{X mol O_2} \Rightarrow x = \frac{\frac{13}{2}mol \cdot 0,69mol}{1mol} = 4,485mol O_2$$

Y conocido el número de moles, multiplicando por el volumen molar, obtenemos el volumen de oxígeno:

$$V = n \cdot V_m = 4,485mol \cdot 22,4 l \cdot mol^{-1} = 100,46 l \text{ de } O_2$$

Por tanto, se producen 61,82 l de dióxido de carbono y se necesitan 100,46 l de oxígeno, todo ello, por supuesto en condiciones normales.

3.05.- Química Y Sociedad

La Química es, junto con la electrónica, una de las ramas de la ciencia que más ha modificado el mundo en que vivimos. Hasta hace poco, las personas se valían solo de lo que la naturaleza les ofrecía, pero con el avance de la química, hemos conseguido sustancias con nuevas propiedades, tales como mayor resistencia, durabilidad y flexibilidad.

3.05.1.- Contaminación Química

La explotación de los recursos naturales, la obtención de energía, la transformación de las materias primas en productos elaborados, su distribución y comercialización conllevan un proceso de vertido de productos químicos al medioambiente. Y esos productos producen contaminación.



No todos los vertidos contaminantes han de ser peligrosos para el ecosistema. Así las escombreras no son tóxicas ni dañinas, aunque sí tienen un fuerte impacto visual. Desgraciadamente la mayoría de los vertidos realizados por la industria o en los hogares contienen sustancias químicas que no son inertes, sino muy activas y, en muchos casos, venenosas.

Metales pesados, plásticos, detergentes y un sin fin de sustancias son vertidas sin control al aire que respiramos, a los ríos de los que tomamos el agua para beber o a las playas en las que nos bañamos todos los veranos.

Y no sólo los afean, muchos suponen un grave riesgo para la flora y la fauna y, directamente o a través de la cadena alimenticia, para los seres humanos.

3.05.2.- Contaminación de Aguas y Tierras

Las aguas son contaminadas por vertidos industriales, aguas residuales de las poblaciones, petróleo procedente de los vertidos accidentales y pesticidas y fertilizantes agrícolas. También el agua caliente procedente de las industrias eléctricas debe ser considerada contaminante, ya que eleva la temperatura del agua natural.

Junto a los problemas ocasionados en la flora y la fauna, la contaminación del agua puede ocasionar graves trastornos para la salud. Así, los nitratos, procedentes de los fertilizantes de uso agrícola, pueden provocar enfermedades mortales en niños y muchos metales pesados ocasionan envenenamiento crónico, ya que se acumulan en el organismo.

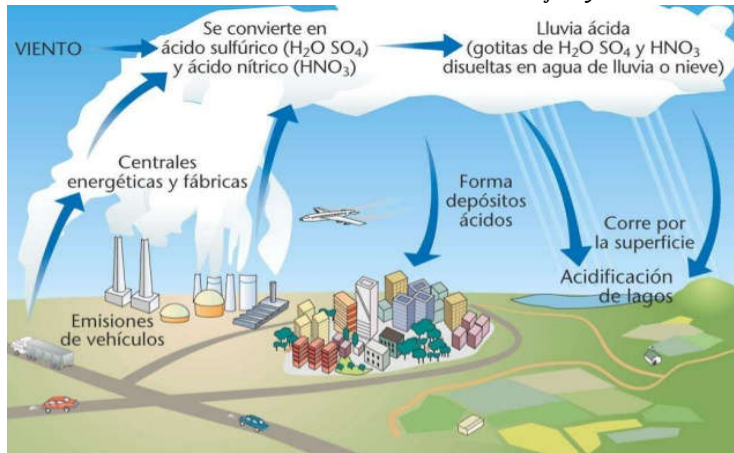
Mientras que el agua es contaminada por cualquier producto químico, el aire se ve afectado por los gases y humos de las industrias, hogares y medios de transporte. En muchas ciudades, la contaminación del aire por los automóviles que circulan, que liberan dióxido de carbono y monóxido de carbono, puede ocasionar incluso la muerte de ancianos y niños. Además, accidentalmente, las industrias vierten al aire productos altamente peligrosos y nocivos.



