

Documento teórico 2

Historia de la Tabla Periódica

El Electrón y su descubrimiento científico: En 1850 William Crookes realizó experimentos con tubos al vacío (gases enrarecidos) observó que del polo negativo llamado cátodo se desprendían ciertas radiaciones que se dirigían al polo positivo llamado ánodo, pero Crookes no supo explicar lo que eran estas radiaciones y simplemente la denominó rayos catódicos.

En 1897 el físico británico J.J. Thomson se interesó por el experimento de Crookes y repitió la misma experiencia encontrando que los rayos catódicos venían a ser partículas de carga eléctrica negativa a las que denominó electrones (-).

Para estudiar las propiedades de los rayos catódicos, Thomson diseñó un dispositivo formado por un tubo de vacío en cuyos extremos se situaban dos electrodos metálicos a los que se aplicaba una diferencia de potencial elevada. Los rayos catódicos emergentes del cátodo se hacían pasar por un colimador para limitar la anchura del haz y, después, por unas placas metálicas en las que se aplicaba un campo eléctrico. Finalmente, los rayos se proyectaban sobre una pantalla fluorescente. J.J. Thomson propuso su modelo atómico donde el átomo era una masa esférica de masa positiva en donde se encuentran incrustados los electrones. El núcleo de los electrones era igual a cantidad de la masa positiva es decir era neutro. En 1919 Ernest Rutherford descubrió los protones; tras un experimento en el cual bombardeaba una lámina de oro con partículas alfa.

Descubrimiento científico del protón: Observó que algunas de estas partículas atravesaban la lámina sin cambiar de dirección, otras se desviaban, pero unas pocas rebotaban hacia la fuente de emisión. El experimento le llevó a pensar que si la masa de la materia y la carga eléctrica del átomo estuviesen distribuidas uniformemente dentro del átomo no tendrían lugar las desviaciones que experimentaban las partículas alfa al atravesar el átomo. Así en 1911 Rutherford postuló que la mayor parte de la masa del átomo, y toda su carga positiva residía en una región muy pequeña, extremadamente densa a la que llamó núcleo. La mayor parte del volumen total del átomo era espacio vacío en el que los electrones se movían alrededor del núcleo.

Descubrimiento científico del neutrón: El descubrimiento del neutrón, la tercera partícula constituyente de los átomos, hubo de esperar hasta 1932, cuando el físico inglés James Chadwick observó las peculiaridades del comportamiento de los átomos de berilio al ser bombardeados por partículas alfa. Este bombardeo provocaba la emisión por los átomos de una radiación compuesta por partículas de masa aproximadamente igual a la del protón y carga eléctrica nula, ya que no era desviada por los campos eléctricos. A estas partículas las denominó Neutrones.

La radioactividad y su descubrimiento: En 1896 el científico francés Henri Becquerel, al estudiar un mineral de uranio llamado pechblenda, descubrió que emite espontáneamente radiación de alta energía. Esta emisión espontánea de radiación se llama radioactividad. El fenómeno de la radiación consiste en la propagación de energía en forma de ondas electromagnéticas o partículas subatómicas a través del vacío o de un medio material. Becquerel y el matrimonio Curie iniciaron sus famosos experimentos para aislar los componentes radiactivos del uranio y en 1903 recibieron en conjunto el Premio Nobel de Física. Estudios posteriores de la naturaleza de la radioactividad, efectuados principalmente por el científico británico Ernest Rutherford revelaron tres tipos de radiación; alfa (a), beta (b) y gamma (g).

Cada tipo difiere en su respuesta a un campo eléctrico. Las radiaciones a y b son desviadas por el campo eléctrico, aunque en direcciones opuestas. En contraste la radiación g no es afectada por el campo eléctrico. Las partículas b son electrones de alta velocidad y pueden considerarse como el equivalente radiactivo de los rayos catódicos; así, son atraídas por una placa con carga positiva. Las partículas a tienen una masa mucho mayor que las b y tienen carga positiva; por tanto son atraídas por una placa con carga negativa. Se comprobó que las partículas g eran

radiaciones sin masa ni carga eléctrica. En unidades de carga de un electrón, las partículas α tienen una carga de $2+$, y las partículas β una carga de $1-$.

Rutherford también llegó a la conclusión de que la radiación gamma es radiación de alta energía similar a los rayos X; no consta de energía y no lleva carga.

Carga electrónica La carga de un electrón es $-1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ y la de un protón es $+1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$. La cantidad $1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ se denomina carga electrónica.

