



Secretaría de Educación de Medellín  
Institución Educativa Fe y Alegría Aures  
“Educar para la vida con dulzura y firmeza”



Guía de trabajo en casa 2021

<b>Área:</b> Ciencias Naturales y Educación Ambiental	<b>Asignatura:</b> Química	<b>Grado:</b> 9°	<b>Intensidad Horaria:</b> 1h/semana
<b>Profesor:</b> Edilberto Rodas Cardona	<b>Año:</b> 2021	<b>Periodo:</b> 3	<b>Semanas:</b> 01 a 10
<b>Entorno:</b> Químico	<b>Procesos</b> químicos: organización de los elementos químicos.		

**Fecha**

Tercer periodo académico, según se programa institucionalmente (entregar hasta la quinta semana).

**Contenidos de Aprendizaje (Temas)**

- La organización de la tabla periódica.
- Las propiedades de los elementos químicos (químicas y físicas).
- Explicar las reacciones químicas.
- Clases de reacciones químicas.

**Indicador de logro**

- Explica el desarrollo de modelos de organización de los elementos químicos. DBA 2.
- Usa la tabla periódica para determinar propiedades químicas y físicas de los elementos. DBA 2, 3
- Analiza si la información que ha obtenido es suficiente para contestar sus preguntas o sustentar sus explicaciones.
- Cumple con las consultas y/o tareas asignadas.
- Resuelve el taller y actividades que se asignan en clase.

**Actividades y Recursos**

Para realizar sus productos académicos, como los **contenidos temáticos (talleres)**, los diferentes **tipos de preguntas**, sus preguntas de **investigación**, **exposiciones** y ampliar la información sobre los contenidos temáticos, los estudiantes deben **usar la biblioteca que tengan disponible**, sus **textos** y **computador si lo tienen**, las explicaciones y orientaciones del docente en clases virtuales, los **correos** que el profesor envía con la información necesaria para que resuelvan sus trabajos, los encuentros en Hangouts, Meet y Zoom, más la **plataforma Moodle**.

Los registros de los contenidos, las preguntas y los avances del proyecto de investigación se elaboran **a mano** y en el **cuaderno de Química**, pues **leer y escribir** le permite disfrutar de sus propios logros y aprender de sus equivocaciones. Se pretende, además, orientar hacia el uso adecuado del vocabulario, tanto en la expresión oral como en la escrita, por este motivo escribir o hablar con coherencia permite una mejor comunicación, pues se evitan repeticiones mecánicas que no permiten comprender, interpretar, valorar, crear ni enjuiciar los conocimientos.

Recuerde elaborar y presentar mínimo 20 preguntas con Tipo I, IV, y abiertas, como ya se le ha enseñado a hacerlas (ver metodología) y continuar con su **proyecto de investigación en su hogar**.

Lea con atención el documento, y consulte para **ampliar** los aspectos, ejemplos e ilustraciones que no estén contenidas aquí. Recuerde consignar los **conceptos** con las **ilustraciones** (lámina, dibujo, diagrama, esquema, fotografía o fotocopia) con su respectivo pie de foto, es decir, explicando que quiere representar con dicha ilustración.

**Tabla Periódica y reacciones químicas.**

Antes de 1800, se pensaba que la materia era continua, es decir que podía ser dividida en infinitas partes más pequeñas sin cambiar la naturaleza del elemento. Sin embargo, alrededor de 1803 ganó aceptación la teoría de un científico inglés llamado *John Dalton* (1766-1844).

Al dividir una muestra de cobre en trozos cada vez más pequeños, finalmente se encuentra una unidad básica que no puede ser dividida sin cambiar la naturaleza del elemento. Esta unidad básica se llama Átomo. **Un átomo es la partícula más pequeña que puede existir de un elemento conservando las propiedades de dicho elemento.**

Número Atómico y Número Másico.

### **Número Atómico**

Químicamente se define **el número atómico como la cantidad de protones existente en el núcleo de un átomo determinado, se representa por (Z)**. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico.

El número atómico es el número de orden de los elementos en la tabla periódica; así tenemos que el elemento químico más sencillo, el hidrógeno, tiene como número atómico  $Z=1$ ; es decir, posee 1 protón y 1 electrón, el helio tiene como número atómico  $Z=2$ ; es decir, posee 2 protones y 2 electrones, el hierro tiene como número atómico  $Z=26$ , lo que equivale a 26 protones y 26 electrones. Por lo tanto, en un átomo neutro, el número de protones (Z) es igual al número de electrones.

### **Número másico**

El número másico **es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento y se representa con la letra (A)**. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen protones y neutrones.

El número de masa está dado por:

$$\begin{aligned} \text{Número de masas} &= \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ &= \text{número atómico} + \text{número de neutrones.} \end{aligned}$$

$A = Z + n^0$ . Para encontrar el número de neutrones de un átomo, se despeja de la ecuación anterior:  $n^0 = A - Z$

### **Peso Atómico y Peso molecular**

La masa atómica (peso atómico) es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (**uma**). Una unidad de masa atómica se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12.

Al fijar la masa del carbono-12 como 12 uma se tiene el átomo que se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos. Por ejemplo, ciertos experimentos han demostrado que en promedio un átomo de hidrógeno tiene solo 8.400% de la masa del átomo del carbono-12; de modo que si la masa de un átomo de un carbono-12 es exactamente 12 uma, la masa atómica del hidrógeno debe ser  $0.084 \times 12$  uma, es decir, 1.008 uma.

La masa atómica es la masa de un solo átomo y se expresa en unidades de masa atómica (u), mientras que el átomo-gramo es la masa de un mol de átomos y se expresa en gramos.

Así tenemos que para el átomo de Oxígeno (O): O = 16 uma (1 sólo átomo), O = 16 gramos (varios átomos)

### **Masa atómica promedio**

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)
Cl-35	34.9688	75.77
Cl-37	36.9659	24.23

La masa atómica que aparece en la tabla periódica para un elemento es en realidad un promedio de las masas de todos los isótopos naturales de ese

elemento, la mayor parte de los elementos tienen varios isótopos que se encuentran en la naturaleza. Ejemplo: Para los dos isótopos de cloro (Cl) tenemos:

### **Tabla Periódica y Periodicidad**

¿Por qué determinados elementos tienen propiedades semejantes? Esta pregunta se puede contestar con la moderna teoría atómica en función de las estructuras electrónicas.