3.05.3.- Lluvia Ácida

El empleo de combustibles fósiles, tanto derivados del carbón como del petróleo vierte a la atmósfera grandes cantidades de dióxido de azufre y de diversos óxidos de nitrógeno. Por acción de la luz solar estos óxidos se transforman en trióxido de azufre y pentóxido de dinitrógeno que, con el agua presente en la atmósfera, se transforman en ácido sulfúrico y en ácido nítrico. Estos ácidos caen al suelo arrastrados por la lluvia.

Esta lluvia que contiene ácido sulfúrico y nítrico no sólo ataca las estructuras metálicas y de cemento humanas, también ocasionan daños directos sobre las hojas y raíces de las plantas sobre las que cae la lluvia, llegando



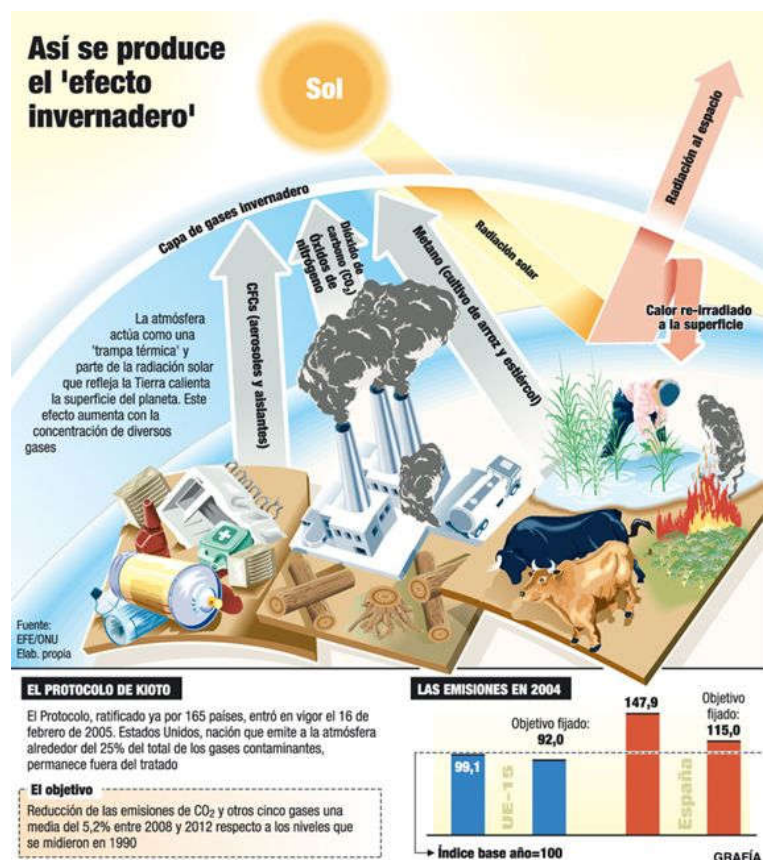
incluso a acabar con ellas. Junto a estas acciones directas, la lluvia ácida produce la acidificación el suelo y las aguas, impidiendo el desarrollo de las plantas y matando a los animales.

No todos los ecosistemas son igual de sensibles frente a la lluvia ácida. Bosques y lagos son los más afectados por la lluvia ácida, sobre todo en zonas que carecen de carbonatos. Pero en cualquier ecosistema el efecto de la lluvia ácida puede llegar a ser impredecible.

3.05.4.- Efecto Invernadero

Desde la revolución industrial, la quema de combustibles fósiles ha aumentado el vertido de dióxido de carbono a la atmósfera. De forma natural, mediante la fotosíntesis, las plantas y árboles toman el dióxido de carbono del aire y lo transforman en hidratos de carbono liberando oxígeno en el proceso. Pero junto con el incremento de las emisiones de dióxido de carbono se ha producido una disminución en las masas forestales del planeta, de forma que las plantas no pueden tomar el dióxido de carbono del aire y éste aumenta su concentración.

