El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de la configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos necesarios para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos.

El reconocimiento de las regularidades periódica en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre las estructuras y propiedades de las sustancias elementales condujeron al desarrollo de la tabla periódica. Una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que poseen propiedades químicas y físicas semejantes. Actualmente en la tabla periódica los elementos están acomodados de acuerdo con su numero atómico que aparece sobre el símbolo del elemento, las filas horizontales se llaman periodos y las columnas verticales se llaman grupos. Los elementos se dividen en tres categorías: metales (un metal es un buen conductor de calor y electricidad) no metales (generalmente es un mal conductor del calor y la electricidad) y metaloides (presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales) la mayoría de los elementos son metales mientras que unos 17 son no metales y 8 son metaloides. De izquierda a derecha las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian gradualmente de metálicas a no metálicas).

De los 83 elementos que se encuentran en la naturaleza 12 constituyen el 99,7% de la masa de la corteza terrestre.

Elemento químico	Porcentaje en masa
Oxigeno (O)	65%
Carbono (C)	18%
Hidrogeno (H)	10%
Nitrógeno (N)	3%
Calcio (Ca)	1,6%
Fosforo (P)	1,2%
Potasio (K)	0,2%
Azufre (S)	0,2%
Cloro (Cl)	0,2%
Sodio (Na)	0,1%
Magnesio (Mg)	0,05%
Hierro (Fe)	<0,05%
Cobalto (Co)	<0,05%
Cobre (Cu)	<0,05%
Zinc (Zn)	<0,05%
Yodo (I)	<0,05%
Selenio (Ce)	<0,01%
Flúor (F)	<0,01%

El porcentaje en masa indica la masa del elemento en gramos presentes en una muestra de 100g

Modelo atómico	Propuesto	Descripción	Estructura del átomo
Modelo atómico de Demócrito	400 a.c	La materia está formada por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos.	Átomos indivisibles, indestructibles y eternos.

Modelo atómico de Dalton	1803	Cada elemento está formado por átomos de un tipo único.	Átomos indivisibles con una masa definida
Modelo atómico de Thomson	1897	Los átomos tienen la carga positiva distribuida en toda su estructura.	Átomos descriptos como una esfera positiva con electrones distribuidos en ella, similar a un pudin con pasas.
Modelo atómico de Lewis	1902	Los enlaces químicos covalentes se forman cuando dos cubos comparten sus aristas. Este modelo influye mucho en la descripción del enlace químico	Átomos descritos como un cubo con los electrones ubicados en sus vértices.
Modelo atómico de Ernest Rutherford	1911	El átomo tiene un núcleo central pequeño en donde se concentra su masa y los electrones giran alrededor de el en orbitales. Descubridor de los protones y el núcleo atómico.	Átomos formados por un núcleo pequeño y cargado positivamente con electrones girando a su alrededor.
Modelo atómico de Bohr	1913	En los átomos los electrones se encuentran en orbitas permitidas (niveles de energía) y pueden saltar entre ellas emitiendo o absorbiendo energía. Energía de un e- en los átomos esta cuantizada. James Chadwick descubrió el neutrón.	Átomos formados por pequeños núcleos positivos y los electrones giran a su alrededor, pero solo en trayectorias permitidas.
Modelo atómico de Sommerfeld	1916	Introdujo orbitas elípticas para electrones y permitió que los niveles de energía fueran subdivididos.	Átomos formados por un núcleo y electrones girando a su alrededor describiendo orbitas elípticas y circulares.
Modelo atómico de Schrödinger	1926	El modelo cuántico describe a los electrones como distribuidos en nubes de probabilidades y no en orbitales definidos.	Átomos formados por un núcleo y los electrones formado nubes electrónicas a su alrededor.
Modelo atómico actual	Actual	Los electrones ocupan orbitales dentro de niveles de energía y el principio de incertidumbre de Heisenberg establece que no se puede conocer con exactitud su posición y velocidad al mismo tiempo.	Átomos formados por un núcleo y electrones descriptos probabilísticamente.

El modelo atómico actual desarrollado sobre todo por Heisenberg y Schrödinger presenta al átomo como un sistema energético en equilibrio, constituido por una parte central (núcleo de carga positiva y neutra) y un espacio exterior llamada nubes electrónica constituida por electrones de carga negativa, este modelo basado en la cuántica no relativista los electrones son considerados ondas de materia y se encuentran distribuidos alrededor del núcleo atómico en regiones llamadas orbitales atómicos (son las regiones en donde es más probable encontrar un electrón alrededor del núcleo), al mismo tiempo la energía y momento angular del electrón no pueden tener determinados valores si no que solo pueden tomar valores permitidos por lo cual se dice que están cuantizados (un e- cuantizado implica que su energía no es continua si no que se encuentra restringida a niveles discretos o cuantos, que son las únicas energía posibles en un átomo) así los electrones se encuentran restringidos a ciertos niveles de energía (n) y a determinados subniveles (s, p, d, f) que para transaccionar o cambiar de nivel energético deben absorber o emitir energía, así si un e- absorbe energía salta al nivel de energía superior mientras que si un e- emite energía (fotón) en forma de luz al caer a un nivel energético inferior y al mismo tiempo la cantidad de energía necesaria para mover un e- en el átomo depende de la diferencia de los niveles de energía entre los estados iniciales y finales.

Dicho modelo cuántico-ondulatorio está basado en la mecánica cuántica, particularmente en la ecuación de Schrödinger, el principio de exclusión de Pauli y una propiedad del electrón llamada spin. (debido a la precisión de sus predicciones y sencillez es el modelo atómico mayor aceptado y utilizado en el estudio de la estructura atómica, molecular y reactividad química de los elementos).

La mecánica clásica establece que toda partícula material tiene una onda asociada llamada función de onda, siendo una dualidad onda partícula (Louis De Broglie). Razono que si las ondas luminosas de Bohr (propuso el estado fundamental o nivel basa n=1 y estado o nivel excitado n≠1, respectivamente corresponde al nivel energético más bajo alrededor del núcleo atómico y tiene una mayor energía que el estado fundamental más alejado del núcleo atómico) se comportan como una corriente de partículas (fotones) quizás las partículas como los e- tuvieran propiedades ondulatorias. De acuerdo con De Broglie un e- enlazado al núcleo se comporta como una onda estacionaria y propuso que este se comportaba como una onda fija por lo cual su longitud debería ajustarse exactamente a la circunferencia de la orbita que de lo contrario la onda se cancelaria parcialmente en cada orbita sucesiva, con el tiempo la amplitud de la onda se reduce a 0 y en consecuencia se anularía.

La relación entre la circunferencia de una orbita determinada ($2\pi r$) y la longitud de la onda (λ) del electrón están determinadas por $2\pi r = \lambda$ donde r es el radio orbital, λ es la longitud de la onda descrita por el e- y n son los niveles 1,2,3...Como la energía del e- depende del tamaño del orbital (n) su valor debe ser cuantizado, así es como De Broglie llega a la conclusión de que las ondas se comportan como partículas y estas exhiben propiedades ondulatorias, las propiedades de las ondas y de las partículas se relacionan por medio de $\lambda = \frac{h}{mu}$ (λ, m y u son longitudes de ondas asociadas a una partícula en movimiento, su masa y velocidad) en donde se explica que una partícula en movimiento se trata como si fuera una onda y la onda puede mostrar las propiedades de una partícula.

Las propiedades ondulatorias únicamente se observan en objetos submicroscópicos, para describir el problema de localizar una partícula subatómica (protón (+) neutrón (0) y electrón (-)) que se comporta como una Werner Heisenberg formulo una teoría que ahora se conoce como el principio de incertidumbre de Heisenberg que establece que es imposible conocer con certeza el momento p (definido como la masa por la velocidad) y la posición de una

partícula simultáneamente, expresado matemáticamente como $\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$ en donde Δx y Δp son incertidumbres en la medición de la posición y el momento de la partícula, el signo ≥ significa que si la incertidumbre medidas de su posición y momento son grandes su producto o resultado puede ser mayor a h/4π de ahí el signo > y nunca puede ser menor que h/4π por ello el signo =, por eso medir el momento de una subpartícula con mayor precisión en donde Δp sea pequeña significa que la posición debe ser comparativamente menos precisa por lo que su Δx aumentara y a la inversa igual, si la posición se conoce con mayor precisión la medición de su momento será menos precisa.

Al aplicar el principio de incertidumbre de Heisenberg se puede ver que en realidad un electrón no viaje en orbitales alrededor del núcleo con una trayectoria bien definida como suponía Bohr (modelo planetario en donde se planteaba que los e- giraban en orbitas circulares a gran velocidad alrededor del núcleo atómico positivo, suponía que la atracción electrostática entre protón y electrón empujaba al e- hacia el interior y dicha fuerza se contrarrestaba por la aceleración externa debida al movimiento circular de e-) ya que si fuera posible se violaría el principio de incertidumbre de Heisenberg ya que podría ser factible determinar simultáneamente y con exactitud la posición del e- a partir del radio de la órbita y su momento mediante su energía cinética, pero su teoría no describe por completo el comportamiento electrónico en los átomos.

En 1926 Schrödinger formulo una ecuación que describe el comportamiento y la energía de las partículas subatómicas en general, dicha ecuación es análoga a las leyes de Newton del movimiento de los objetos macroscópicos, incorporando el comportamiento de las partículas subatómicas en términos de la masa m, como el de las ondas en términos de función de ondas ψ (psi) la cual depende de la ubicación del sistema en el espacio como la que guarda un e- en el átomo. La función de onda en si no guarda un significado físico directo, sin embargo, la probabilidad de encontrar un e- en cierta región del espacio al proporcional al cuadrado de la onda ψ^2 , dicha idea nace de la analogía con la teoría ondulatoria en donde la intensidad de la luz es proporcional al cuadrado de la onda o ψ^2 alcanza su máximo valor, se asocia el mismo argumento a ψ^2 con encontrar un e- alrededor del núcleo.

La ecuación de Schrödinger especifica los posibles estados de energía que puede ocupar un e- en un átomo e identifica las respectivas funciones de onda ψ (psi). Los estados de energía y sus funciones de ondas se caracterizan por un conjunto de números cuánticos con lo cual es posible construir un modelo comprensible de un átomo.

En la mecánica cuántica no se puede determinar en que parte del átomo se encuentra un e- pero si se puede definir la región en la que puede encontrase en un momento dado, el concepto de densidad electrónica da la probabilidad de encontrar un electrón en cierta región del átomo, el ψ^2 define la distribución de densidad electrónica alrededor del núcleo atómico en un espacio tridimensional, así las regiones de ata densidad e- representan la mayor probabilidad de localizar un e- mientras que lo contrario se le atribuye a las regiones de menor densidad electrónica.

Para la diferenciación de la mecánica cuántica y el modelo de Bohr se utiliza la sustitución del término orbita por orbital atómico, el cual se considera como la función de onda de un e- en el átomo, así cuando se dice que un e- esta en cueto orbital significa que la densidad electrónica o probabilidad de localizar un e- en el espacio se expresa mediante el cuadrado de función de onda asociada a ese orbital, por ello un orbital atómico posee energía y distribución característica de la densidad electrónica.

Números cuánticos: Para describir la distribución de los e- en los átomos la mecánica cuántica precisa tres números, dichos números se derivan de la solución matemática de la

ecuación de Schrödinger siendo (n), (l) y (m). Son utilizados para describir orbitales atómicos e identificar los e- que están dentro mientras que el (m_s) describe el comportamiento de un e- determinado y completa la descripción de los e- en el atomo.

- Numero cuántico principal (n): El numero cuántico principal posee valores enteros n=1,2,3.. y define la energía del orbital, al mismo tiempo se asocia con la distancia promedio del e- al núcleo en determinados orbital.