Elementos diferentes cuyos átomos tienen estructuras electrónicas semejantes en sus capas externas o niveles de valencia tienen muchas propiedades químicas en común. Esta idea que relaciona la semejanza en las estructuras con la semejanza en las propiedades es la base de la ley **periódica** que trataremos en este apartado.

### Configuraciones Electrónicas

Como ya lo sabes, los científicos en su afán de explicar el comportamiento de la materia, han postulado diversas teorías y modelos atómicos (Demócrito, Demócrito, Modelo de Thomson, Modelo atómico de Rutherford, Modelo atómico de Bohr). En la mecánica cuántica, la distribución electrónica de un átomo multielectrónico se explica mediante una combinación de **cuatro números cuánticos**, que indican el nivel, el subnivel, la forma orbital y el giro del electrón.

**Número cuántico principal,  $n$ :** corresponde a los diferentes **niveles de energía** permitidos o niveles cuánticos, introducidos por Bohr. Los valores que toma  $n$ , en orden creciente de energía, son 1, 2, 3, 4,...7 (los números verticales en el lado izquierdo de la tabla periódica). En algunos casos también se denotan como capas *K, L, M, N, etc.*

Valor de $n$	1	2	3	4	...
Nivel o capa	K	L	M	N	...

**Número cuántico secundario o azimutal,  $l$ .** Designa **el número de subniveles o subcapas en que se divide un nivel e indica la forma de los orbitales** en cada uno de ellos. El número de subniveles en un nivel es igual al número del nivel, así para  $n = 1$ , un subnivel, para  $n = 2$ , dos subniveles, para  $n = 3$ , tres subniveles, etc. Los valores que toma " $l$ " dependen del valor de  $n$ . Estos valores vienen dados por la serie:  $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1)$

Los valores de  $l$  en general, se designan por las letras: **s, p, d, f,...**

Valor de $l$	0	1	2	3	4	5	...
Tipo de subnivel u orbital	s	p	d	f	g	h	...

Por ejemplo, para  $n = 3$ , hay 3 subniveles: 3s, 3p, y 3d; para  $n = 4$ , hay 4 subniveles: 4s, 4p, 4d y 4f.

Subniveles	Nº orbitales	Nº de electrones
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

El **número de orbitales en un subnivel** viene dado por la fórmula  $2l + 1$  y en cada orbital solo puede haber un máximo de 2 electrones, de modo que el número de electrones en cada uno de los niveles o capas corresponde a  $2(2l + 1)$  como se muestra a continuación, para el nivel  $n = 4$ .

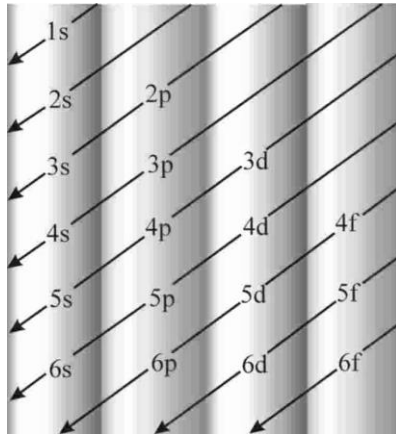
### Energía de los orbitales

Los electrones ocupan los orbitales a partir del de menor energía. El orden exacto de llenado de los orbitales se estableció experimentalmente, mediante estudios espectroscópicos y magnéticos, y es el orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas a los elementos. El orden establecido es:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

Para recordar este orden más fácilmente se puede utilizar el diagrama siguiente (diagrama de Aufbau), en donde la entrada de las flechas indica el orden de colocación de los electrones en los orbitales. Cuando finaliza una flecha se regresa e inicia la siguiente.

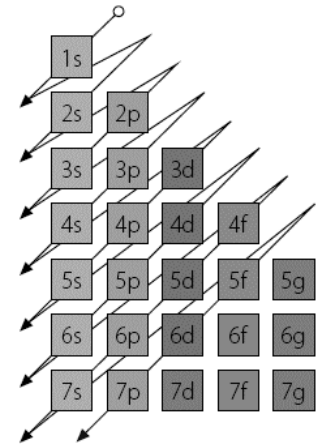
### El principio de aufbau o de construcción



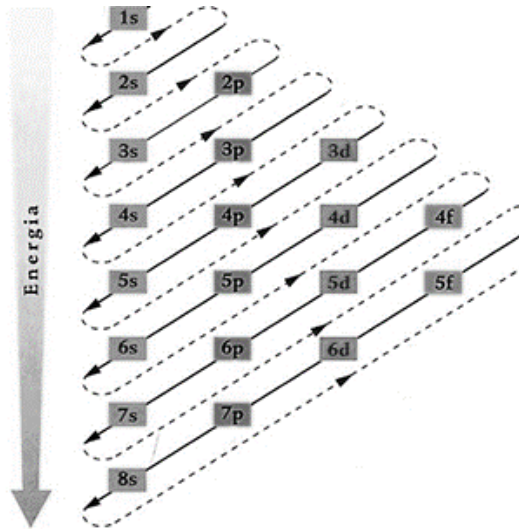
Para escribir las configuraciones electrónicas utilizaremos **el principio aufbau**. *Aufbau* es una palabra alemana que significa "construcción progresiva"; utilizaremos este método para asignar las configuraciones electrónicas a los elementos por orden de su número atómico creciente. Por ejemplo, se quiere saber la configuración electrónica del **vanadio** ( $Z=23$ ), con el **diagrama de aufbau**, obtendríamos:

Llenado de orbitales:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$  ( $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 3 = 23$ )

En la práctica, para simplificar la notación, los niveles de energía completos se indican con referencia al **gas noble** correspondiente (el de número atómico inmediatamente menor) al que se añade la distribución de electrones en el nivel no completo (capa de valencia). En el caso del vanadio:



Gas noble precedente:  $_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   
 Configuración electrónica del vanadio:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$



### Clasificación de los Elementos

Desde comienzos del siglo XIX, los científicos han agrupado los elementos químicos en tablas, ordenadas en función de sus propiedades. Fruto de estos trabajos es la tabla periódica, tal como la conocemos y utilizamos hoy. La tabla consta de 18 columnas, donde los elementos ocupan sus lugares atendiendo al orden creciente del número atómico  $Z$ . Los metales están separados de los no metales, *los gases nobles ocupan el final de cada periodo* y las tierras raras (lantánidos y actínidos) están fuera de la tabla en dos filas de 14 elementos cada una.