Por comodidad, las cargas de las partículas atómicas y subatómicas suelen expresarse como múltiplos de esta carga, y no en coulombs. Así pues, la carga del electrón es $1-$ y la del protón $1+$. Los neutrones no están cargados; es decir, son eléctricamente neutros. Dado que los átomos tienen números iguales de protones y electrones, no tienen carga eléctrica.

Partículas subatómicas: El átomo está compuesto por neutrones, protones y electrones.

Los neutrones y protones se encuentran en el núcleo, mientras que los electrones están girando en órbitas alrededor de éste.

Comparación del protón, neutrón y electrón		
PARTICULA	CARGA	MASA (UMA)
Protón	Positiva ($1+$)	1.0073
Neutrón	Ninguna (neutro)	1.0087
Electrón	Negativa ($1-$)	5.486×10^{-4}

Número atómico (Z): El número atómico es el número entero positivo que es igual al número total de protones en el núcleo del átomo. Se suele representar con la letra Z. Es característico de cada elemento químico y representa una propiedad fundamental del átomo: su carga nuclear. Todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número atómico, puesto que tienen el mismo número de protones en su núcleo.

Número de masa (A): La suma del número de protones y neutrones en el núcleo se denomina número másico del átomo y se designa por la letra A. El número de masa se indica con un superíndice, mientras el número atómico se indica con un subíndice.

Radio atómico: El radio atómico representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa). Por medio del radio atómico es posible determinar el tamaño del átomo. Una de las unidades del radio atómico es el Armstrong: 1 A (Unidad Armstrong = 10^{-10} m). En los periodos, el radio atómico disminuye con el número atómico, es decir hacia la izquierda de la tabla, debido a la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de los orbitales más externos. En los grupos el radio atómico aumenta al aumentar Z, hacia abajo de la tabla, aumentando así la distancia núcleo-electrón.

Isótopo: No todos los átomos de un elemento dado tienen la misma masa.

La mayoría de los elementos tiene dos ó más isótopos. Los isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número másico. Por lo tanto la diferencia entre dos isótopos de un elemento es el número de neutrones en el núcleo. Isótopos y masa atómica: En un elemento natural, la abundancia relativa de sus isótopos en la naturaleza recibe el nombre de abundancia isotópica natural.

La denominada masa atómica media relativa de un elemento: es una media de las masas de sus isótopos naturales ponderada de acuerdo a su abundancia relativa.

Peso atómico o Masa atómica promedio: La mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos. Podemos calcular la masa atómica promedio de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo. La masa atómica promedio de cada elemento se conoce como peso atómico. Estos son los valores que se dan en las tablas periódicas.

Masa Atómica: Es la masa total de protones y neutrones en un solo átomo (cuando el átomo no tiene movimiento). La masa atómica está definida como la masa de un átomo, que sólo puede

ser de un isótopo a la vez, y no es un promedio ponderado en las abundancias de los isótopos. Las masas de las partículas atómicas fundamentales suelen presentarse en unidades de masa atómica. Una unidad de masa atómica cuyo símbolo es u equivale a la duodécima ($1/12$) parte de la masa de un átomo de carbono 12. Esta unidad puede relacionarse con otras unidades de masa mediante el factor de conversión:

$$1u = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g.}$$

Fenómenos Químicos, Físicos y Alotrópicos: Una de las propiedades más notables de la materia es su susceptibilidad a sufrir cambios o transformaciones; éstas pueden ser: Físicas, Químicas o alotrópicas.

Fenómenos físicos: Son aquellos cambios en los que el material altera su tamaño, forma, estado de movimiento o estado de agregación, pero no su composición. Por ejemplo cuando se corta una hoja de papel o se rompe una roca.

Fenómenos Químicos: Ocurren cuando la composición de la materia se altera. Como cuando se quema un papel o se corroe un metal. Los productos de estos cambios químicos tienen composición y propiedades diferentes a las de los materiales originales.

Fenómenos alotrópicos: Es cuando la materia presenta modificaciones en las propiedades pero sin llegar a cambiar la naturaleza del material, ni admitir la reversibilidad a su estado primitivo. Por ejemplo, el Carbono (C), es un elemento no metálico que se presenta en estado natural bajo formas diversas pero ante todo se hallan las variedades cristalizadas y las amorfas.

A estas formas variadas del carbono se les conoce como cambios alotrópicos, por que ocasionan modificaciones bastante profundas en las propiedades del carbono, pero sin llegar a cambiar la naturaleza del mismo.