  Cuanto mayor sea n mayor será la distancia entre un e- en ese orbital con respecto al núcleo atómico y en consecuencia sería un orbital más grande.
- Numero cuántico del momento angular (l): El numero cuántico del momento angular expresa la forma de los orbitales, el valor del depende del valor de n así para cierto valor del número cuántico principal l tiene todos los valores enteros posibles desde 0 hasta (n-1).

l	0	1	2	3	4	5
Nombre del orbital	s	p	d	f	g	h

Para n=1 solamente existe un único valor del ya que si l = n -1, en donde 1-1=0 y l=0 (s) pero si n=2 entonces l seria (n-1 = 2-1 = 1) 1 correspondiéndole dos valores 0(s) y 1 (p), por lo tanto, si l=0 tenemos un orbital s, si l=1 tenemos un orbital p, si l =2 tenemos un orbital d y así sucesivamente.

El conjunto de orbitales atómico que presentan el mismo n se llaman niveles o capas mientras que los orbitales que poseen el mismo n y l se llaman subniveles o subcapas, en donde n=2 esta formado por dos subniveles l=0 y l=1 que son los valores permitidos para n=2 (l=n-1 = 2-1 = 1) y corresponden a los subniveles de 2s y 2p, en donde 2 expresa el nivel de n y el s, p se refiere al valor de l.

Característicamente la secuencia especial de letras s, p. d, f, g y h tienen orígenes históricos en donde los físicos intentaban relacionar las líneas espectrales detectadas con los estados de energía asociados a las transiciones, observaron que algunas líneas eran finas (Sharp en inglés) otras eran Difusas y algunas eran muy intensas y se referían a ellas como Principales, por ello se le asignaron letras iniciales del adjetivo que calificaba cada línea con dichos estados de energía, luego de la letra D el orbital designa siguiendo un alfabeto ordenado comenzando con F para el estado fundamental.

- Numero cuántico magnético (m_l): El numero cuántico magnético describe la orientación en el espacio, dentro de un subnivel o suborbital el valor de m_l depende del valor que tenga el numero cuántico del momento angular en donde m = 2l + 1 en donde los valores de m son enteros entendidos por -l ,(-l+1),...0...(+l - 1), +l.

  Para l=0 entonces $m_l = 0$, en cambio si l=1 entonces (m_l)=2.l + 1 = 2+1 = 3 en donde (m_l) tiene tres valores de -1,0 y 1. Si l=2 entonces (m_l)=2.l + 1 = 2.2 +1 = 4+1 = 5 en donde (m_l) tiene 5 valores de -2, -1, 0, 1, 2.

  El numero de valores de (m_l) indica el numero de orbitales presentes en un subnivel o suborbital con cierto valor de l.

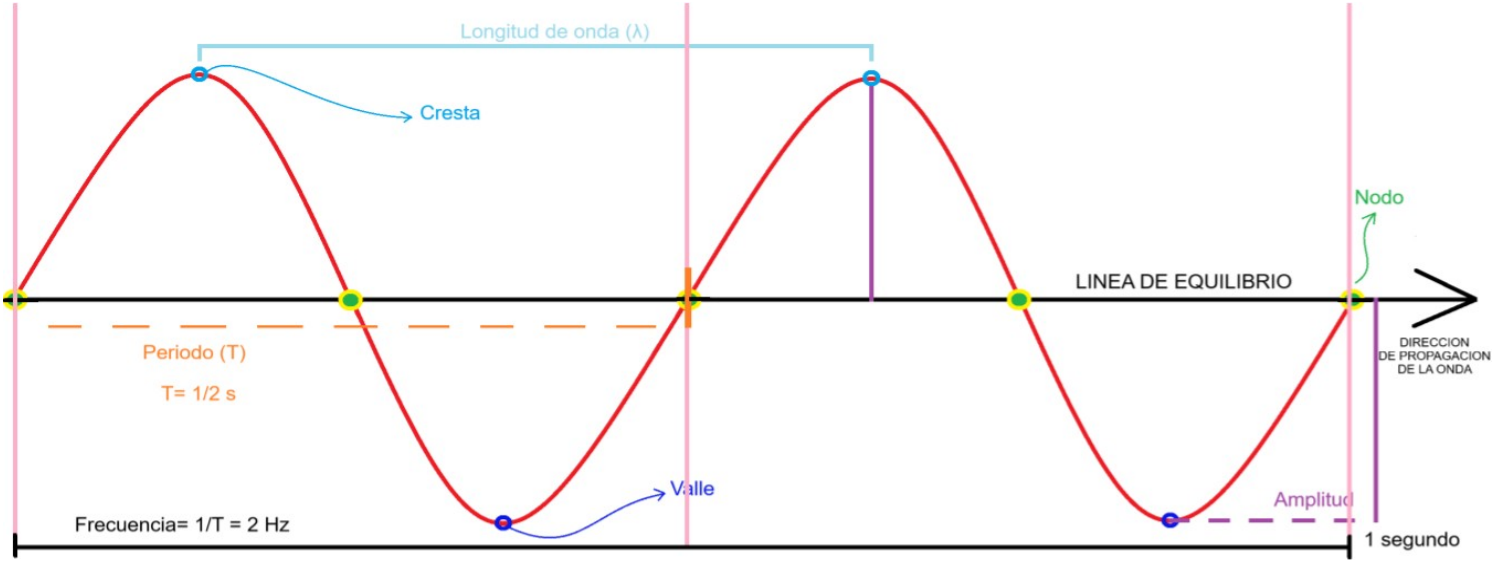
  Para el caso de n=2 y l=1, los valores del n y l indican que se tiene un subnivel 2p y en este se tienen tres orbitales 2p ya que hay tres valores de (m_l).
- Numero cuántico del espín del e- (m_s): Los experimentos realizados con los espectros de emisión de los átomos de sodio e hidrogeno indicaban que las líneas del espectro de emisión podían separar aplicando un campo magnético externo, los físicos solo pudieron explicar resultados suponiendo que los e- se comportaban como pequeños imanes, en donde se imagina que los e- se encuentran girando sobre su propio eje siendo factible explicar sus propiedades magnéticas y dicho movimiento es el responsable que el e- se comporte como

un imán ya que según la teoría electromagnética cuando gira una carga se genera un campo magnético.
Los dos posibles giros del e- es en sentido horario o antihorario, para poder explicar el espín del electrón es necesario añadir un cuarto numero cuántico (m_s) de valores +1/2 (dextrógiro u horario) o -1/2 (levógiro o antihorario).
Orbitales atómicos: La relación entre los números cuánticos y los orbitales se muestra en la siguiente tabla, como es el caso del n=2 que posee dos niveles, con un l=1 (0=s y 1=p) y un m_l de tres valores para el orbital p representado por px, py y pz.

Relación entre números cuánticos y orbitales atómicos				
n	l	ml	Números de orbitales atómicos	Designación de orbitales
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	2px, 2py, 2pz
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	3px, 3py, 3pz
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	3dxy, 3dyz, 3dxz

En sentido estricto un orbital carece de una forma definida porque la función de onda que lo caracteriza se extiende desde el núcleo hasta el infinito, en este sentido es difícil decir que forma tendría el orbital.

Se puede pensar en una onda como una alteración vibracional mediante la cual se transmite energía sin desplazarse materia, las propiedades características de una onda son su longitud y altura, así como el número de onda λ (lambda) que es la distancia entre puntos en un segundo, la frecuencia ν (nu) que es el número de ondas que pasan por un punto particular en un segundo mientras que su amplitud se refiere a la distancia vertical de la línea media de una onda a su cresta o valle.



La velocidad de la onda es otra propiedad importante y varia según el tipo de onda y el medio por el cual viaja(agua,aire,vacio), en donde la velocidad de la onda (υ)=λ.ν es el producto de lambda por su frecuencia (nu). La longitud de onda expresa distancia/onda, se

expresa de manera regular en unidades de metros, centímetros o nanómetros, y la frecuencia representa el número de ondas que pasan por un punto de referencia por unidad de tiempo ondas/tiempo, se mide en Hertz (Hz) donde 1 Hz=1ciclo, mientras que el producto de ambos tiene las dimensiones de distancia/tiempo es que la velocidad.

1. Cresta: Es el punto más alto de la onda, llamado como máxima amplitud.
2. Valle: Es el punto más bajo de amplitud opuesto a la cresta.
3. Nodo: Es el punto de equilibrio en donde la onda intercepta la línea de equilibrio.
4. Amplitud: Representa la altura de la onda y es la distancia desde la cresta o valle hasta la línea de equilibrio.
5. Periodo: Es el tiempo que tarda la onda en realizar una oscilación completa o ciclo (es el movimiento completo de un punto en la onda desde una posición especifica hasta su punto mas alejado en la dirección opuesta y de regreso a su posición inicial, una oscilación completa seria el movimiento de un punto en la onda (cresta/valle) hasta otro nodo (cresta/valle) y de regreso a la posición inicial (cresta/valle))
6. Frecuencia: Es el número de veces que vibra (la vibración es el movimiento que genera la onda y la onda es la forma en la que esta onda se propaga transportando energía) la onda en una unidad de tiempo. (medida del número de veces que una onda completa un ciclo o repetición por tiempo)
7. Longitud de onda: Es la distancia entre dos puntos equivalentes consecutivos en las ondas, como puede ser de cresta a cresta o de valle a valle.
8. Velocidad de propagación: Es la velocidad con la cual se propaga la onda en el espacio, esta se calculó dividiendo la longitud de la onda sobre el periodo. ($v=\lambda/T$)

Las ondas se pueden clasificar según:

1) Dirección de vibración de las partículas y de propagación de la onda:
- Longitudinales: Las partículas vibran en la misma dirección en la que se propaga la onda (sonido)
- Transversales: Las partículas vibran perpendicularmente a la dirección en la que se propaga la onda (luz).
- Superficiales: Son una combinación de las ondas longitudinales y transversales propagándose en la superficie de un medio.

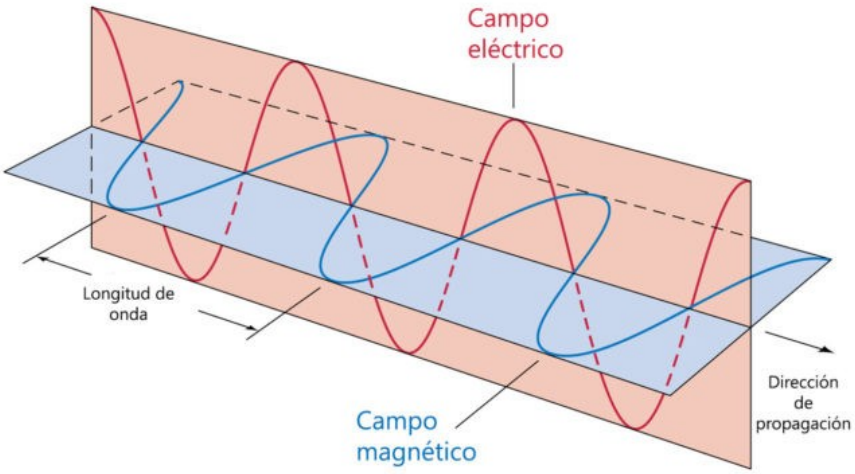
2) Dimensión de propagación de la onda:
- Unidimensionales: Se propagan en una única dirección (vibración de una cuerda)
- Bidimensionales: Se propagan en dos dimensiones (onda en la superficie del agua)
- Tridimensionales: Se propagan en tres dimensione (luz)

3) Medio de propagación:
- Mecánicas: Necesitan propagarse a través de la materia (solido-liquido-gaseoso).
- Electromagnéticas: No necesitan medio de propagación y se pueden propagar en el vacío

También existen otras clasificaciones dentro de las cuales podemos encontrar las ondas viajeras (se propagan a través del medio, transfiriendo energía sin propagar materia) y estacionarias (se produce por la interferencia de dos ondas viajeras de idéntica frecuencia y amplitud que se desplazan en direcciones opuestas, así la energía queda confinada a una región especifica del espacio).