El dióxido de carbono es causante del llamado efecto invernadero. La Tierra recibe su calor del Sol y, parte de él, lo emite al espacio exterior, en forma de radiación infrarroja. El dióxido de carbono impide que esa radiación infrarroja escape al espacio, por lo que calienta la atmósfera y, con ella, la Tierra. Este calentamiento de la atmósfera puede tener efectos desastrosos.



Dejando aparte las consecuencias climáticas que pueda llegar a originar, con la consiguiente transformación en los ecosistemas y las cosechas, un aumento de unos pocos grados en la temperatura de la Tierra podría ocasionar la fusión de los hielos de los casquetes polares, lo que haría que el nivel del mar ascendiera varios metros, inundando las ciudades costeras donde vive la mayor parte de la población mundial.

3.05.5.- La capa de Ozono

La capa de ozono es una región de la atmósfera, situada entre los 19 y los 48 Km. por encima de la superficie de la Tierra que contiene una proporción de 10 partes por millón (10ppm, es decir, en mil litros, hay un mililitro) de ozono. A nivel del suelo esta concentración de ozono es peligrosa para la salud, pero a la altura a la que se encuentra es indispensable para la vida en la Tierra. El Sol produce luz y radiación ultravioleta, que es la responsable del bronceado y de las quemaduras cuando, en verano, nos exponemos al Sol. El ozono de la atmósfera se encarga de absorber la radiación ultravioleta más peligrosa. Sin la capa de ozono, las peligrosas radiaciones ultravioletas llegarían en su totalidad al nivel del suelo, aumentando las enfermedades cutáneas y los cánceres.

¿QUÉ ES LA CAPA DE OZONO?
Es un manto frágil de gas que protege a la Tierra de la parte nociva de los rayos solares; y por consiguiente, ayuda a preservar la vida en el planeta.

¿QUÉ ES EL AGUJERO DE LA CAPA DE OZONO?
Es una zona de la atmósfera donde hay una concentración muy baja de ozono, lo que expone a los seres vivos a un mayor nivel de rayos UV-B.

¿CÓMO SE FORMA EL AGUJERO DE LA CAPA DE OZONO?
Al liberarse en la atmósfera clorofluorocarbonos, halones y bromuro de metilo; que se encuentran en aerosoles, pesticidas y refrigerantes; se descomponen por la radiación solar y disminuyen el ozono, generando perforaciones en la capa.

CONSECUENCIAS DE LOS RAYOS UV

- Disminución de plancton: menos alimento para los peces
- Daños en crecimiento de plantas y cultivos
- Humanos y animales sufren enfermedades de la piel, destrucción del sistema inmunológico y problemas oculares.

¿QUÉ HACER?

- No utilices aerosoles ni sprays con gases clorofluorocarbonos (CFC)
- No quemes basura
- Realiza un buen mantenimiento del aire acondicionado y refrigeradoras.
- Usa bloqueador solar no solo en la temporada de verano, sino durante todo el año.