Métodos de separación: En general, una separación es la operación por la cual una mezcla se divide en al menos dos fracciones de diferente composición. Para lograr una separación se aprovecha el hecho de que los diversos componentes de una mezcla tienen diferentes propiedades físicas y químicas.

Principios en los que se basan algunas técnicas de separación:

Técnica de separación	Principio
Filtración	Baja solubilidad
Destilación	Diferencia en punto de ebullición
Sublimación	Diferencia en punto de sublimación
Extracción	Diferencia de solubilidad en dos disolventes inmiscibles
Cristalización	Diferencia de solubilidad en disolventes fríos y calientes
Cromatografía	Diferencia de movilidad de una sustancia que migra a través de un "soporte"

Filtración: Éste procedimiento consiste en retener partículas sólidas por medio de una barrera, la cual puede consistir de mallas, fibras, material poroso o un relleno sólido.

Decantación: Consiste en separar componentes que contienen diferentes fases por ejemplo, 2 líquidos que no se mezclan, sólido y líquido, etc. Siempre y cuando exista una diferencia significativa entre las densidades de las fases. La Separación se efectúa vertiendo la fase superior (menos densa) o la inferior (más densa).

Sublimación: Se dice que una mezcla se sublima cuando pasa del estado sólido al gaseoso sin fundirse. En una mezcla, la presencia de una sustancia que sublima permite su separación por esta técnica.

Extracción de disolventes: Ésta técnica se basa en la propiedad de solubilidad respecto a dos disolventes distintos. Se espera que una de las sustancias presentes en la muestra se mas afín a uno de los disolventes, en cuyo caso puede lograrse la separación.

Cristalización: Es un método físico que se basa en la solubilidad, específicamente en el cambio de ésta con la temperatura. La cristalización se emplea para separar un líquido de un sólido disuelto en él. También se utiliza para purificar las sustancias, este método consiste en que por medio de la evaporación del líquido o disolvente el sólido o soluto forme cristales al enfriarse.

Cromatografía: Es una técnica de separación de sustancias que se basa en las diferentes velocidades con que se mueve cada una de ellas a través de un medio poroso arrastradas por un disolvente en movimiento. Un rasgo característico de la cromatografía es la presencia de dos fases, dispuestas de manera que mientras una permanece estacionaria dentro del sistema, la otra (fase móvil) se desplaza a lo largo de él.

Destilación: A una presión determinada, cada sustancia hierve a cierta temperatura.

Por tanto, una mezcla de líquidos miscibles, o una disolución de un sólido en un líquido pueden separarse por éste método, técnica donde se separan las sustancias tras una serie de evaporaciones y condensaciones.

Molécula: Una molécula es un conjunto de dos o más átomos estrechamente unidos. Los átomos que se encuentran en una molécula se mantienen unidos debido a que comparten o intercambian electrones. Las moléculas son las unidades discretas más pequeñas que conservan la composición y características químicas de un compuesto. Algunas moléculas están hechas de un sólo tipo de átomo. Por ejemplo, dos átomos de oxígeno se unen para formar una molécula de O_2 . Otras moléculas son muy grandes y complejas. Por ejemplo, las moléculas de proteína contienen cientos de átomos.

El Mol: El SI (Sistema Internacional) incluye una unidad de cantidad de sustancia por que es importante cuantificar el número de partículas o unidades elementales que contiene una determinada muestra. La palabra “Mol” significa Mole, pila o montón. Un Mol es la cantidad de una sustancia que contiene 6.02×10^{23} unidades elementales. Es indispensable indicar cuáles son las “unidades elementales” que se están contando. Por ejemplo:

- 1 Mol de átomos de carbono
- 1 Mol de electrones
- 1 Mol de moléculas de O_2
- Todas estas porciones de materia tienen algo en común: 6.02×10^{23} unidades elementales. Desde este punto de vista, el mol es una unidad de cantidad, como el par o la docena.
- Al número 6.02×10^{23} se le conoce como Número de Avogadro:
- 1 Mol de átomos = 6.02×10^{23} átomos

Moles, átomos y masa atómica: Factores de conversión. En base a la relación que se establece entre moles, átomos y masa atómica para cualquier elemento, podemos nosotros convertir de una a otra unidad utilizando factores de conversión. Por ejemplo:

¿Cuántos moles de hierro representan 25.0 g de hierro (Fe)? Necesitamos convertir gramos de Fe a moles de Fe. Buscamos la masa atómica del Fe y vemos que es 55.85 g. Utilizamos el factor de conversión apropiado para obtener moles.

$$25.0 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol}}{55.85 \text{ g}} = 0.448 \text{ moles Fe}$$

La unidad del dato y del denominador del factor de conversión debe ser la misma.