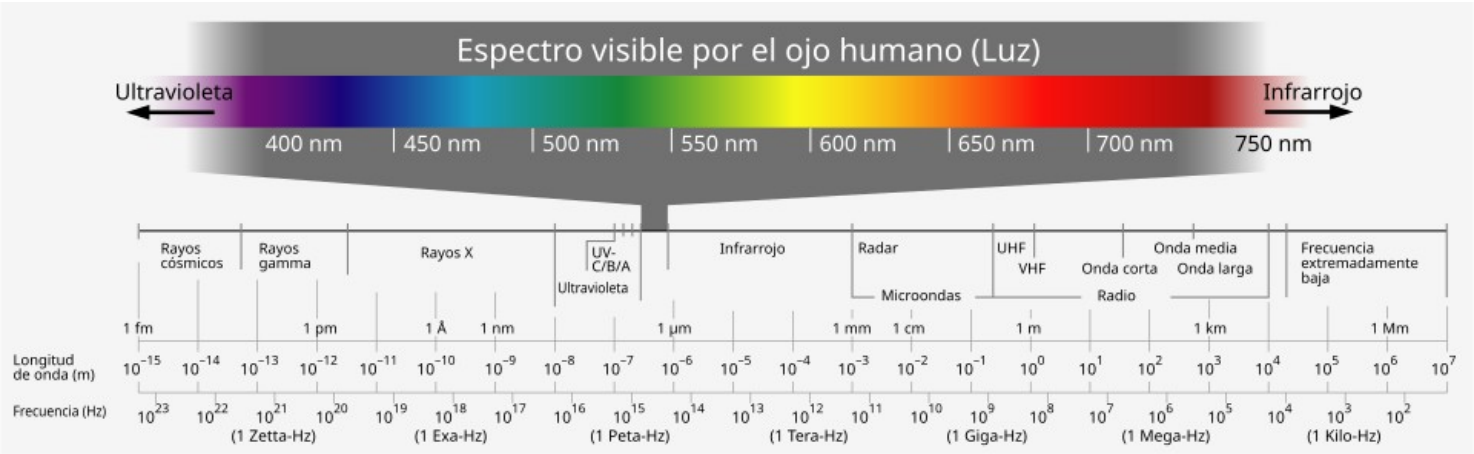
James Clerk Maxwell propuso que la luz visible se compone de ondas electromagnéticas, una onda electromagnética tiene un componente de campo eléctrico y un componente de campo magnético caracterizándose por tener la misma longitud de onda (λ), frecuencia (ν)

y velocidad de onda (υ) pero viajan en planos perpendiculares entre si.



Maxwell aporta una descripción matemática del comportamiento general de la luz, describiendo con exactitud como se puede propagar la energía en forma de radiación a través del espacio como una vibración de campos magnéticos y eléctricos. (radiación: se la define como la emisión, propagación y transferencia de energía en forma de ondas electromagnéticas o partículas subatómicas, es energía en movimiento como ondas (luz u ondas de radio) o como partículas (alfas o betas), puede ser ionizante (suficiente energía para mover e- de los átomos creando iones (rayos x, gamma y algunas formas de radiación ultravioleta)) o no ionizante (sin la suficiente energía para mover e- de los átomos(ondas visibles, radio y microondas)) mientras que las fuentes de radiación pueden ser naturales (sol, rocas, suelos y elementos radiactivos del medio ambiente) o artificiales (equipos médicos de rayos x, industrias de fuentes radiactivas y tecnología de microondas, teléfonos)). La radiación electromagnética es la emisión (acto de generar) y transmisión (acto de enviarla y propagarla) de energía en forma de ondas electromagnéticas.

Las ondas electromagnéticas viajan a $3x10^{8}$ metros/segundos en el vacío, dicha velocidad varía según el medio y comúnmente se la denomina velocidad de la luz (c), mientras que su longitud de onda (λ) se expresa en nanómetros (nm) en donde 1nm son $1x10^{-9}$m.



A medida que aumenta la frecuencia la radiación es más energética, podemos encontrar ondas de alta energía (radiación ultravioleta, rayos X y rayos γ) $v \geq 10^{16}$ Hz y $\lambda \leq 10$ nm o $1x10^{-8}$m y son ondas cortas, mientras que las ondas largas poseen frecuencias bajas $v \leq 10^{13}$ Hz y longitudes de onda $\geq 1x10^{4}$nm o $1x10^{-5}$m mayores (parte del infrarrojo, microondas, radio). La luz visible y partes del infrarrojo son ondas cortas, las ondas asociadas al espectro visible se deben al movimiento de los e- en los átomos y moléculas.

<u>Teoría cuántica de Planck:</u> Cuando un sólido se somete a calentamiento se emite una radiación electromagnética que abarca una amplia gama de longitudes de onda.

Las mediciones realizadas a finales del siglo XIX demostraron que la cantidad de energía

radiante que emitía un objeto a cierta temperatura dependía de su longitud de onda λ y Planck propuso que los átomos y moléculas emitían o absorbían energía en cantidades discretas o definidas como pequeños paquetes o cúmulos, a los cuales llamo cuanto como aquella mínima cantidad de energía que se podía emitir o absorber en forma de radiación electromagnética. E=h.v en donde h=constante de Planck $6.66x10^{-34}$ J.s y v=c/λ, en donde E=h. c/λ, de acuerdo con la teoría cuántica la energía siempre se emite en múltiplos de hv pero jamás en fracciones o cifras no enteras.

El efecto fotoeléctrico: El efecto fotoeléctrico es un fenómeno en el que los e- son expulsados desde la superficie de ciertos metales que se han expuesto a la luz de al menos determinadas frecuencias mínimas y que se conoce como frecuencia umbral. El número de e- liberados (no su energía) es proporcional a la intensidad o brillantez de la luz y no importa que tan intensa sea la luz ya que los e- se liberan únicamente cuando la frecuencia llega al umbral.

Einstein considero a la luz como un torrente de partículas, tomando como punto la teoría cuántica de Planck, dedujo que cada una de estas partículas de luz que llamo fotones debe poseer una energía E según la ecuación E=hv.

Los electrones se mantienen unidos en el metal por fuerzas de atracción y para emitirlos se necesita una luz que tenga una frecuencia lo suficientemente alta (energía suficiente). Así un rayo de luz incide sobre la superficie del metal comparándose como una descarga de un rayo de partículas (fotones)sobre los átomos del metal, si la frecuencia de los fotones es de una magnitud tal que hv=energía del enlace metálico la luz emitida podrá tendrá la energía suficiente para emitirlos (e- metálicos) y si la energía emitida es de frecuencias mayores no solamente podrá emitir e- del metal también adquieren cierta energía cinética en donde hv= EC + W. (w=F x d x cos (ϑ)) y el trabajo (w) es una medida de que tan fuertemente unidos se encuentran los electrones en el metal y se puede escribir como EC = hv – W para mostrar que cuanto más energético sea el fotón (frecuencia alta) mayor será su energía cinética del electrón emitido. (la energía cinética es la energía que posee un cuerpo debido a su movimiento, se calcula en función de su masa y velocidad, ec=1/2 x m x v^2(J) o m x v^2 /2 , 1J es 1kgxm^2/s^2, mientras que la energía potencial ep= m x g x h (J) siendo la energía que posee un cuerpo debido a su posición o configuración dentro de un campo de fuerzas (gravedad o elasticidad) siendo la energía almacenada que puede transformarse en cinética).

La única forma de describir el comportamiento de la luz es aceptando que posee propiedades tanto de partículas (comporta) como de onda (propaga) comportándose como un torrente de partículas o de ondas ya que posee una naturaleza dual y dicho comportamiento no es exclusivo de la luz ya que los e- también se comportan así.

En principio se puede encontrar un e- en cualquier lugar del átomo, la mayor parte del tiempo se encuentran cerca del núcleo, aunque lo más probable es que se lo encuentre dentro de la densidad electrónica la cual decae a medida que aumenta la distancia hacia el núcleo y en términos estrictos existe una probabilidad del 90% de encontrar un e- dentro de una esfera de 100pm de radio (1pm=$1x10^{-12}$m) pm= mide distancias de escala atómica, molecular o de red cristalina, siendo la alternativa al todavía comúnmente utilizado ángstrom (Å), unidad de longitud que no ha sido sancionado oficialmente por el CIPM ni por la CGPM (1 Å = $1x1m^{-8}$cm o $1x10^{-10}$m).

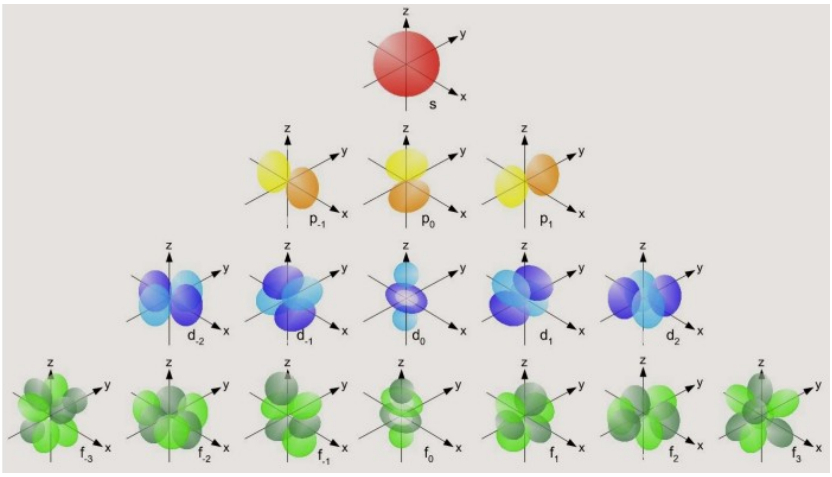
- Orbitales s: Todos los orbitales s son redondos (1s, 2s, 3s…) pero varían de tamaño y aumenta con el incremento del número cuántico principal, se los representan con un

diagrama de contorno de la superficie que abarque alrededor de un 90% de la densidad electrónica total en un orbital.

- Orbitales p: Los orbitales p comienzan con el numero cuántico principal n=2, en donde n=2 y l=1 tenemos tres orbitales 2p, $2p_x$ – $2p_y$ – $2p_z$. Los subíndices x-y-z representa los ejes sobre los que se orientan los orbitales y los tres orbitales p tienen la misma forma, energía y tamaño, solo difieren en su orientación. (como hay tres valores posibles para ml hay tres orbitales p con distinta orientación)

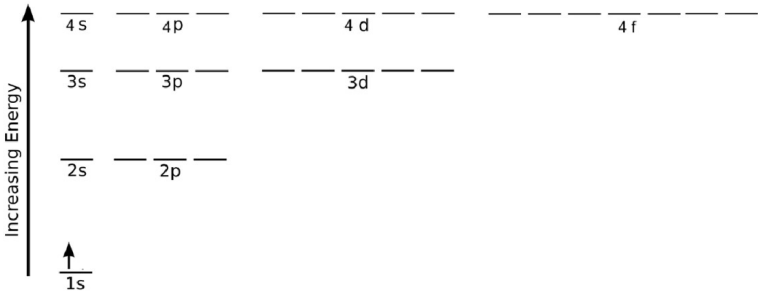
  El tamaño de los orbitales p aumenta desde 2p hasta 3p, 4p y así sucesivamente.
- Orbitales d y otros orbitales de mayor energía: Los orbitales d comienzan con el numero cuántico n=3 y l=2, con cinco valores de ml, en donde se observan 5 orbitales d de 3dxy – 3dyz – 3dxz – 3dx2-y2 y 3dz2. Todos los orbitales 3d de un átomo tienen la misma energía y para n mayores a 3 tienen formas similares

Los orbitales de más energía que los d se representan con las letra f,g,h..., los orbitales f son importantes porque explican el comportamiento de los elementos con un numero atómico mayor de 57.