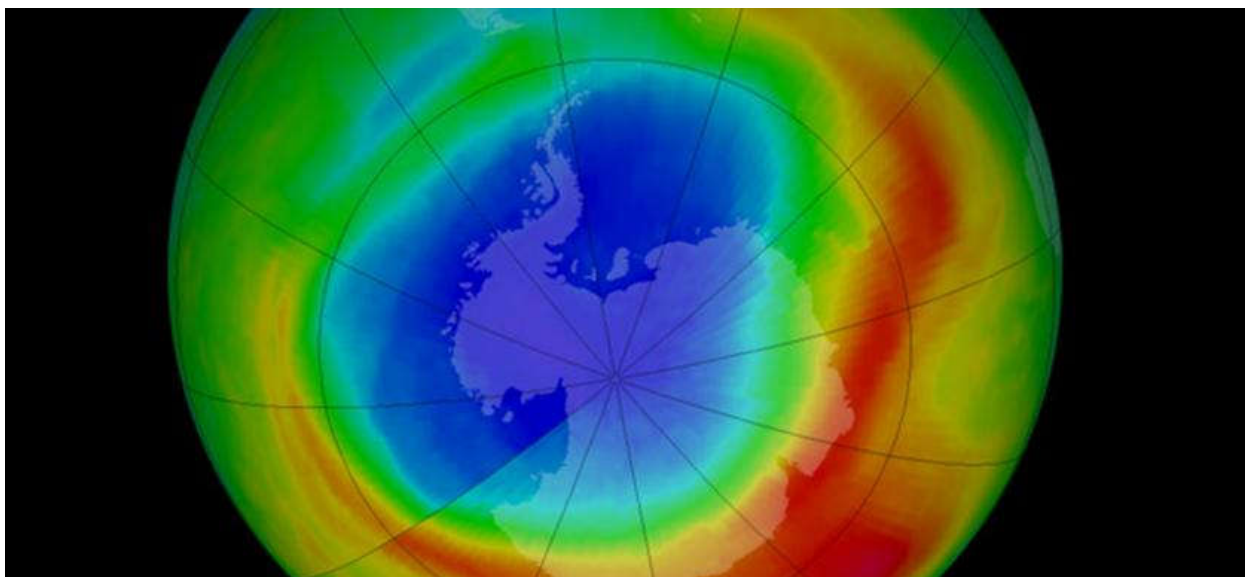
A finales de los años 70 se descubrió que la capa de ozono estaba desapareciendo sobre la Antártida, lo que se conoce como agujero de ozono, producido por los compuestos clorofluorcarbonados, sustancias que se emplean como refrigerantes en neveras y aparatos de aire acondicionado y como propelentes en sprays. Liberados en la atmósfera destruyen el ozono, convirtiéndolo en oxígeno normal que no detiene los rayos ultravioletas. Al no tomarse medidas adecuadas, el agujero en la capa de ozono sobre la Antártida no sólo aumenta cada día, sino que ha aparecido otro sobre el Ártico, los países escandinavos y Norteamérica.

En 1987, representantes de 43 naciones firmaron el Protocolo de Montreal. Se comprometieron a mantener los niveles de producción de CFC de 1986, y a reducirlos en un 50% en 1999. Pero al irse acumulando más evidencia científica sobre el origen humano de la disminución del ozono, se hizo necesario un nuevo acuerdo, que se firmó en 1990 en Londres. Los participantes se comprometían a eliminar totalmente los CFC en el año 2000. Sólo se permitía un pequeño porcentaje marcado como de uso esencial, como los inhaladores para casos de asma. Una nueva reunión en 1992 en Copenhague adelantó la fecha de eliminación al año 1996.

En gran proporción los CFC fueron sustituidos por hidroclorofluorocarburos (HCFC). Estos últimos no suponen una amenaza para la capa de ozono, pero sí son gases que potencian el efecto invernadero.

Como propuesta curiosa, en 1989 el físico italiano Antonino Zichichi llegó a proponer lanzar misiles repletos de ozono para taponar el agujero de la Antártida.

Aunque las medidas asociadas al protocolo de Montreal han reducido las emisiones de CFC, el efecto de esta reducción sobre el agujero de ozono aún no es estadísticamente significativo. Un trabajo de Newman et al en 2006 preveía que la recuperación total no se produjese hasta el año 2050, y que una recuperación parcial estadísticamente detectable no se daría hasta el año 2024.



Este es el aspecto actual del agujero de Ozono. Y aunque parece que hay una disminución con respecto a años anteriores, no debemos de olvidarnos de él.

Hay una incertidumbre relativa a estos resultados: proviene del calentamiento global causado por el CO₂, que al calentar la estratosfera podría conducir a un incremento de la disminución de la capa de ozono y de la frecuencia de aparición de agujeros.