#### Primeras clasificaciones:

Los científicos ven la necesidad de clasificar los elementos de alguna manera que permita su estudio más sistematizado. Para ello se tomaron como base las similitudes químicas y físicas de los elementos. Estos son algunos de los científicos que consolidaron la actual ley periódica:

**Johann W. Dobeneiner:** Hace su clasificación en grupos de tres elementos con propiedades químicas similares, llamados **triadas**.

**John Newlands:** Organiza los elementos en grupos de ocho **octavas**, en orden ascendente de sus pesos atómicos y encuentra que en cada octavo elemento existía repetición o similitud entre las propiedades químicas de algunos de ellos.

**Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer:** Clasifican los elementos en orden ascendente de los pesos atómicos. Estos se distribuyen en ocho grupos, de tal manera que aquellos de propiedades similares quedaban ubicados en el mismo grupo.

#### Tabla periódica actual

En 1913 **Henry Moseley** basándose en experimentos con rayos x determinó los números atómicos de los elementos y con éstos creó una nueva organización para los elementos descubiertos, basada en la actual **"Ley periódica"**.

Esta ley establece que: **"Las propiedades químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos"**

Esto significa que cuando se ordenan los elementos en forma ascendente de sus números atómicos, aparecen grupos de ellos con propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían periódicamente.

### Estructura de la tabla periódica

Nº del período	Nº de elementos
1	2
2	8
3	8
4	18
5	18
6	32
7	32

La tabla periódica consta de 7 filas horizontales llamadas **períodos**, numerados del 1 al 7, y de 18 columnas verticales llamadas **grupos o familias**, numerados, según la IUPAC del 1 al 18 y de manera convencional, por números romanos de IA a VIIIA y de IB a VIIIB. En los **períodos**, los elementos están ubicados en orden creciente de su número atómico, de modo que cada elemento se diferencia del anterior por un electrón, denominado *electrón diferenciante o diferenciador*. El número de elementos en los períodos, coincide con el

número de electrones en los niveles de energía, así.

- Transición interna (tierras raras): 14 elementos en series **Lantánida y Actínida**.

Grupos

		1	2	Elementos de transición										13	14	15	16	17	18
Períodos	1	H	He											B	C	N	O	F	Ne
	2	Li	Be																
	3	Na	Mg																
	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
		Lantánida		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
		Actínida		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

"Tierras raras"

**Grupos o familias**, están integrados por elementos con propiedades similares, ya que presentan la misma configuración de la capa externa. Además de esta ordenación, es frecuente referirse a cuatro bloques denominados **s**, **p**, **d** y **f**, según sea el **orbital** ocupado por el electrón diferenciante (último que se coloca en la estructura).

- El **bloque s**, está formado por los elementos de los grupos **IA y IIA (1 y 2)**. Los elementos del grupo IA, los metales **alcalinos**, tienen **configuración electrónica ns<sup>1</sup>**. Los metales **alcalinotérreos**, situados en el grupo IIA, tienen configuración **ns<sup>2</sup>**.

El **bloque p**, lo forman los grupos del **IIIA al VIIIA (13-18, según la IUPAC)** que tienen sus **electrones de valencia** en los orbitales p. Inicia con el grupo IIIA (13) que tiene configuración externa **ns<sup>2</sup>np<sup>1</sup>** y finaliza con los elementos del grupo VIIIA (18), llamados **gases nobles**, que tienen la capa de valencia completa, siendo su configuración electrónica **ns<sup>2</sup>np<sup>6</sup>** (con excepción del He, 2s<sup>2</sup>).

Los elementos de estos dos bloques se conocen como **elementos representativos**, debido a la regularidad de sus propiedades químicas. Estos grupos reciben nombres particulares así:

- Los elementos del **bloque d**, denominados **elementos de transición**, están en el centro de la tabla, ocupando los grupos del **IIIB al IB (3-12, según la IUPAC)**. Los electrones externos ocupan los orbitales **d** correspondientes al nivel (n-1)d. Las configuraciones varían desde **(n-1)d<sup>1</sup>ns<sup>2</sup>** en el grupo IIIB (3), hasta **(n-1)d<sup>10</sup>ns<sup>2</sup>** en el grupo IB (12).

• El **bloque f** comprende los *elementos de transición interna*. Están formados por dos series de 14 elementos cada una: Los **lantánidos** y los **actínidos**. En éstos su electrón diferenciante está ocupando orbitales f del nivel (n-2). La configuración electrónica, con algunas excepciones, puede escribirse de forma general como  $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^1ns^2$ , tomando n un valor de 6 para los lantánidos y 7 para los actínidos. Estos están colocados de manera convencional, en la parte inferior de la tabla.

Grupo	Nombre	Configuración
IA	Metales	$ns^1$
IIA	Alcalino térreos	$ns^2$
IIIA	Térreos	$ns^2np^1$
IVA	Carbonoides	$ns^2np^2$
VA	Nitrogenoides	$ns^2np^3$
VIA	Anfígenos	$ns^2np^4$
VIIA	Halógenos	$ns^2np^5$
VIIIA	Gases nobles	$ns^2np^6$

### **Clasificación en metales, no metales y semimetales.**

El *carácter metálico* se define como *la capacidad de un átomo para ceder electrones y convertirse en catión*, es decir, a cargarse positivamente.

El *carácter no metálico* se refiere a la *tendencia de los átomos para ganar electrones y convertirse en aniones*, es decir a cargarse negativamente.

En la tabla periódica, una línea diagonal quebrada ubica al lado izquierdo a los metales y al lado derecho a los no metales. Aquellos elementos que se encuentran a los lados de la diagonal presentan propiedades de metales y no metales; reciben el nombre de *semimetales* o *metaloideos*. (Ver su tabla periódica).