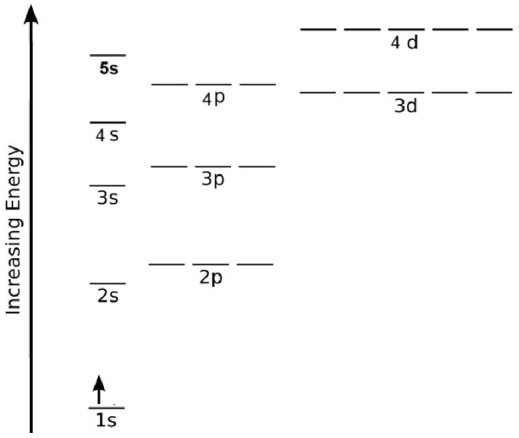
<u>Energía de los orbitales:</u> Una vez que se conoce la forma y tamaño de los orbitales atómicos se puede hondar en sus energías relativas y como estas influyen en estos niveles de energía en la distribución electrónica real de los átomos.

La energía del e- de un átomo de hidrogeno se establece solo por su número cuántico principal, así la energía de sus orbitales aumenta de la siguiente manera: 1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f...



Aunque la densidad electrónica del orbital s y p no sea la misma tendrán la misma energía el e- en estos orbitales.

El orbital 1s del átomo de hidrogeno corresponde a la condición más estable, el estado fundamental en donde el núcleo atrae con mayor fuerza a un e- que reside en este orbital porque se encuentra más cerca y dicho e- en niveles superiores de 2s o 2p se encontrara en estado excitado.

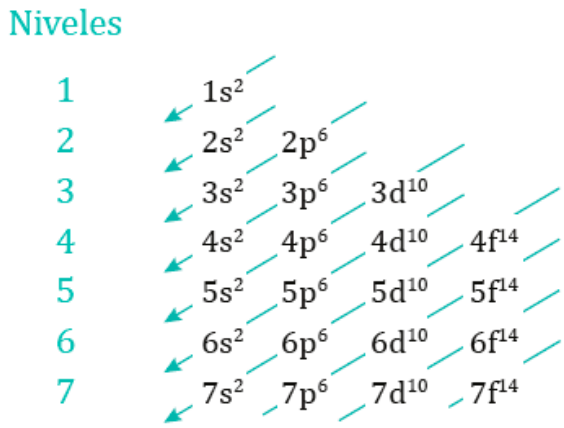


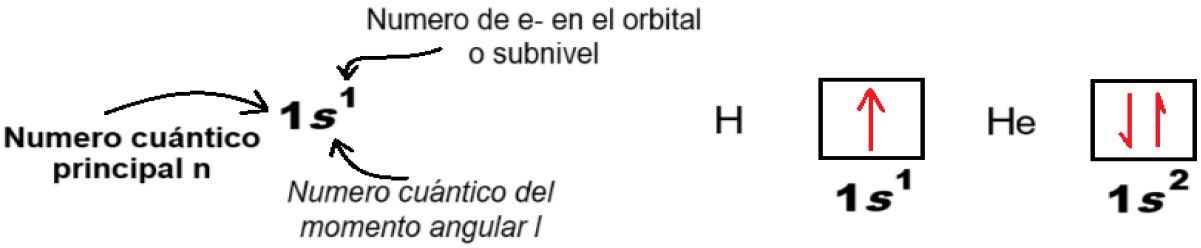
Mientras que los diagramas de energía de los átomos polielectrónicos son mas complejos ya que la energía de un e- depende de su número cuántico principal y de su momento angular.

La energía total de un átomo no depende solamente de la suma de la energía de los orbitales, sino que también de la energía de repulsión entre los e- de estos orbitales y cada orbital puede dar cabida a dos e-. De esto se desprende de que la energía total de un átomo es menor cuando se llena el subnivel 4s antes que es 3d.

Configuración electrónica: Los cuatro números cuánticos n – l – ml – ms son suficientes para identificar por completo un e- en cualquier orbital del átomo, al conjunto de números cuánticos se considera como el domicilio del electrón.

Por ejemplo, los cuatro números cuánticos de un electrón en un orbital 2s es n=2, l=0, ml= 0 y ms= -/+ ½ (ms determina la distribución de los e- en un orbital).Para comprender el comportamiento electrónico de los átomos polieléctricos es necesario conocer la configuración electrónica del átomo, la manera en la que se encuentran distribuidos los e- en los diferentes orbitales, la cual se puede representar la configuración electrónica por medio de la notación o por medio de un diagrama de orbital que muestra el espín del electrón.(la flecha hacia arriba indica uno de los dos giros posibles del electrón y la caja representa el orbital)





Principio de exclusión de Pauli: Es útil para determinar la configuración electrónica de los átomos polielectrónicos, dicho principio establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos. Si dos e- tienen idénticos números cuánticos de n, l , ml y ms entonces deben tener distintos ms (- ½ o + ½) y por esto es que solamente pueden coexistir en el mismo orbital atómico solo dos electrones y deben poseer espines o movimientos de giros opuestos.

Diamagnetismo y paramagnetismo: El principio de exclusión de Pauli es uno de los principios fundamentales de la mecánica cuántica y se comprueba con una simple observación, si ambos electrones en un orbital del átomo de helio tuvieran el mismo espín siendo paralelos entre ellos (↑↑) o (↓↓), sus campos magnéticos netos se reforzarían mutuamente, dicha distribución haría que el helio sea un gas paramagnético.

Las sustancias paramagnéticas (↑_ o _↓) son aquellas que contienen espines no apareados y son atraídos por un imán.

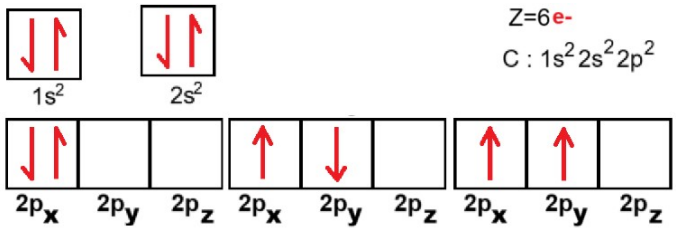
Las sustancias diamagnéticas (↓↑) son aquellas en donde los espines del e- están apareados o son antiparalelos en donde los efectos magnéticos se cancelan, no poseen espines no apareados y son ligeramente repelidas por un imán.

Efecto pantalla en los átomos polielectrónicos: Las mediciones experimentales indican que el orbital 2s se encuentran en un nivel de energía menor que 2p, esto se debe a que en los orbitales 2s y 2p (son mas grandes que el orbital 1s) un e- pasara más tiempo (promedio) más alejado del núcleo atómico y se dice que se encuentran apantallados parcialmente de la fuerza de atracción del núcleo atómico por los e- del orbital 1s, como consecuencia disminuye la atracción electrostática entre los p+ y los 2- del orbital 2s o 2p.

La densidad e- cambia al alejarnos del núcleo atómico en una forma que depende del tipo de orbital, un e- 2s pasa más tiempo cerca del núcleo que uno del 2p, la densidad electrónica cerca del núcleo es mayor para un electrón 2s por ello se dice que es más penetrante que el orbital 2p y se encuentra menos apantallado por los e- del 1s. Para un mismo número cuántico principal de n el poder de penetración disminuye con el aumento en el número cantico del momento angular l, en donde s > p > d > f > g...

La estabilidad del e- está determinada por la fuerza de atracción del núcleo, se infiere que un electrón 2s tendrá menor energía que un electrón 2p, dicho de otra forma, quitar un electrón del orbital 2p demanda menos energía que quitar un e- del orbital 2s porque el núcleo otra con menos fuerza a un electrón 2p.

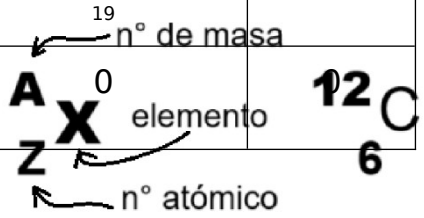
Regla de Hund: La configuración electrónica para un átomo de carbono es de $1s^2$, $2s^2$, $2p^2$ en donde los ultimo dos electrones de los puede ordenas de distintas maneras en cada orbital p ya que ninguna de las tres notaciones viola el principio de exclusión de Pauli de forma tal que quede determinar cuál es la de mayor estabilidad.



La regla de Hund establece que la distribución electrónica mas estable en los subniveles es la que posee un mayor número de espines paralelos en donde seria $1s^2$ = [↑ ↓], $2s^2$ = [↑ ↓], $2p^2$ = [↑_] - [↑_] , [_ _] de forma tal que los e- en 1s y 2s se cancelan entre si mientras que en 2p se encuentran dos e- en distintos orbitales. Este arreglo es mejor que el [↑↓] para el orbital p ya que al estar ambos e- en un mismo orbital dan lugar a una mayor repulsión mutua en comparación a cuando se encuentran separados en 2px y 2py poseyendo dos electrones desapareados.

El átomo se encuentra constituido por partículas subatómicas, en su núcleo se encuentran los protones (p+) y los neutrones (n) mientras que alrededor de este se encuentran los electrones (e-).

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulomb	Unidad de carga
Electrón	9,10038 X10^{-28}	- 1.66022 X10^{-19}	-1
Protón	1,67262 X 10^{-24}	+ 1.66022 X10^{-}	+1
Neutrón	1,67262 X 10^{-24}	0	0



Todos los átomos se identifican con un numero de protones y un numero de neutrones que son propios de él, el numero atómico (Z) es el n° de p+ en el núcleo de un átomo de un elemento de forma tal que también indica el número de e- presentes en un átomo neutro y el numero masico (A) indica el n° de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo, el número de neutrones presentes es la diferencia entre el numero masico y el atómico (A-Z = neutrones).

Así la identidad química de un átomo queda indicada por su Z (p+) y no todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa, la mayoría de los elementos presentan dos o más isotopos, son aquellos átomos de poseen el mismo número atómico pero diferente número masico. Como es el caso del hidrogeno, existen tres tipos llamados $^{1}H_1$ –(hidrogeno) - $^{2}H_1$ (deuterio) - $^{3}H_1$ (tritio), con dicha excepción los demás isotopos se identifican con su número de masa.

Las propiedades químicas de un elemento están determinadas principalmente por los protones y electrones de sus átomos, los neutrones no participan en los cambios químicos en condiciones normales y en consecuencia los isotopos del mismo elemento poseen un comportamiento químico semejante, forman el mismo complejo y presentan reactividad semejante.

Para referirse a los elementos se hace referencia al grupo al que pertenecen en la tabla periódica, la cual es una herramienta útil para correlacionar las propiedades de los elementos en forma sistemática y ayuda a predecir el comportamiento químico.

- Metales alcalinos (grupo 1A): Li (litio) – Na (sodio) – K (potasio) – Rb (rubidio) – Cs (cesio) y Fr (francio).
- Metales alcalinotérreos (grupo 2A): Be (berilio) – Mg (magnesio) – Ca (calcio) – Sr (estroncio) – Ba (bario) y Ra (radio).
- Halógenos (grupo 7A): F (flúor) – Cl (cloro) – Br (bromo) – I (iodo) – At (astato) y Ts (teneso).
- Gases nobles (grupo 8A): He (helio) – Ne (neón) – Ar (argón) – Kr (kriptón) – Xe (xenón) – Rn (radón) – Og (oganesón) y H (hidrogeno) (1A). Se caracterizan por ser inodoros, incoloros, punto de fusión y ebullición bajos.

también tenemos los elementos de transición que van desde el grupo 3B hasta el grupo 12B y desde el periodo 4 hasta el periodo 7.

- Grupo 3B: Sc (escandio) – Y (iodo) – serie de los lantánidos y serie de los actínidos.
- Grupo 4B: Ti (titanio) – Zr (circonio) – Hf (hafnio) – Rf (rutherfordio).
- Grupo 5B: V (vanadio) – Nb (niobio) – Ta (tantalio) – Db (dubnio).
- Grupo 6B: Cr (como) – Mo (molibdeno) – W (wolframio) – Sg (seaborgio).
- Grupo 7B: Mn (manganeso) – Tc (tecnecio) – Re (renio) – Bh (bohrio).
- Grupo 8B: Fe (hierro) – Ru (rutenio) – Os (osmio) – Hs (hassio).
- Grupo 9B: Co (cobalto) – Rh (rodio) – Ir (iridio) – Mt (meitnerio).
- Grupo 10B: Ni (níquel) – Pd (paladio) – Pt (platino) – Ds (darmstadtio).
- Grupo 11B: Cu (cobre) – Ag (plata) – Au (oro) – Rg (roentgenio).
- Grupo 12B: Zn (cinc) – Cd (cadmio) – Hg (mercurio) – Cn (copernicio).