Masa Molar: La masa molar (M) de un átomo o una molécula es la masa de un mol de dicha partícula expresada en gramos. Sus unidades en química son g/mol. 1 Mol de átomos de ^{12}C tiene una masa de exactamente 12 g. Es decir, una muestra de 12g de ^{12}C contiene exactamente 6.02×10^{23} átomos. A partir de este dato, y del conocimiento de qué relación existe entre las masas de los átomos, podemos saber qué masa tiene un mol de cualquier tipo de átomos, la llamada masa molar atómica. Dado un átomo de un elemento determinado cuya masa atómica expresado en uma sea m , la masa de un mol de dicha sustancia es m pero expresada en gramos. $M_{Na} = 23 \text{ g}$ de Na 1 Mol de átomos de Na $M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$.

Para obtener la masa molar de un compuesto que no está formado por átomos de un solo elemento, si no por moléculas o fórmulas. Se suman las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula. Si hay más de un átomo de cualquier elemento, su masa debe sumarse tantas veces como aparezca. Por ejemplo: En el caso de la molécula de agua, contiene 2 átomos de hidrógeno con una masa atómica de 1 uma y uno de oxígeno con una masa atómica de 16 uma (redondeada). Al sumar estas dos masas, se obtiene una masa molecular de 18 gramos

Por tanto la masa de un mol de agua es de 18 gramos. Su masa molar o peso molecular es 18

g/mol. Así podríamos decir que 6.02×10^{23} moléculas de agua tienen una masa de 18 g.
5 moles de moléculas de agua tendrán una masa de: $5 \text{ mol} \times (18 \text{ g/mol}) = 90 \text{ g}$

Volumen molar de gases: Un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso ocupa el mismo volumen en idénticas condiciones. Y si estas son condiciones normales (1 atm y 0°C), el volumen ocupado es de 22,4 l.

Iones: El núcleo de un átomo no cambia en los procesos químicos ordinarios, pero los átomos pueden adquirir o perder electrones fácilmente. Si a un átomo neutro le quitamos o le agregamos electrones se forma una partícula cargada llamada ion.

- Un ion con carga positiva se denomina catión
- Un ion con carga negativa es un anión

Catión: La carga neta de un ion se representa con un superíndice; +, 2+ y 3+ indican una carga neta que resulta de la pérdida de uno, dos y tres electrones respectivamente. P. ej. , la formación del ion Na^+

Anión: Los superíndices -, 2- y 3- representan cargas netas que resultan de la ganancia de uno, dos y tres electrones respectivamente. P. ej. , El cloro, con 17 protones y 17 electrones a menudo gana un electrón en las reacciones químicas, produciendo el ion Cl^- .

Iones: En general, los átomos metálicos tienden a perder electrones. Los átomos no metálicos tienden a ganar electrones.

Tabla periódica: Estructura y su proceso histórico: El sistema periódico es la ordenación de todos los elementos químicos; naturales o creados artificialmente.

Historia de la tabla periódica: La historia de la tabla periódica está íntimamente relacionada con varios aspectos del desarrollo de la química y la física:

- El descubrimiento de los elementos de la tabla periódica
- El estudio de las propiedades comunes y la clasificación de los elementos
- La noción de masa atómica (inicialmente denominada "peso atómico") y, posteriormente, ya en el siglo XX, de número atómico
- Las relaciones entre la masa atómica y las propiedades periódicas de los elementos.

Antoine de Lavoisier: La primera clasificación de elementos conocida fue propuesta por Antoine Lavoisier, quien propuso que los elementos se clasificaran en metales, no metales y metaloides. Aunque muy práctico y todavía funcional en la tabla periódica moderna, fue rechazada debido a que había muchas diferencias en las propiedades tanto físicas como químicas.

Las triadas de Döbereiner: Uno de los primeros intentos para agrupar los elementos de propiedades análogas y relacionarlo con los pesos atómicos se debe al químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner , quien en 1817 puso de manifiesto el notable parecido que existía entre las propiedades de ciertos grupos de tres elementos, con una variación gradual del primero al último. A estos grupos de tres elementos se les denominó triadas y hacia 1850 ya se habían

encontrado unas 20, lo que indicaba una cierta regularidad entre los elementos químicos.