### **Variación de las Propiedades periódicas:**

Algunas propiedades de los elementos varían regularmente en función de su configuración electrónica, esto es, de su posición en la tabla periódica. Por eso se denominan **propiedades atómicas periódicas**. Se presentan a continuación las más importantes para la química.

#### Propiedades Periódicas de los Elementos

#### • **Radio atómico:**

Es una medida del tamaño del átomo. Se define como **la mitad de la distancia existente entre los centros de dos átomos que están en contacto en un compuesto**. Aumenta en los periodos de arriba hacia abajo y disminuye con los grupos de derecha a izquierda.

#### • **Radio iónico:**

El radio iónico es el radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano. Podemos considerar dos casos:

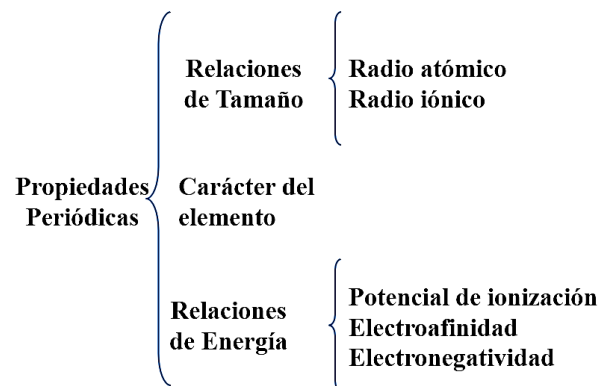
#### **1. Que el elemento gane electrones.**

El electrón o electrones ganados se colocan en los orbitales vacíos, transformando el átomo en un anión o ion negativo. **La ganancia de electrones por un átomo no metálico aislado es acompañada por un aumento de tamaño.**

Por ejemplo, los halógenos, situados en el grupo VIIA (17), presentan una configuración electrónica en su último nivel, igual a  $ns^2np^5$ , por tanto, pueden acercar un electrón a su último nivel para adquirir la configuración electrónica de un gas noble,  $ns^2np^6$  con lo que el elemento gana estabilidad y se transforma en un anión (ion con carga negativa).

Al comparar **el valor del radio atómico de cualquier elemento con el de su anión, éste es siempre mayor**, debido a que la carga nuclear es constante en ambos casos, mientras que el número de electrones del ion es mayor. Esto produce un aumento de la repulsión electrónica y una disminución de la atracción por el núcleo y por tanto se produce un aumento de tamaño.

#### **2. Que el elemento pierda electrones.**



Generalmente se pierden los electrones de valencia y el elemento se transforma en un catión. *La pérdida de electrones por un átomo metálico aislado implica una disminución de su tamaño.*

Por ejemplo, los metales alcalinotérreos (grupo IIA) presentan una configuración electrónica en su último nivel igual a  $ns^2$ . Cuando pierden estos dos electrones externos adquieren la configuración electrónica del gas noble que les precede en la tabla periódica, aumentando su estabilidad y transformándose en un catión con dos cargas positivas ( $Mg^{+2}$ ,  $Ca^{+2}$ ,  $Ba^{+2}$ , etc.).

El valor *del radio atómico del elemento es siempre mayor que el del correspondiente catión*, ya que éste ha perdido todos los electrones de su capa de valencia y su radio efectivo es ahora el del orbital  $n-1$ , que es menor.

Podemos generalizar diciendo que *los iones cargados negativamente (aniones) son siempre mayores que sus correspondientes átomos neutros, aumentando su tamaño con la carga negativa; los iones positivos (cationes), sin embargo, son siempre menores que los átomos de los que derivan, disminuyendo su tamaño al aumentar la carga positiva.*

Entre los iones con igual número de electrones (isoelectrónicos) tiene mayor radio el de menor número atómico, pues la fuerza atractiva del núcleo, hacia los electrones externos es menor, al ser menor su carga.

#### • **Energía de ionización:**

La facilidad con la que se puede separar un electrón de un átomo se mide por su energía de ionización, que se define como *la energía mínima necesaria para separar un electrón del átomo en fase gaseosa*:  $A_{(g)} \rightarrow A^{+}_{(g)} + e^{-}_{(g)} \Delta H = I_1$

La primera energía de ionización,  $I_1$ , es la que se requiere para arrancar el electrón más débilmente unido al átomo neutro en estado gaseoso; la segunda energía de ionización,  $I_2$ , corresponde a la ionización del catión resultante, y así sucesivamente. Las energías de ionización se expresan en electrones-voltios (eV), donde 1 eV es la energía que adquiere un electrón cuando atraviesa una diferencia de potencial de 1V. 1eV equivale a 96,487 kJ/mol.

Las primeras energías de ionización varían sistemáticamente a lo largo de la tabla periódica. En general, **la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo y disminuye al descender en un grupo**. Las energías de ionización también se pueden correlacionar con el radio atómico, de manera que **elementos que tienen pequeños radios atómicos generalmente poseen elevadas energías de ionización**, debido a que, por la corta distancia entre el núcleo y los electrones externos, existe fuerte atracción electrostática entre el núcleo y la corteza de electrones.