Dentro de los metales de transición podemos encontrar en el 3B periodo 6 a los lantánidos y en el periodo 7 a los actínidos.

- Lantánidos (grupo 3B – periodo 6): La (lantano) – Ce (cerio) – Pr (praseodimio) – Nd (neodimio) – Pm (prometio) – Sm (samario) – Eu (europio) – Gd (gadolinio) – Tb (terbio) – Dy (disprosio) – Ho (holmio) – Er (erbio) – Tm (tulio) – Yb (iterbio) y Lu (lutecio).
- Actínidos (grupo 3b – periodo 7): Ac (actinio) -Th (torio) – Pa (protactinio) – U (uranio) – Np (neptunio) – Pu (plutonio) – Am (americio) – Cm (curio) – Bk (berkelio) – Cf (californio)– Ei (einstenio) - Fm (fermio) – Md (mendelevio) – No (nobelio) y Lr (laurencio).

Dentro de los no metales podemos encontrar metales pobres, semimetales y metales.

- Metales pobres: Al (aluminio) – Ga (galio) – In (indio) – Sn (estaño) – Ti (talio) – Pb (plomo) – Bi (bismuto) – Nh (nihonio) – Fl (flerovio) – Mc (moscovio) – Lv (livermorio).
- Semimetales : B (boro) – Si (silicio) – Ge (germanio) – As (arsénico) – Sb (antimonio) – Te (telurio) – Po (polonio).

- No metales : C (carbono) – N (nitrógeno) – O (oxigeno) – P (fosforo) – S (azufre) – Se (selenio).

La mayor parte de la materia se encuentra compuesta por moléculas o iones formados por átomos de distintos elementos, exceptuando a los gases nobles (monoatómico) ya que se encuentran en la naturaleza con su configuración electrónica completa en la capa externa lo cual los hace eléctricamente neutros y altamente estables.

Una molécula es un agregado de por lo menos dos átomos en una colocación definidas que se mantienen unidos por fuerzas químicas llamadas enlaces químicos. Una molécula puede tener átomos del mismo elemento o de dos o más elementos y siempre en porciones fijas según la ley de proporciones definidas.

Una molécula no siempre es un compuesto, el cual está formado por dos o más elementos diferentes en proporciones fijas y definidas, como es el caso respectivamente del hidrogeno gaseoso ($H_{2(g)}$) y del agua H_2O, al igual que los átomos las moléculas son eléctricamente neutras.

Moléculas monoatómicas: Molécula que contiene un solo átomo.	Moléculas diatómicas: Molécula que contiene dos átomos.	Moléculas poliatómicas: Moléculas que contiene más de dos átomos.
He (helio)	N_2	O_3
Ne (neón)	O_2	H_2O
Ar (argón)	F_2	NH_3
Kr (kriptón)	Cl_2	CO_2
Xe (xenón)	Br_2	CH_4
Rn (radón)	I_2	SO_2
Og (oganesón)	HCl	H_2SO_4

Un ion es un átomo que tiene una carga neta positiva (catión) o negativa (anión), durante las reacciones químicas el núcleo atómico que contiene protones y neutrones permanece intacto mientras que los e- pueden perderse o ganarse.

La pérdida de un e- o más dejaría al átomo cargado positivamente dejando de ser un átomo neutro y pasando a ser un catión con una carga neta positiva, mientras que los átomos que ganan e- se encuentran cargados negativamente formando aniones con una carga neta negativa.

El NaCl (halita o sal de mesa) es un compuesto iónico ya que esta formado por cationes Na^+ y aniones Cl^-, reciben el nombre de iones monoatómico porque contienen solamente un átomo al igual que los iones de Mg^{2+} , Fe^{3+} , S^{2-} Y N^{3-} en donde ganan o pierden más de un electrón. Con algunas excepciones los metales tienden a formar cationes perdiendo e- mientras que los no metales tienden a formar aniones ganando e-.Es posible combinar dos o más átomos y formar iones que tengan una carga neta positiva o negativa, se los denominan como iones poliatómicos aquellos que poseen mas de un átomo como es el caso del ion hidróxido OH^- , ion cianuro CN^- y el ion amonio NH_4^+

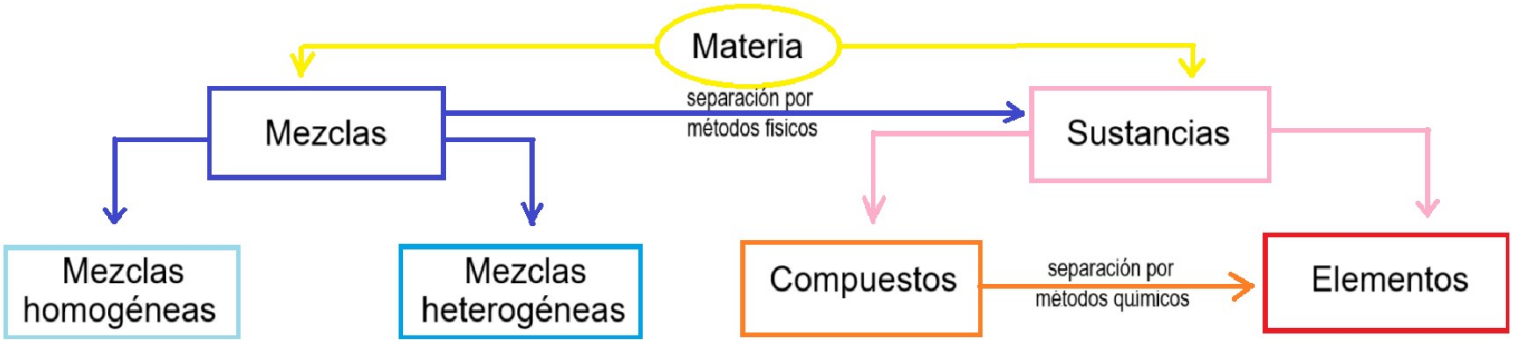
Los químicos utilizan formulas moleculares para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de símbolos químicos, composición significa no solamente elementos si no que la proporción en la cual se combinan los átomos.

Formulas químicas	
Formulas Moleculares	Formulas Empíricas
Indica el número exacto de átomos de cada	Las fórmulas empíricas son las más

elemento que están presentes en una unidad más pequeña de una sustancia. Así la formula molecular del H_2, O_2, O_3 y H_2O representa con el subíndice la cantidad de átomos de cada elemento presente en una molécula.	sencillas de forma tal que los subíndices se reducen a números enteros mas pequeños y simples, en consecuencia, indica cuales elementos están presentes y las proporciones mínimas, en números enteros, entre sus átomos.
Tanto el O_2 como el O_3 son alótropos, es decir una de dos o mas formas diferentes de un elemento como el C que se presenta como grafito y diamante siendo completamente diferentes en sus propiedades físicas y químicas pero igual quimismo.	No necesariamente indica el número real de átomos como es el caso de la formula empírica del peróxido de hidrogeno H_2O_2 en donde quedaría 2:2 o 1:1 siendo HO, el compuesto de hidracina N_2H_4 quedaría NH_2 siendo 1:2.
Modelos Moleculares	Únicamente la formula molecular indica el número real de átomos de u elementos presentes en una molécula
Una forma efectiva de visualizar las moléculas es mediante el uso de modelos moleculares. Comúnmente se utilizan dos tipos de modelos moleculares, los de esferas y barras, y los modelos especiales. El primer paso para construir un modelo molecular es escribir su fórmula estructural que muestra como están unidos entre si los átomos de una molécula, en el caso del H2O se conoce que cada átomo de H esta unido al O por ende H-O-H, en donde la línea que une dos símbolos atómicos es un enlace químico. En el modelo de esferas y barras los átomos están representados por esferas de maderas o plástico con orificios perforados en ellas, para la representación de los enlaces químicos se utilizan barras o resortes, los ángulos que se forman entre los átomos en los modelos se aproxima a los ángulos del enlace real y con excepción del H, todas las esferas son del mismo tamaño y cada tipo de átomo está representado por un color especifico. Indican con claridad la distribución tridimensional de los átomos, sin embargo, las esferas no son proporcionales al tamaño de los átomos y como consecuencia las barras exageran la distancio entre átomos de una molécula.	Una vez que se conoce su formula molecular se puede conocer su fórmula empírica pero no al revés

Los modelos espaciales representan átomos por esferas truncadas que se mantienen unidas a presión de manera tal que los enlaces no se ven y el tamaño de las esferas es proporcional al de los átomos, siendo mas exactos porque permiten ver con claridad la diferencia del tamaño de los átomos y su inconveniente es que requieren de más tiempo y no muestran bien su disposición tridimensional.	

La materia es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa, todo el universo tiene una conexión, los químicos (que estudian la materia y sus cambios) distinguen varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades.



Una sustancia es una forma de materia que tiene una composición definida (constante) y propiedades distintivas, las sustancias difieren entren ellas según su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, olor, sabor y otras propiedades.

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos, un elemento es una sustancia que no se puede separar en otras mas sencillas por medios químicos como los 118 elementos de la tabla periódica simbolizados por letras y muchos derivan de sus nombres en latín. Mientras que los compuestos son sustancias formadas por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas, no se pueden separar en sus componentes puros por medio químicos.

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en las que conservan sus propiedades distintivas, no poseen una composición constante como el caso de las muestras de aire obtenidas en distintas ciudades en donde difieren en su composición a causa de diferencia de altitud, contaminación ,etc.

Las mezclas pueden ser homogéneas en donde la composición de la mezcla es uniforme o heterogénea en donde la mezcla no es uniforme, como son los respectivos casos para una cucharada de sal en agua y un puñado de arena en agua. Toda mezcla se puede formar y luego separar por medio físicos en sus componentes puros sin alterar sus identidades, respectivamente la sal se puede recuperar calentando el agua hasta evaporarla por completo que al mismo tiempo la condensación del vapor permite recuperar el agua y pasar por un tamiz o colador la mezcla agua-arena.

Propiedades de la materia	
Propiedades fiscas	Propiedades químicas
Las propiedades físicas de la materia se pueden medir y observar sin que se modifique	Las propiedades químicas de la materia son aquellas en las que ocurre un cambio

la composición o identidad de la sustancia. Ej: Medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua, el agua difiere del hielo en su aspecto y no en su composición de forma tal en que se trata de un cambio físico y es posible congelar el agua para obtener nuevamente hielo.	químico con el fin de observar y medir la materia. Como es el caso de la quema de hidrogeno en presencia de oxígeno para formar agua, en este caso de combustión después del cambio desaparece la sustancia química original que es el hidrogeno y da lugar a una sustancia química distinta que es el agua, en donde es imposible recuperar el hidrogeno.
Todas las propiedades de la materia corresponden a dos categorías adicionales:	
Propiedades extensivas	Propiedades intensivas
El valor medio de una sustancia extensiva depende de la cantidad de materia que se considere. • Masa: Cantidad de materia en una muestra dada se sustancia. • Volumen: Longitud elevada al cuadrado. • Longitud. • Peso. • Energía potencial. • Capacidad calorífica. • Inercia. Propiedades aditivas, es decir que se pueden sumar.	El valor de una propiedad intensiva no depende de la cantidad e materia. • Densidad: Masa del objeto dividida entre su volumen. • Temperatura. • Punto de ebullición. • Punto de fusión. • Viscosidad. • Color. • Presión. • Sabor. • Índice de refracción. • Compresibilidad. • Elasticidad. No es una propiedad aditiva.

Masa atómica: Depende del número de e-, p+ y n° del átomo, también llamada peso atómico, internacionalmente la masa atómica es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma) y se la define como una masa igual a un 12avo de la masa de un átomo de carbono 12.

Al medir la masa atómica de un elemento se debe establecer la masa atómica promedio de la mezcla natural de sus isotopos, haciendo referencia a un valor promedio.