Triadas de Döbereiner					
Litio	LiCl LiOH	Calcio	CaCl_2 CaSO_4	Azufre	H_2S SO_2
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	SrCl_2 SrSO_4	Selenio	H_2Se SeO_2
Potasio	KCl KOH	Bario	BaCl_2 BaSO_4	Telurio	H_2Te TeO_2

Döbereiner intentó relacionar las propiedades químicas de estos elementos con los pesos atómicos, observando una gran analogía entre ellos. Explicaba que el peso atómico promedio de los pesos de los elementos extremos, es parecido al peso atómico del elemento de en medio

Cloro	35.5	Promedio del Cloro y Yodo	81.2
Bromo....	79.9		
Yodo	126.9		

Ley de las octavas de Newlands: En 1864, el químico inglés Alexander Newlands descubrió que al ordenar los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos (prescindiendo del hidrógeno), el octavo elemento a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy similares al primero. (En esta época, los llamados gases nobles no habían sido aún descubiertos). Esta ley mostraba una cierta ordenación de los elementos en familias (grupos), con propiedades muy parecidas entre sí y en Periodos, formados por ocho elementos cuyas propiedades iban variando progresivamente.

Dimitri Ivánovich Mendeléyev: científico ruso, considerado padre de la periodicidad, elaboró en 1872 una tabla en que se muestran los elementos representativos de la tabla periódica actual. Por ésta fecha ya eran conocidos 63 elementos de los 90 que existen en la naturaleza. La clasificación la llevo de acuerdo con los criterios siguientes:

- Colocó los elementos por orden creciente de sus masas atómicas.
- Situó en el mismo grupo elementos que tenían propiedades comunes como la valencia.

Tabla de Mendeléyev publicada en 1872. Los espacios en blanco corresponden a elementos aún no conocidos en aquella época, lugares que Mendeléyev tuvo que dejar vacíos para mantener la periodicidad. Con los años, uno a uno fueron apareciendo estos “elementos perdidos” y cumplieron todos ellos con las propiedades que Mendeléyev les asignó.

Henry Moseley: En 1913 Henry Moseley basándose en experimentos con rayos x determinó una ley empírica que establece una relación sistemática entre la longitud de onda de los rayos X emitidos por distintos átomos con su número atómico. Al determinar los números atómicos de los elementos creó una nueva organización periódica de éstos.

Ley periódica: "Las propiedades químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos" lo que significa que cuando se ordenan los elementos por sus números atómicos en forma ascendente, aparecen grupos de ellos con propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían periódicamente. La ley periódica postulada en estos términos no presenta excepciones; por lo tanto, el número atómico es un parámetro más fundamental que el peso atómico para la clasificación de los elementos. La disposición de los elementos en orden de número atómico creciente, colocando en columnas verticales los elementos que tienen propiedades similares se conoce como tabla periódica. Ésta contiene 118 elementos. De los cuales 92 son naturales y 26 sintéticos. La tabla periódica permite clasificar a los elementos en metales, no metales, metaloides y gases nobles. Una línea diagonal quebrada ubica al lado izquierdo a los metales y al lado derecho a los no metales. Aquellos elementos que se encuentran cerca de la diagonal presentan propiedades de metales y no metales; y reciben el nombre de metaloides.

Metales: Son buenos conductores del calor y la electricidad, son maleables y dúctiles, tienen brillo característico

No Metales: Pobres conductores del calor y la electricidad, no poseen brillo, no son maleables ni dúctiles y son frágiles en estado sólido.

Gases nobles: Dada la disposición de sus electrones en las capas mas externas, son químicamente inertes. Asimismo, y tal como se desprende de su nombre, en condiciones normales se presentan siempre en estado gaseoso.

Los elementos de una columna de la tabla periódica se conocen como grupo. Los elementos que pertenecen al mismo grupo suelen exhibir similitudes en sus propiedades físicas y químicas, esto por que tienen el mismo tipo de disposición de los electrones en la periferia de sus átomos.-Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia atómica-

Los elementos de los grupos A se conocen como **elementos representativos** y los de los grupos B como **elementos de transición**.