#### • **Afinidad electrónica:**

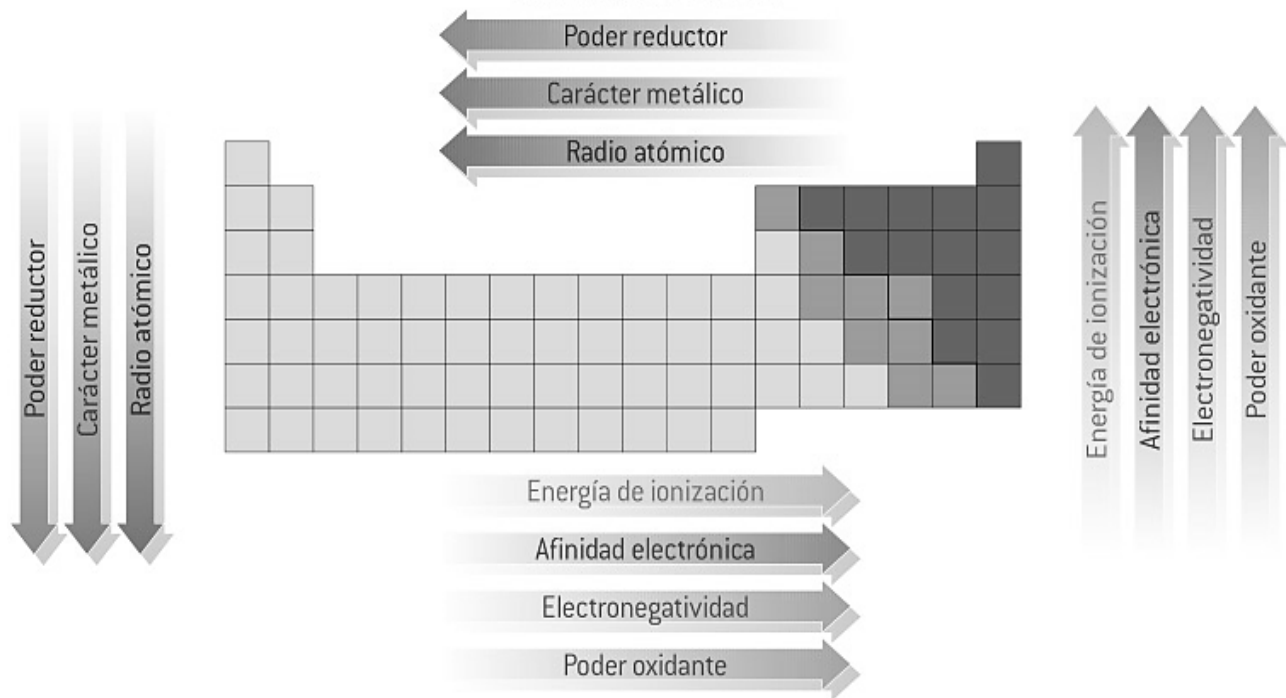
La **afinidad electrónica** (AE) de un elemento es la energía interna intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, capta un electrón y se convierte en un ion negativo.  $X_{(g)} + 1e^{-}_{(g)}$

En la tabla periódica, la afinidad electrónica AE, incrementa de izquierda a derecha en los períodos y de abajo hacia arriba en los grupos. Los valores experimentales expresados en kJ / mol, aparecen en la tabla periódica.

#### • **Electronegatividad:**

Se define la **electronegatividad** (EN) de un elemento como la capacidad relativa de un átomo de ese elemento para atraer electrones hacia sí, cuando forma parte de un enlace químico. La EN aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba en la tabla periódica.

La electronegatividad es muy importante, porque mediante la diferencia de electronegatividad entre dos átomos combinados se puede predecir el tipo de enlace que se forma.



los elementos situados en los grupos de IA a VIIIA, guardan bastante regularidad en sus propiedades, de ahí su nombre. Algunos de estos grupos reciben nombres particulares, debido a sus propiedades o a las de sus compuestos. Ejemplo los elementos del **grupo IA**, son llamados **metales alcalinos**, porque forman óxidos alcalinos, en menor grado los del **IIA**, llamados **alcalino térreos**; a los elementos del grupo **VIIA** se les llama **halógenos que significa formadores de sales**, etc.

### Reacciones Químicas

#### a) Escritura de una Reacciones Químicas

*Reacciones Químicas* son los procesos en el que un conjunto de sustancias llamados, **reactivos**, se transforman en un nuevo conjunto de sustancias llamados **productos**.

Una *reacción química* es el proceso mediante el cual tiene lugar una transformación química. En muchos casos no sucede nada cuando se mezclan las sustancias, estas mantienen su composición original y sus propiedades.

Se necesita una evidencia experimental antes de afirmar que ha tenido lugar una reacción. Esta evidencia puede ser un cambio en las **propiedades físicas** como: un cambio de color, la formación de un sólido, el desprendimiento de un gas, el desprendimiento o absorción de calor.

Para representar las reacciones químicas, se utilizan las ecuaciones Químicas. Las **ecuaciones químicas** son expresiones abreviadas que nos informan acerca de las reacciones químicas y dan los medios necesarios para:

- 1) Resumir la reacción
- 2) Determinar las sustancias que reaccionan
- 3) Predecir los productos que se forman
- 4) Indicar las cantidades de todas las sustancias que participan en la reacción.

Utilizaremos ecuaciones netas, esto es, que solo especifican las sustancias iniciales y finales de la reacción. Durante una reacción química, los átomos, moléculas o iones interaccionan y se reordenan entre sí para formar los productos. Durante este proceso se rompen enlaces químicos y se forman nuevos enlaces.



Una **ecuación química** es la representación escrita de un cambio o reacción de naturaleza química. Muestra el rearrreglo de los átomos que están implicados.

Una **ecuación verbal** enuncia con palabras en forma de ecuación las sustancias que participan en una reacción: por ejemplo, cuando se calienta el óxido de mercurio (II), se descompone formando mercurio y oxígeno. La ecuación verbal para esta descomposición es:

Oxido de mercurio (II) + Calor → Mercurio + Oxígenos

La ecuación química, con símbolos y fórmulas es el método más usado para escribir la descomposición del óxido de mercurio (II):  $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

Esta ecuación da toda la información de la ecuación verbal, y además las fórmulas, la composición, las cantidades relativas de todas las sustancias involucradas en la reacción.

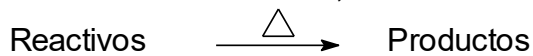
Para que una **ecuación química** sea válida debe satisfacer **tres condiciones**:

- Primera es que esté de acuerdo con los hechos experimentales, esto es, ha de comprobarse que se forman sustancias y desaparecen otras.
- Segunda condición es que se cumpla la conservación de la masa, ya que la materia no se destruye, así debe expresarlo la ecuación, y si un átomo desaparece de una sustancia, ha de aparecer en otra.
- La tercera se refiere a la conservación de la carga eléctrica; puesto que no es posible destruir cargas.

Las condiciones segunda y tercera se expresan diciendo que la ecuación ha de estar equilibrada o ajustada, es decir, ha de tener el mismo número de átomos de cada clase y la misma carga eléctrica neta en ambos miembros.