Masa atómica promedio = (abundancia relativa X1).masa atómica X1 + (abundancia relativa X2).masa atómica X2

En donde la abundancia relativa al expresarse en porcentaje se la debe dividir por 100 para poder expresarse en fracción.

Masa atómica promedio del carbón = 98,90% x 12 uma C_{12} + 1,10% x 13,005 uma C_{13}

Masa atómica promedio del carbón = 98,90% x 12 uma C_{12} + 1,10% x 13,005 uma C_{13}

Masa atómica promedio del carbón = 0,989 x 12 uma C_{12} + 0,011 x 13,005 uma C_{13}

Masa atómica promedio del carbón = 11.868 uma C_{12} + 0.00084582852 C_{13}

Masa atómica promedio del carbón = 12,01 una C

Numero de Avogadro: En el SI (Sistema internacional de media) el mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en exactamente 12g del isotopo de carbono 12, el número real de átomos en 12g de C_{12} se determina experimentalmente y el valor numérico aceptado es $N_A = 6{,}022 \times 10^{23}$ llamado número de Avogadro.

Masa molar: La masa molar se define como la masa en gramos o kilogramos de 1 mol de unidades (átomos o moléculas) de una sustancia. De forma tal que la masa atómica de los elementos es igual a su masa molar .

El concepto de masa molar y numero de Avogadro se utilizan para convertir unidades de masa átomo a masa en gramos y viceversa, permitiendo efectuar conversiones entre ambas.

Masa molecular: Se puede calcular la masa molecular si se conoce la masa atómica de los elementos que las forman, la masa molecular también llamada peso atómico es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula.

La masa molecular de la molécula de agua es la sumatoria de la masa atómica de oxigeno mas la masa atómica de dos átomos de hidrogeno ya que su fórmula molecular es H_2O, en donde el H= 1uma y el O=15,99 en donde la masa molecular seria de 17,99 uma ≈ 18 uma, a partir de su masa molecular podemos conocer su masa molar (peso) que seria de 18g de H_2O y establecer que en una molécula de agua (1mol) hay $6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

Composición porcentual: La composición porcentual en masa es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto, entiéndase como la división de la masa solar de cada elemento contenida en 1 mol del compuesto entre la masa molar del compuesto y multiplicado por 100%.

$$\text{composición porcentual de un elemento} = \frac{n°\,moles\,del\,elemento \times masa\,molar\,del\,elemento}{masa\,molar\,del\,compuesto} \times 100\%$$

composición porcentual del oxígeno y del agua en una molécula de H_2O, sabiendo que hay dos moles de h y un mol de o, en donde el hidrogeno tiene un peso de 1uma o 1g y el oxigeno tiene un peso de 16uma o 16g, el peso molecular del agua es de 18uma o g

$$H = \frac{2 \times 1\,g}{18\,g} \times 100\% = \frac{2\,g}{18\,g} \times 100\% = 0{,}11g \times 100\% = 11{,}11\ \%$$

$$O = \frac{16\,g}{18\,g} \times 100\% = 0{,}88g \times 100\% = 88{,}88\ \%$$

11,11% H + 88,88% O = 99,99 %, al sumar los porcentajes se obtiene el total de la molécula y la pequeña diferencia respecto al 100% se debe al redondeo de las masas molares de los elementos

Reacciones y ecuaciones químicas: Las **reacciones químicas** son procesos en el que una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas, los químicos han desarrollado una comunicación estándar para representarlas por medio de ecuaciones químicas, así una **ecuación química** emplea símbolos químicos para mostrar que sucede durante una reacción química.

Reactivos → Productos

(→): Indica la dirección en la que ocurre la reacción, es irreversible, separando a los reactivos (sustancias que reaccionan) y productos (sustancias que se forman).
$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ (Flecha simple, reacción irreversible de formación de agua)
(⇌): Indica la dirección de la reacción, es reversible, en donde los reactivos pueden convertirse en productos y los productos se pueden volver a convertir en reactivos.

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + \text{energía}$$

Considerando el caso en el que el hidrogeno gaseoso se quema en presencia de aire (que contiene oxigeno diatómico) para formar agua y liberar calor. En donde el signo + significa que reacciona con y el símbolo de la flecha significa que produce indicando la dirección de reacción (al mismo tiempo existen distintos tipos de flechas según sea el caso) y para proporcionar información adicional indicando el estado físico de los reactivos y productos por medio de las legras s para sólido, l para liquido y g para gaseoso.

Se lee que el hidrogeno molecular (es el combustible que se quema) reacciona con el oxígeno molecular (comburente necesario para que la combustión ocurra) para producir agua (producto de la reacción) y liberar energía (libera en forma de calor, siendo una reacción exotérmica).

De acuerdo con la ley de conservación de la materia debe haber el mismo numero de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación química, tanto en reactivos como en productos, así se debe balancear la ecuación de $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ a $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

Reactivo: Es la sustancia inicial en una reacción química.

Productos: Sustancias formadas como resultado de una reacción química.

Una ecuación química es la descripción abreviada que un químico hace de una reacción química.

Para representar un medio acuoso, es decir agua, se usan las siglas ac y se escribe H2O sobre la flecha de la ecuación química indicando el proceso físico de disolver una sustancia en agua.

$$NaCl\ (s) \xrightarrow{H2O} NaCl$$

Balanceo de ecuaciones químicas se lleva a cabo por medio de los siguientes pasos:

1) Se identifican los reactivos y productos, colocándolos en sus respectivos lugares en la ecuación química separados por una flecha que indicara el sentido de la reacción y si esta es reversible o irreversible.
2) El balanceo de ecuaciones se inicia probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.
   Se pueden cambiar los coeficientes, pero no los subíndices, ya que al cambiarlos se modifica la identidad de la sustancia.
3) Primeramente, se buscan los elementos que aparecen una sola vez a cada lado de la ecuación química y con igual numero de átomos, deben contener los mismos coeficientes, a continuación, se buscan los elementos que aparecen una vez a cada lado de la ecuación química, pero con diferentes números de átomos y se balancea. Por último, se debe balancear los elementos que aparecen en dos o mas formulas del mismo lado de la ecuación química.
4) Se verifica que la ecuación se encuentre balanceada para asegurarse de que hay el mismo número total de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación.

El clorato de potasio reacciona para producir cloruro de potasio y oxigeno

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

$$2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$$

El etano reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$$

Cantidad de reactivo y de producto: Para la interpretación cuantitativa de una reacción química se debe aplicar el conocimiento de las masas molares y el concepto de mol, la estequiometria es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Independientemente de que las unidades empleadas para los reactivos o productos se expresen en moles, gramos, litros (gases) u otras unidades, para calcular la cantidad de producto formado en una ecuación química se utilizan moles. Este método se le determina método del mol, significa que los coeficientes estequiométricos en una reacción química pueden interpretarse como el número de moles de cada sustancia.

N_2 (g)	+	$3H_2$(g)	→	$2NH_3$(g)
1 molécula de nitrógeno		3 moléculas de hidrogeno		2 moléculas de amoniaco
1 mol de N_2		3 moles de H_2		2 moles de NH_3
1x(6,022x10^{23}) moles de N_2		3x(6,022x10^{23}) moles de H_2		2x(6,022x10^{23}) moles de NH_3
6,022x10^{23} moles de N_2		1,80 x10^{23} moles de H_2		1,20 x10^{23} moles de NH_3
28 g N_2		6 g H_2		34g NH_3

Reactivo limitante: El reactivo limitante es aquella sustancia reactiva que se consume primero en una reacción química, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad original de este reactivo y cuando este se consume ya no se puede formar más producto. Mientras que los reactivos en exceso son los reactivos que se encuentran en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.

Considerando de ejemplo a la síntesis industrial del metano CH_3OH a partir del monóxido de carbono e hidrogeno a altas temperaturas. En donde CO(g) + $2H_2$(g) → CH_3OH(g) inicialmente se tiene 4moles de CO(g) y 6 moles de H_2(g), una forma de calcular cual es el reactivo limitante seria calcular el numero de moles de CH_3OH(g) obtenidos de las cantidades iniciales de CO y H_2, en base a la definición de reactivo limitante es el que producirá la mínima cantidad de producto así si iniciamos con 4moles de CO y con 6 moles de H_2 se observa que:

1 mol CO → 1 mol CH_3OH	2 mol de H_2 → 1 mol CH_3OH
4 mol CO → x= 4 mol CH_3OH	6 mol de H_2 → x= 3 mol CH_3OH

Como el H2 es el que genera menos moles de CH_3OH al reaccionar es el reactivo limitante y el CO es el reactivo en exceso .

CO(g) + $2H_2$(g) → CH_3OH(g) se lee que 1 mol de monóxido de carbono en estado gaseoso reacciona con dos moles de hidrogeno diatómico en estado gaseoso para producir un mol de metano , estequiométricamente quedaría:

CO(g)	+	$2H_2$(g)	→	CH_3OH(g)
1 molécula de CO		2 moléculas de H_2		1 molécula de CH_3OH
1 mol de CO		2 moles de H_2		1 mol de CH_3OH

28 g de CO 4 g de H_2 32 g CH_3OH

4mol de CO x $\frac{1 mol de CH3OH}{1 mol de CO}$ = 4 mol x 1 mol de CH_3OH = 4 mol de CH_3OH

6 mol de H2 x $\frac{1 mol de CH3OH}{2 moles de H2}$ = 6mol x 0,5 mol de CH_3OH = 3 mol de CH_3OH

4 mol CO → 4 mol de CH_3OH 4 mol CO → 4 mol de CH_3OH

X = ← 3 mol de CH_3OH 3 mol CO = ← 3 mol de CH_3OH

4 mol de CO – 3 mol de CO = 1 mol de CO en exceso.

Rendimiento de la reacción: La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante. El rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener y se calcula a partir de la ecuación balanceada.

En la práctica el rendimiento real es la cantidad de producto obtenido en una reacción y casi siempre es menor que el rendimiento teórico, esta diferencia se explica en reacción complicadas como en el caso de que los productos formados pueden seguir reaccionando entre si o con los reactivos si la reacción es reversible para formar aun mas productos o muchas reacciones son reversibles por lo que no se completa 100% de izquierda a derecha y aun cuando se completa totalmente es difícil recuperar todo el producto del medio de reacción.

Para determinar la eficiencia de una reacción especifica los químicos utilizan el termino de porcentaje de rendimiento que se describe como la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico según: % de rendimiento = $\frac{rendimiento real}{rendimiento teorico} x 100\%$ y los factores que pueden afectar el porcentaje del rendimiento se encuentra la temperatura y la presión.

Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos: Las sustancias inorgánicas se clasifican en función del tipo de elementos que se combinan y según el número de átomos diferentes que forman un compuesto, así pueden ser binarios (dos átomos diferentes), ternarios (tres átomos diferentes) y cuaternarios (cuatro átomos diferentes).

A lo largo de los años los químicos han desarrollado un sistema de nomenclatura para nombrar a las sustancias químicas y las reglas propuestas son aceptadas mundialmente. Se distinguen entre compuestos orgánicos e inorgánicos, los orgánicos contienen carbono comúnmente combinado con elementos como hidrogeno, nitrógeno, oxígeno y azufre mientras que el resto de los compuestos se clasifican como inorgánicos.

Los compuestos inorgánicos se dividen en cuatro categorías conformadas por compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y base e hidratos.