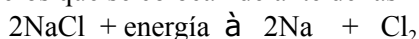
Numerados de izquierda a derecha, los grupos de la tabla periódica son:

- Grupo 1 : (I A) los metales alcalinos
- Grupo 2 : (II A) los metales alcalinotérreos

- Grupo 3 : (III B) Familia del Escandio
- Grupo 4 : (IV B) Familia del Titanio
- Grupo 5 : (V B) Familia del Vanadio
- Grupo 6 : (VI B) Familia del Cromo
- Grupo 7 : (VII B) Familia del Manganeso
- Grupo 8: Familia del Hierro
- (VIII B) Grupo 9: Familia del Cobalto
- Grupo 10: Familia del Níquel
- Grupo 11: (I B) Familia del Cobre
- Grupo 12: (II B) Familia del Zinc
- Grupo 13 (III A): los térreos
- Grupo 14 (IV A): los carbonóideos
- Grupo 15 (V A): los nitrogenóideos
- Grupo 16 (VI A): los calcógenos o anfígenos
- Grupo 17 (VII A): los halógenos
- Grupo 18 (VIII A): los gases nobles

Reacción Química: Una reacción química o cambio químico es todo proceso químico en el cual dos o más sustancias (llamadas reactivos), por efecto de un factor energético, se transforman en otras sustancias llamadas productos. Las reacciones químicas conllevan la ruptura de los enlaces químicos de los reactivos y la formación de nuevos enlaces para obtener los productos. La ruptura de enlaces precisa generalmente la aportación de una cierta cantidad de energía, mientras que la formación de enlaces la libera. El resultado neto de dichos intercambios de energía puede ser positivo en cuyo caso la reacción es exotérmica (desprende calor). O negativo cuando la reacción es endotérmica (precisa la aportación de calor para producirse).

Ecuación Química: Es la representación abreviada de una reacción. A la izquierda se escriben las fórmulas de los reactivos (sustancias reaccionantes) y a la derecha los productos (sustancias resultantes) separadas por una o dos flechas. Para que la ecuación cumpla la ley de la conservación de la masa es necesario que esté igualada, es decir que haya el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se utilizan entonces coeficientes estequiométricos que son números que se colocan delante de las fórmulas.



Una ecuación química no sólo indica las sustancias que se producen al reaccionar otras, sino que también informa sobre las cantidades de estas sustancias, es decir, es una expresión tanto cualitativa como cuantitativa.

Tipos generales de Reacciones Químicas:

- **A) Síntesis o combinación:** ($A + B \rightarrow AB$). Dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja. Por ejemplo:
 - $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
 - $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
 - $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
- **B) Descomposición:** ($AB \rightarrow A + B$) Una sustancia se descompone formando dos o más simples. Es el proceso inverso de la reacción de síntesis. Por Ejemplo:
 - $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$
 - $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$
- **C) Desplazamiento o sustitución:** ($AB + X \rightarrow XB + A$). Uno de los elementos de un compuesto es sustituido por otro elemento.
 - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
 - $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2$
- **D) Doble descomposición o intercambio:** ($AB + CD \rightarrow AC + DB$). Se intercambian átomos entre dos compuestos.
 - $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$



Factores que influyen en las reacciones químicas:

Factores Físicos	Factores Químicos
Temperatura	Concentración de reactivos
Presión	Catalizadores
Superficie de contacto de los reactivos	pH

Factores químicos:

PH: (Potencial de hidrogeno) Que tiene que ver con la concentración de H^+ y es lo que determina si una solución es acida o básica.

Concentración de los reactivos: La velocidad de reacción aumenta con la concentración de los reactivos. Para aumentar la concentración de un reactivo: Si es un gas, se consigue elevando su presión. Si se encuentra en disolución, se consigue cambiando la relación entre el soluto y el disolvente.

Catalizadores: Un catalizador es una sustancia distinta a los reactivos o los productos, que modifican la velocidad de una reacción. Al final de la misma, el catalizador se recupera por completo e inalterado. Existen 2 tipos de catalizadores los que aumentan la velocidad de una reacción son llamados catalizadores positivos y los que disminuyen la velocidad son conocidos como catalizadores negativos o inhibidores.

Factores físicos:

Temperatura: En general, la velocidad de una reacción química aumenta conforme se eleva la temperatura.

Superficie de contacto de los reactivos: Cuanto más divididos están los reactivos, más rápida es la reacción. Esto es así porque se aumenta la superficie expuesta a la misma.

Elaboró: Blanca Nohely Carlos Mancilla (ex olímpico)

Carolina Sandoval Regalado (ex olímpico)

Carlos Alberto Palacios López (ex olímpico)