### **Cómo escribir las Ecuaciones Químicas**

- 1) Los reactivos se separan de los productos con una flecha que indica el sentido de la reacción. Una doble flecha indica que la reacción se efectúa en ambas direcciones y establece un equilibrio entre reactivos y productos.
- 2) Reactivos se colocan a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha.
- 3) Las condiciones para efectuar la reacción, se colocan arriba o debajo de la flecha:



Símbolo delta  $\Delta$  colocada sobre la flecha indica que se suministra calor a la reacción.

- 4) Se colocan coeficientes (números enteros) frente a los símbolos de las sustancias. Ejemplo  $2 \text{H}_2\text{O}$ , para equilibrar o balancear la ecuación, e indicar el número de unidades fórmulas (átomos, moléculas, moles, iones) de cada sustancia que reacciona o que se produce. Cuando no se indica número alguno, se sobreentiende que se trata de una unidad fórmula.
- 5) El estado físico de las sustancias se indica mediante los siguientes símbolos: s para el estado sólido, l para el estado líquido, g para el estado gaseoso y ac para sustancias en solución acuosa.

### **b) Balanceo de Ecuaciones**

Para representar las relaciones cuantitativas de una reacción, la ecuación debe estar balanceada. Una ecuación balanceada contiene el mismo número de cada tipo de átomo en cada uno de sus lados. La ecuación balanceada, por lo tanto, obedece a la **ley de la conservación de la masa**.

El método de balancear una ecuación es ajustar el número de átomos de cada elemento, para que sea el mismo a cada lado de la ecuación:

### **Procedimiento General:**

- 1) **Identificar la reacción para la que se escribe la ecuación.** Ejemplo: Óxido de mercurio (II) se descompone dando mercurio y oxígeno
- 2) **Escribir la reacción no balanceada,** asegurarse de que la fórmula de cada sustancia sea correcta y de que se escriban los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha:  $\text{HgO(s)} \rightarrow \text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$

Se deben conocer o comprobar las fórmulas para asegurarse de que sean correctos, consultando la tabla periódica, número de oxidación, lista de iones, etc.

### 3) **Emplear los siguientes pasos cuando sea necesario:**

- **Contar y comparar el número de átomos** de cada elemento a cada lado de la ecuación, y determinar los que se deben balancear.
- **Balancear cada elemento, uno por uno,** colocando números enteros, frente a las fórmulas. Un coeficiente colocado antes de una fórmula multiplica a cada uno de los átomos. Por ejemplo:  $2\text{H}_2\text{SO}_4$  significa que hay 2 moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y también significa que hay 4 átomos de H, 2 átomos de S y 8 átomos de O.

### **Primer ejemplo:**

Escribir la ecuación balanceada que se lleva a cabo cuando el Magnesio metálico se quema al aire para producir Óxido de Magnesio:

#### 1) **Ecuación verbal**

Magnesio + Oxígeno  $\rightarrow$  Óxido de Magnesio

#### 2) **Esqueleto de la Ecuación**

$\text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{MgO(s)}$  (no balanceada)

#### 3) **Balanceo:**

- El oxígeno no está balanceado, en el lado izquierdo aparecen 2 átomos y en el lado derecho solo uno.
- Se coloca el coeficiente 2 antes de MgO  
 $\text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{MgO(s)}$  (no balanceada)
- Ahora es el Mg el que no está balanceado. Un átomo de Mg aparece en el lado izquierdo y dos al lado derecho. Coloquemos un dos antes del Mg.  
 $2 \text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{MgO(s)}$  (Balanceada)
- Comprobación: Cada lado tiene dos átomos de Mg y dos átomos de oxígeno.

### **Segundo ejemplo:**

Al calentar clorato de potasio se forma oxígeno y cloruro de potasio. Escribir una ecuación balanceada para esta reacción.

#### 1) **Ecuación verbal**

Clorato de Potasio  $\xrightarrow{\Delta}$  Cloruro de Potasio + Oxígeno

#### 2) **Esqueleto de la ecuación**

$\text{KClO}_3\text{(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{KCl(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$  (no balanceada)

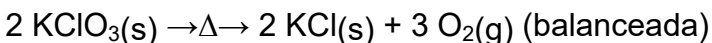
#### 3) **Balanceo**

- **El oxígeno está no balanceado** (tres átomos de O a la izquierda y dos al lado derecho)
- **¿Cuántos átomos de oxígeno se necesitan?**

Los subíndices del oxígeno (3 y 2) en el  $\text{KClO}_3$  y el  $\text{O}_2$  tienen un mínimo común múltiplo de 6. Por lo tanto, los coeficientes del  $\text{KClO}_3$  y del  $\text{O}_2$  necesitan dar seis átomos de oxígeno a cada lado. Coloquemos un 2 antes del  $\text{KClO}_3$  y un 3 antes del  $\text{O}_2$  para dar seis átomos de O a cada lado.

$2 \text{KClO}_3\text{(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{KCl(s)} + 3 \text{O}_2\text{(g)}$  (no balanceada)

Ahora no están balanceados el K y el Cl. Coloquemos un dos antes del KCl, con lo cual se equilibran al mismo tiempo tanto el K como el Cl.



• **Comprobación: Cada lado tiene ahora:**

Dos átomos de K, dos átomos de Cl y seis átomos de O

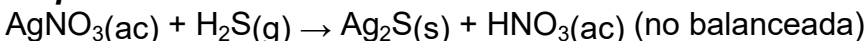
**Tercer ejemplo:**

Balancear la siguiente reacción cuando el nitrato de plata reacciona con el sulfuro de hidrogeno.

**1) Ecuación verbal**

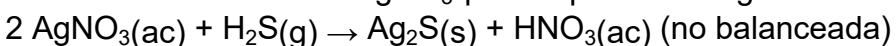
Nitrato de Plata + Sulfuro de Hidrógeno → Sulfuro de Plata+ Ácido Nítrico.

**2) Esqueleto de la Ecuación**

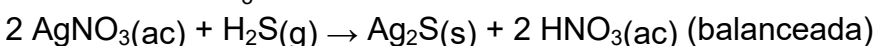


**3) Balanceo**

- La Ag y el H están no balanceados
- Colocar un dos frente al  $\text{AgNO}_3$  para Equilibrar la Ag



Todavía no están equilibrados el H, N y el O. Se balancearán colocando un 2 delante del  $\text{HNO}_3$ .