Numero de oxidación de un elemento	Valencia de un elemento
Tiene un signo + o -	No tiene un signo
El estado de oxidación es la supuesta carga de un elemento (ion) en un compuesto	La valencia es el número de enlaces posibles que forma un elemento
Los numero de oxidación en estado puro son 0,	En el agua nos dice que el O puede formar

<table>
<tr><td colspan="2">es decir que para O_2^0 su e.o seria 0 y en la molécula de $H^{+1}{}_2O^{-2}$ su e.o es -2</td><td>dos enlaces químicos (H-O-H) y lo mismo ocurre con el O2 (O=O)</td></tr>
<tr><td colspan="2">Numero de oxidación de los elementos de un compuesto</td><td>La valencia o covalencia (cantidad de enlaces covalentes que puede dar un elemento) coincide con el número de electrones desapareados en el último nivel energético</td></tr>
<tr><td>Elemento</td><td>N°oxidación</td><td>$_{11}Na$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$
Pierde 1 e- y forma el catión de Na^+</td></tr>
<tr><td>Sustancias simples, atómicas o moleculares (I2, Cl2, Fe, Cu)</td><td>0</td><td>$_8O$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^4$
Gana 2 e- y forma el anión O^{2-}</td></tr>
<tr><td>Oxigeno (menos peróxidos)</td><td>-2</td><td>$_{20}Ca$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$
Pierde 2 e- y forma catión Ca^{2+}</td></tr>
<tr><td>Hidrogeno (menos en hidruros metálicos -1)</td><td>+1</td><td>$_5B$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^1$
Perder 3 e- y formar catión B^{3+}</td></tr>
<tr><td>Halógenos en compuestos binarios (HCl, KI, NaF)</td><td>-1</td><td>$_6C$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^2$
Pierde 4 e- y forma catión C^{4+}</td></tr>
<tr><td>Azufre en los sulfatos</td><td>-2</td><td>$_9F$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^5$
Gana 1 e- y forma anión F^{1-}</td></tr>
<tr><td>Alcalinos</td><td>+1</td><td>$_{17}Cl$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^5$
Gana 1 e- y forma anión Cl^{1-}</td></tr>
<tr><td>Alcalinos térreos</td><td>+2</td><td>$_{13}Al$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^1$
Pierde 3 e- y forma catión Al^{3+}</td></tr>
<tr><td colspan="2">El estado de oxidación esta relacionado con la carga del ion mas estable y ese va a ser el numero de electrones ganados (anión) o perdidos (catión) le permita tener una estructura de gas noble (8 e- en la última capa)</td><td>Algunos elementos pueden tener distintas valencias dependiendo de las condiciones químicas y los compuestos con los que se estén formando.</td></tr>
<tr><td colspan="3">Regla del octeto</td></tr>
<tr><td colspan="3">Enunciada por Lewis en donde plantea que los elementos que en su último nivel de energía tienen 8 e- son químicamente estables (gases nobles o inertes : no forman compuestos químicos menos el He). El helio es el único gas noble que no cumple con la regla del octeto, pero aun así alcanza su estabilidad química.</td></tr>
<tr><td colspan="3">Todos aquellos elementos de la tabla periódica que no poseen 8 e- en su último nivel de energía (metales, no metales y semimetales) buscan ganar estabilidad y la buscan ganando o compartiendo e- (esto explica las uniones químicas), los átomos se unen entre si porque quieren ganar estabilidad.</td></tr>
</table>

Nomenclatura tradicional: Es una nomenclatura que se basa en el uso de los sufijos (ultimo) y prefijos (principio) para indicar la Valencia de un elemento metálico en el compuesto.

En el caso que un elemento tenga una sola valencia únicamente se escribe el compuesto seguido del nombre del elemento.

Generalmente los elementos de transición pueden formar mas de un tipo de catión ya que no tienen una sola Valencia, los sufijos oso e ico no proporcionan información con respecto a la carga real al igual que los prefijos hipo y per, se establece desde menor numero de oxidación o valencia (hipo_oso) hasta el mayor e.o o valencia (per_ico).

Numero de valencia	Prefijo	Sufijo
Si tiene una valencia		ico
Si tiene dos valencias		oso
		ico
Si tiene tres valencias	Hipo	oso
		oso
		ico
Si tiene cuatro o más valencias	Hipo	oso
		oso
		Ico
	Per	ico

Compuesto + Hipo (raíz del elemento) oso (menor valencia)

Compuesto + (raíz del elemento) oso (medio menor valencia)

Compuesto + (raíz del elemento) ico (medio mayor

La nomenclatura tradicional se emplea en compuestos en los que actúa el oxígeno como es el caso de los óxidos ácidos (forma ácidos), óxidos básicos (forman bases), hidróxidos (óxidos básicos + H2O), oxácidos (óxidos ácidos + H2O) y sales. No se utiliza en hidruros metálicos y no metálicos (+ hidrácidos) ya que el oxígeno no reacciona.

Nomenclatura sistemática: La nomenclatura sistemática emplea prefijos griegos que denotan el número de átomos de cada elemento presente, se escribe el nombre del compuesto acompañado de su prefijo y el elemento también acompañado de su prefijo.

La nomenclatura sistemática se utiliza para todo tipo de compuestos.

(prefijo) compuesto + de + (prefijo) elemento			
Prefijo	Significado	Prefijo	Significado
Mono	1	Hexa	6
Di	2	Hepta	7
Tri	3	Octa	8
Tetra	4	Nona	9
Penta	5	Deca	10

Nomenclatura stock: La nomenclatura Stock escribe el nombre del compuesto seguido del nombre del elemento y entre paréntesis escribe en números romanos la carga del catión, así en números romanos I = 1 carga positiva, II = 2 cargas positivas, III = 3 cargas positivas, VI= 4 cargas positivas...

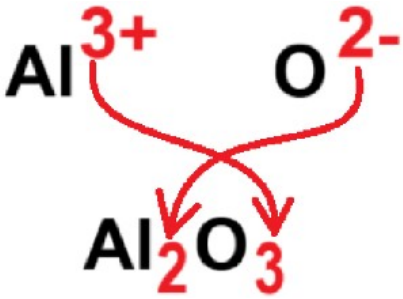
La nomenclatura Stock se utiliza para nombrar cualquier compuesto en que un elemento tenga mas de una valencia.

Compuesto+ de + elemento + (números romanos)			
Numero romanos	Números arábigos	Numero romanos	Números arábigos
I	1	VI	6
II	2	VII	7
III	3	VIII	8
IV	4	IX	9
V	5	X	10

Compuestos iónicos	Compuestos moleculares
Los compuestos iónicos están formados por compuestos iónicos de un catión y un anión, excepto el ion amonio NH4+, todos los	A diferencia de los compuestos iónicos los moleculares están formados por unidades moleculares discretas (una unidad

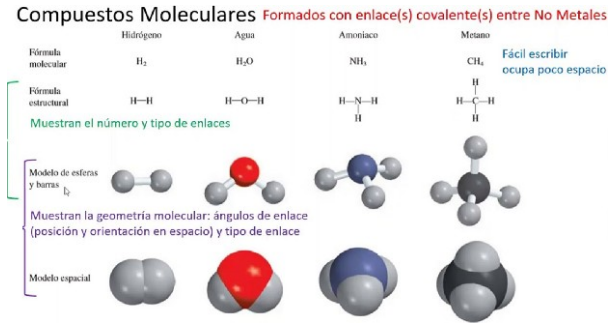
cationes pertenecen a los metales (alcalinos y alcalinos térreos) y los nombres de los cationes metálicos provienen del nombre del elementó.

Las fórmulas de los compuestos iónicos son las mismas que los de su fórmula empírica ya que no se encuentran formados por unidades moleculares discretas, se caracterizan por proporciones iónicas de cationes y aniones que forman compuestos eléctricamente neutros. Para que sean eléctricamente neutros, la sumatoria de las cargas de los aniones y cationes debe ser 0 y si la carga de los iones son numéricamente diferentes se aplica la fórmula de la neutralidad en donde el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión y el subíndice del anión deber ser numéricamente igual a la carga del catión.(si las cargas son numéricamente iguales los subíndices no son necesarios)



molecular discreta es un grupo de átomos unidos por enlaces químicos que forman una entidad distinta y separada, con un numero definido de átomos (mismos o diferentes elementos) y forman estructuras con un numero especifico de átomos (no se extienden indefinidamente en el espacio tridimensional a diferencia de los sólidos reticulares que forman una red continua))

La formación de compuestos moleculares se desarrolla por compartir e- entre átomos de elementos no metálicos para formar enlaces covalentes, dicho enlace mantiene unidos a los átomos dentro de la molécula (valencia indica en número de enlaces químicos que puede formar un elemento)



Formados por transferencia de electrones entre un átomo metálico y uno no metálico, resultando en la unión de iones cargados opuestamente (catión + anión) que se atraen electrostáticamente.

Los enlaces covalentes se definen por la compartición de e- gracias a las fuerzas electrostáticas entre e- compartidos y los núcleos átomos enlazados, siendo los e- atraídos por el núcleo atómico de ambos átomos y mantienen los átomos unidos formando un enlace covalente.

La atracción electrostática es aquella que ocurre entre partículas con cargas eléctricas opuestas, donde las cargas opuestas se atraen entre si (fuerza de enlace iónico) y se debe a la interacción entre las partículas cargadas positivamente (p+) y negativamente (e-)

Nomenclatura		
Iónicos		Moleculares
Catión con una sola carga	Catión con más de una carga	Compuestos binarios de no metales
Alcalinos, alcalinotérreo, Ag^{+}, Al^{3+}, Cd^{2+} y Zn^{2+}	Metales de transición	
• Nombrar 1ro el metal. • Para anión monoatómico se agrega el sufijo “uro” a	• Nombrar primero el metal. • Especifica la carga del catión metálico mediante la stock.	• Usar el prefijo para ambos elementos presentes. • Agregar el sufijo “uro” a la raíz del nombre del

la raíz del nombre del elemento. • Para anión poliatómico se usa el nombre del anión.	• Para aniones monoatómicos se agrega el sufijo “uro” a la raíz del nombre del elemento. • Para aniones poliatómicos se usa el nombre del anión	segundo elemento.

Ácidos y bases: Un ácido se describe como una sustancia que libera iones hidrógenos H^+ cuando se disuelve en agua y se lo denomina hidrogenión (ion de carga positiva formado por un átomo de hidrogeno que perdió un e-).

La fórmula de los ácidos contiene uno o más átomos de hidrogeno, así como un grupo aniónico, los aniones cuya terminación es “uro” forman ácidos cuyo nombre termina en “hídrico” (los nombres asignados a los ácidos dependen de su estado físico)

- Hidrácidos o hidruros no metálicos muy electronegativos (grupo VI y VII): Nombran como acido (elemento)hídrico.

HF (acido fluorhídrico)

- Oxácidos : Nombran como acido y terminaciones de óxidos, quedando como acido hipo(elemento)oso

  $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ (ácido fosfórico)
- Oxianión: Es un ion poliatómico con carga negativa que contienen uno o más átomos de oxígeno y un átomo central (generalmente no metal) y se forman cuando un elemento que se use covalentemente a uno o más átomos de oxígeno, generando una carga negativa debido a la perdida o ganancia de e-.

  Son los aniones del oxácido.

  NO^{3-} (ion nitrates) SO_4^{2-} (ion sulfato) CO_3^{2-} (ion carbonato)

Nomenclatura		
Oxácidos	Eliminación de todos los H^+	Oxianión
Ácido hipo_oso	→	Hipo_ito
Acido _oso	→	Ito
Acido _ico	→	ato
Ácido per_ico	→	Per_ato

Mientras que una base se define como una sustancia que libera iones hidróxidos OH^- cuando se encuentra disuelta en agua, el ion hidroxilo es un ion poliatómico de carga negativa (-1e) en donde el oxígeno y el hidrogeno están unidos por un enlace covalente y actúa como una base (puede aceptar un protón o H^+).

Es un compuesto en estado gaseoso o líquido, se lo clasifica como base común y libera iones hidroxilos cuando esta disuelto en agua como es el caso de los compuestos hidroxilos. Como es el caso del amoniaco que se disuelve en agua en donde el NH_3 (nitruro de trihidrogeno) reacciona parcialmente con ella formando NH_4^+ (ion amonio) y OH^-.

Hidratos: Los hidratos son compuestos que tienen un numero especifico de moléculas de agua unidas a ellas (se forman cuando algunas sales se cristalizan a partir de soluciones acuosas y atrapan moléculas de H2O en sus iones).