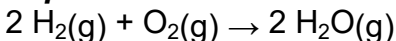
- Comprobación: cada lado tiene dos átomos de Ag, dos de H y uno de S; también cada lado tiene dos átomos de N y seis átomos de O.

**Interpretación de una Ecuación Química**

Una fórmula puede tener diferentes significados. Los significados se refieren ya sea a una entidad química individual: átomo, ion, molécula o unidad fórmula, o a un mol de dicha entidad. Por ejemplo, la fórmula  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , se puede utilizar para indicar todo lo siguiente:

1. 2 átomos de H y un átomo de O
2. una molécula de agua
3. un mol de agua
4.  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas de agua
5. una masa molar de agua
6. 18.0 g de agua
7. 22.4 L de agua (1 mol = 22.4 L a TPN)

**Ejemplo:** En la reacción de Hidrógeno y Oxígeno para producir agua.



2 moléculas de  $\text{H}_2$ , 1 molécula de  $\text{O}_2$ , 2 moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

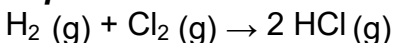
2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ , 1 mol de  $\text{O}_2$ , 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

44.8 L de  $\text{H}_2\text{O}$ , 22.4 L de  $\text{O}_2$ , 44.8 L de  $\text{H}_2\text{O}$

Como se indicó antes, **una ecuación química es una descripción abreviada escrita de una reacción química**. La interpretación de la ecuación balanceada nos indica la siguiente información:

1. Cuáles son los reactivos y productos
2. Las fórmulas de los reactivos y de los Productos
3. El número de moléculas o unidades fórmulas de reactivos y productos.
4. El número de átomos de cada elemento
5. El número de masas molares de cada una de las sustancias
6. El número de moles de cada sustancia
7. El número de gramos de cada sustancia
8. El número de litros de cada mol de sustancia gaseosa

**Ejemplo:** Consideremos la ecuación:



El gas hidrógeno reacciona con el gas cloro produciendo cloruro de hidrógeno, también gas. La información se puede expresar sobre la cantidad relativa de cada sustancia:  $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl} (\text{g})$

### c) Tipos de Reacciones Químicas

- 1) Reacciones de Combinación o Síntesis
- 2) Reacciones de Descomposición
- 3) Reacciones de Desplazamiento sencillo
- 4) Reacciones de Doble desplazamiento o Metátesis

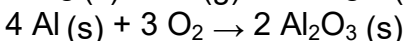
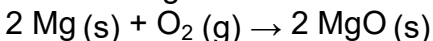
#### **Reacciones de Combinación**

En una reacción de Combinación, dos reactivos se combinan para dar un producto:

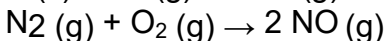
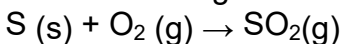
Ecuación general:  $A + B \rightarrow AB$

A y B son elementos o compuesto y AB es un compuesto. Ejemplos:

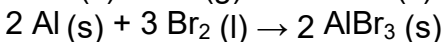
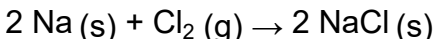
a) Metal + oxígeno  $\rightarrow$  óxido básico



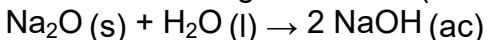
b) No metal + oxígeno  $\rightarrow$  óxido ácido



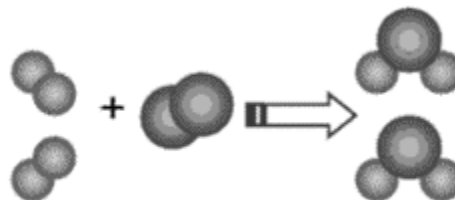
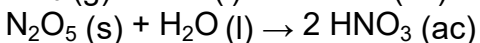
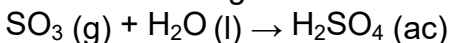
c) Metal + No metal  $\rightarrow$  Sal



d) óxido básico + agua  $\rightarrow$  base (hidróxido)



e) Óxido ácido + agua  $\rightarrow$  Ácido oxácido (oxiácido)

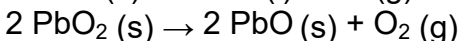
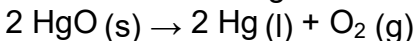


#### **Reacciones de Descomposición**

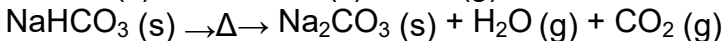
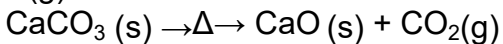
En esta reacción una sustancia única se descompone o parte para dar dos ó más sustancias distintas. El reactivo inicial debe ser un compuesto, y los productos pueden ser elementos o compuestos:

Ecuación General:  $AB \rightarrow A + B$ . Algunas reacciones caen dentro de esta categoría:

a) Óxidos básicos: Algunos óxidos se descomponen para dar el metal libre más oxígeno:



b) Los carbonatos y los bicarbonatos se descomponen al calentarlos para producir  $\text{CO}_2 (\text{g})$



### **Reacciones de Desplazamiento sencillo:**

En una reacción de Desplazamiento sencillo un elemento reacciona con un compuesto para ocupar el lugar de uno de los elementos de ese compuesto. Se forma un elemento diferente y un compuesto diferente. Ecuación General:



En la primera ecuación A es un metal, reemplaza a B para formar AC, siempre que A sea metal más reactivo que B (carácter metálico).

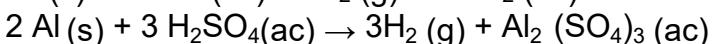
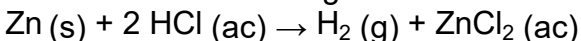
Si A es un Halógeno, reemplaza a C para formar BA, siempre que A sea halógeno más electronegativo que C.

Serie de actividad: de algunos metales y halógenos. Serie de mayor a menor reactividad química:

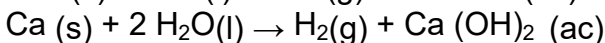
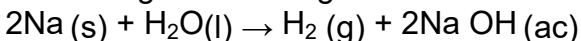
Metales K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Au. Halógenos: F, Cl, Br, I.

Reacciones que están en esta categoría:

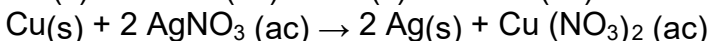
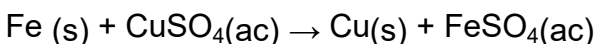
a) Metal + ácido  $\rightarrow$  Hidrógeno + sal



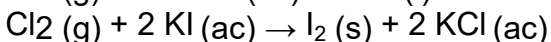
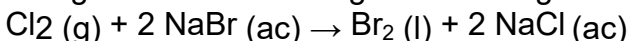
b) Metal + agua  $\rightarrow$  Hidrógeno + hidróxido



c) Metal + sal  $\rightarrow$  Metal + sal



d) Halógenos + sal de halógeno  $\rightarrow$  Halógeno + sal de halógeno



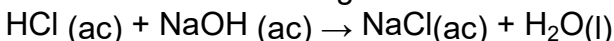
### **Reacciones de Doble Desplazamiento o Metátesis**

Es una reacción de doble desplazamiento, dos compuestos intercambian parejas entre sí para producir dos compuestos distintos.

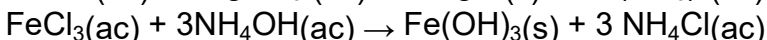
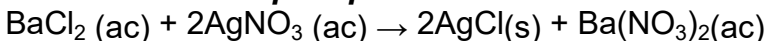
Ecuación General:  $AB + CD \rightarrow AD + CB$ . Reacciones que caen en esta categoría:

**a) Neutralización de un ácido y una base.**

Ácido + base  $\rightarrow$  sal + agua

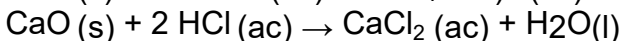
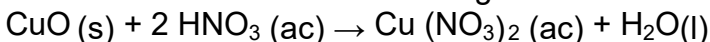


**b) Formación de un precipitado insoluble:**

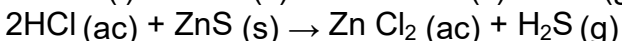
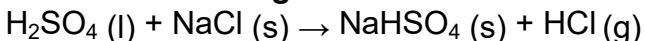


**c) Formación de una sal**

Óxido metálico + ácido  $\rightarrow$  sal + agua



**d) Formación de un gas**



### **Resumen sobre las reacciones químicas.**

Las diferentes sustancias presentes en la naturaleza interactúan entre ellas continuamente. Cosas tan comunes como encender una cerilla, disolver un medicamento en el agua o incluso nuestra respiración, obedecen a lo que se conocen como reacciones químicas.

1. *Reacciones de síntesis o adición.* En este tipo de reacciones químicas se combinan dos o más sustancias para formar un único compuesto. La combinación de metal y oxígeno para formar óxidos es un ejemplo, dado que da pie a moléculas relativamente estables que en algunos casos pueden ser utilizadas para fabricar materiales frecuentes en nuestra vida cotidiana.

2. *Reacciones de descomposición.* Las reacciones de descomposición son aquellas en las que un compuesto concreto se descompone y divide en dos o más sustancias. Es lo que ocurre por ejemplo cuando se produce la electrólisis del agua, separándose el agua en hidrógeno y oxígeno.

3. *Reacciones de desplazamiento, sustitución o intercambio.* Uno de los tipos de reacción química en que un elemento de un compuesto pasa a otro debido a su interacción. En este caso el elemento traspasado se ve atraído por el otro componente, que debe tener mayor fuerza que el compuesto inicial.

4. *Reacciones iónicas.* Se trata de un tipo de reacción química que se produce ante la exposición de compuestos iónicos a un disolvente. El compuesto soluble se disuelve, disociándose en iones.

5. *Reacciones de doble sustitución.* Se trata de una reacción semejante a la de la sustitución, con la excepción de que en este caso uno de los elementos que forman uno de los compuestos pasa el otro a la vez que este segundo compuesto pasa al primero uno de sus propios componentes. Es necesario para que se produzca la reacción que al menos uno de los compuestos no se disuelva.

6. *Reacciones de oxidorreducción o redox.* Se denomina como tal a aquel tipo de reacción química en que existe intercambio de electrones. En las reacciones de oxidación uno de los compuestos pierde electrones en favor del otro, oxidándose. El otro compuesto se reduciría al aumentar su número de electrones.

Este tipo de reacciones ocurren tanto en la naturaleza como de manera artificial. Por ejemplo, es el tipo de reacción que hace que necesitemos respirar (adquiriendo oxígeno del medio) o que las plantas realicen la fotosíntesis.

7. *Reacciones de combustión.* Un tipo de oxidación extremadamente rápida y enérgica, en el que una sustancia orgánica reacciona con oxígeno. Esta reacción genera energía (generalmente calorífica y lumínica) y puede generar llamas y que suele tener como resultado un producto en forma de gas. Un ejemplo típico es la combustión de un hidrocarburo o del consumo de glucosa.

8. *Reacciones de neutralización.* Este tipo de reacción química se produce cuando una sustancia básica y otra ácida interactúan de tal manera que se neutralizan formando un compuesto neutro y agua.

9. *Reacciones nucleares.* Se denomina como tal toda aquella reacción química en la que se provoca una modificación no de los electrones de los átomos, sino de su núcleo. Esta combinación o fragmentación va a provocar un elevado nivel de energía. Se denomina fusión a la combinación de átomos, mientras que su fragmentación recibe el nombre de fisión.

10. *Reacciones exotérmicas.* Se denomina reacción endotérmica a toda aquella reacción química que provoca la emisión de energía. Por lo general, estas emisiones de energía se dan al menos en forma de calor, si bien en los casos en los que ocurren explosiones también aparece la energía cinética.

11. *Reacciones endotérmicas.* Las reacciones endotérmicas son todos aquellos tipos de reacción química en la que la interacción entre elementos absorbe energía del medio, siendo el producto final mucho más enérgico que los reactivos.