El estado normal del sulfato de cobre (II) tienen cinco moléculas de agua asociadas a el, el nombre sistemático de este compuesto es sulfato de cobre (II) pentahidratado y se escribe $CuSO_4 . 5H_2O$ y las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento y cuando ocurre el compuesto resultante es CuSO4 llamado sulfato de cobre (II) anhidro (significa que el compuesto ya no tiene moléculas de agua unidas a él). Así la nomenclatura para los

compuestos con H_2O presente reciben el nombre de hidratos y una vez que se elimino el agua se llaman anhidros.

Formulación de compuestos inorgánicos					
Óxidos básicos (al reaccionar con H_2O forma bases)					
Metal	+	O^{2-}	→	Oxido básico	Compuesto
Fe^{2+}	+	O^{2-}	→	FeO Oxido ferroso Óxido de hierro (II) Monóxido de hierro	Binario Iónico
$Fe^{3+}{}_2$	+	$O^{2-}{}_3$	→	Fe_2O_3 Oxido Férrico Óxido de hierro (III) Trióxido de dihierro	
Oxido acido (al reaccionar con H_2O forma ácidos)					
No metal	+	O^{2-}	→	Oxido acido o anhidrido	Binario Covalente
$Cl^{+1}{}_2$	+	O^{2-}	→	Cl_2O Oxido hipocloroso Oxido de cloro (I) Monóxido de cloro	
$Cl^{+7}{}_2$	+	$O^{2-}{}_7$	→	Cl_2O_7 Oxido perclórico Oxido de cloro (VII) Heptaóxido de dicloro	
Peróxido $O^{-2}{}_2$ (El ion peróxido $O^{-2}{}_2$ es un anión cargado negativamente en donde cada átomo de O^- tiene un estado de oxidación -1 y la carga del anión seria -2. Forma compuestos el ion peróxido reaccionando con un catión o metal) Hay una diferencia entre el O^2 (molecular) llamado oxigeno diatómico con un estado de oxidación 0 ($O^0{}_2$), también está el $O_2{}^{2-}$ con estado de oxidación -2 llamado ion peróxido ($O^- + O^- = O_2{}^{2-}$) y el ion oxido de estado de oxidación 2- formando óxidos O^{2-}. También existen los super óxidos con $O2^-$ y de estado de oxidación -1/2 cada oxígeno (observan en los productos).					
Metal	+	$O_2{}^{2-}$	→	Peróxido	Binario Iónico
2Na	+	$O_2{}^{2-}$	→	Na_2O_2 Peróxido de sodio	
Mg	+	$O_2{}^{2-}$	→	MgO_2 Peróxido de magnesio	

Hidruros (hidruro deriva de la palabra hidrogeno y se utiliza la terminación “uru” para nombrar al elemento más eléctricamente negativo

Las terminaciones oso e ico se emplean en compuestos de oxígeno según sea su estad de oxidación

El hidrógeno (H) generalmente muestra una valencia de +1 cuando se combina con no metales y -1 cuando se combina con metales, esto se debe a la electronegatividad, que determina la capacidad de un átomo para atraer electrones en un enlace químico.

Cuando el hidrógeno se une a un no metal más electronegativo y forma enlaces covalentes, comparte un electrón con ese átomo y actúa como un ion positivo (H+), resultando en una valencia de +1(agua (H_2O) y el ácido clorhídrico (HCl)). Sin embargo, el hidrogeno reacciona con metales y forma enlaces iónicos, el hidrógeno gana un electrón y se comporta como un ion negativo (ion hidruro H-), resultando en una valencia de -1 (hidruro de sodio (NaH) y el hidruro de calcio (CaH_2)). Así la valencia del hidrogeno depende de la electronegatividad del elemento con el que se combina, si el elemento es más electronegativo (no metales) el hidrogeno actúa con valencia + y si reacciona con elementos menos electronegativos el hidrógeno actúa con valencia -.

Metal	+	H^{1-}	→	Hidruro metálico	Binario Iónico
Cr^{6+}	+	$H^{-}{}_6$	→	CrH_6 Hidruro de cromo (IV) Hexahidruro de cromo	
Cr^{2+}	+	$H^{-}{}_2$	→	CrH_2 Hidruro de cromo (II) Dihidruro de cromo	
Hidruros no metálicos H^{+1} (hidrogeno H^{+1} que reacciona con no metales del grupo 3, 4 y 5)					
H^{+1}	+	No metal (grupo 3, 4 y 5)	→	Hidruro no metálico	Binario Covalente
$H^{+}{}_3$	+	N^{+3}	→	H_3N Amoniaco	
$H^{+}{}_4$	+	Sn^{+4}		H_4Sn Hidruro de estaño (IV) Tetrahidruro de estaño	
Hidrácido H^{+1} (es la combinación de un no metal que actúa con su menos valencia negativa y el hidrogeno, se caracteriza por su terminación “hídrica”) reaccionan con elementos altamente electronegativos del grupo 6 y 7					
La terminación hídrica (sufijo) se debe a que estos compuestos se nombran ácidos cuando están disueltos en agua (solución acuosa) e indica que actúa como ácidos liberando H^+ por ello se comporta como acido. (HCl(g) cloruro de hidrogeno y HCl(ac) ácido clorhídrico)					
H^+	+	No metal (grupo 6 y 7)	→	Hidrácido	

$H^{+}{}_{2}$	+	S	→	H_2S Ácido sulfhídrico	Binario Covalente
H^{+}	+	F^{-}	→	HF Acido fluorhídrico	
Hidróxidos (También llamados bases o sustancias alcalinas y se llaman así porque contienen un grupo de hidróxidos $(O^{-2}H^{+1})^{1-}$)					
Oxido básico	+	H_2O	→	Metal $(OH)^{-}$	Ternario Iónico
FeO	+	H_2O	→	$Fe(OH)_2$ Hidróxido ferroso Hidróxido de hierro (II) Dihidróxido de hierro	
Fe_2O_3	+	$3H_2O$	→	$2Fe(OH)_3$ Hidróxido férrico Hidróxido de hierro (III) Trihidróxido de dihierro	
Oxoácidos (El prefijo oso proviene el oxígeno que al reaccionar con el agua da un ácido)					
Oxido acido	+	H_2O	→	H (No metal) O	Ternario Covalente
Cl_2O	+	H_2O	→	$2HClO$ Acido hipocloroso Ácido oxocloro (I) Ácido dioxocloroso	
Cl_2O_7	+	H_2O	→	$2HClO_4$ Acido perclórico Acido oxocloro (VII) Ácido tetraoxoclorico	
Sales (compuestos que se forman a partir de la reacción de neutralización de un ácido con un hidróxido (base) y se forma una sal + H_20)					
En la nomenclatura de las sales las terminaciones “oso” e “ico” se cambian respectivamente por “ito” y “ato”					
Oxosal + H2O (El prefijo “oxo” hace referencia al oxigeno presente en el compuesto ya que derivan del oxoácido que contiene O y el sufijo “sal” significa que proviene de la combinación de un ácido y una base, o de la combinación de un metal con un radical libre (es un conjunto de átomos que se comporta como una unidad))					
Oxácido	+	Hidróxido	→	Metal (anión acido) + H_2O	Ternario Iónico con un ion
2HClO	+	$Ca(OH)_2$	→	$Ca(ClO)_2 + 2H_2O$ Hipoclorito de calcio	

				Hipoclorito de calcio (I) Dihipoclorito de calcio	poliatómico o covalente
Sal de hidrácido o haloideas (En la nomenclatura de los hidrácidos se cambia la terminación "hídrica" por la terminación "uro")					
Hidrácido	+	Hidróxido	→	Metal No metal + H_2O	
3HCl	+	$Al(OH)_3$	→	$AlCl_3 + 3H_2O$ Cloruro de aluminio Cloruro de aluminio (III) Tricloruro de aluminio	Binario Covalente (semimetal) o iónico (metal)

Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos: Los compuestos orgánicos contienen principalmente átomos carbono e hidrogeno, a menudo pueden contener elementos de oxígeno (O), nitrógeno (N), azufre (S), fósforos (P) y halógenos (grupo VII), denominan así ya que originalmente se pensaba se solo podían sen producidos por organismos vivos.

Como se encuentran formados principalmente por carbono los compuestos presentas sus propiedades de formas cuatro enlaces covalentes, establecen enlaces simples (-), dobles (=) o triples (≡), su pueden enlazar consigo mismo (encadenamiento o catenación), forman estructuras lineales, ramificadas o cíclicas. Dicha versatilidad permite la existencia de millones de compuestos orgánicos distintos.

Según el tipo de cadenas carbonada pueden ser abiertos o cíclicos:

Abiertos (alicíclicas o alifáticas):

- Lineales: Todos los átomos de carbono están en una línea recta (butano : CH3 – CH2 – CH2 – CH3)
- Ramificadas: Hay una rama que sale del esqueleto principal (2-metilpropano)

Cerradas (cíclicas):

- Cicloalcanos: Todos los enlaces son simples (ciclopentano)
- Cicloalquenos: Contienen enlaces dobles en el anillo (ciclohexeno)
- Aromáticos: Presentan anillos con electrones deslocalizados (benceno)

Según el tipo de enlace entre carbonos pueden ser:

- Saturadas: Solo enlaces simples (alcanos).
- Insaturada: Contienen doble (alquenos) o triple enlace (alquino).
- Aromáticas: Tienen estructuras resonantes cíclicas (benceno, tolueno).

Se clasifican en hidrocarburos y en derivados de hidrocarburos:

Hidrocarburos (únicamente C): Los hidrocarburos son compuestos químicos orgánicos formados exclusivamente por carbono e hidrogeno.

Se caracterizan por ser la base de la química orgánica y se encuentran en la naturaleza en forma de petróleo y gas natural, se clasifican según la estructura de sus enlaces, sirven como fuente de energía (combustible) y como materia prima para las industrias petroquímicas

Las diferencias entre los tipos de enlaces en los hidrocarburos determinan sus propiedades químicas y su reactividad.

- Alcanos (enlaces simples como $CHbh_4$ o C_2H_6) con C-C : Son hidrocarburos saturados por lo cual tienen la máxima cantidad de átomos de hidrógenos posibles para un numero dado de átomos de carbono y se nombran con el sufijo “ano”.
- Alquenos (1 doble enlace como C_2H_4) con C=C : Son hidrocarburos insaturados con al menos un doble enlace (enlace sigma y un enlace pi) entre dos átomos de carbono y se nombran con el sufijo “eno”
- Alquinos (1 triple enlace como C_2H_2) con C≡C : Son hidrocarburos insaturados con al menos un triple enlace de carbono (un enlace sigma y dos enlaces pi) entre dos átomos de carbono y se nombran con el sufijo “ino”.
- Aromáticos(bencenos y derivados): Uno o mas anillos con enlace deslocalizado, son compuestos cíclicos y les otorga una estabilidad particular. Presentan propiedades químicas distintas a los alcanos, alquenos y alquinos , el termino aromático se refiere a cierta propiedad sensorial (olor característico) de algunos compuestos y se nombran según reglas específicas (IUPAC) según la unión internacional de química pura y aplicada.

Primeros 10 alcanos	
Nombre	Formula
Metano	CH_4
Etano	C_2H_6
Propano	C_3H_8
Butano	C_4H_{10}
Pentano	C_5H_{12}
Hexano	C_6H1_4
Heptano	C_7H_{16}
Octano	C_8H_{18}
Nonano	C_9H_{20}
Decano	$C_{10}H_{22}$

Derivados de los hidrocarburos: Los derivados de los hidrocarburos son compuestos que se obtienen a partir de los hidrocarburos, así además de ser compuestos formados por carbono e hidrogeno también presentan oxígeno, nitrógeno, azufre o halógenos.

Incluyen una amplia variedad de compuestos con diferentes grupos funcionales, se utilizan en la fabricación de plásticos, productos farmacéuticos, detergentes, disolventes, entre otros, también contribuyen a los aromas y pigmentos de plantas y flores, al mismo tiempo que son fundamentales en la bioquímica de los seres vivos y en las industrias petroquímicas transforma los hidrocarburos en precursores para la fabricación de sus derivados.

- Familia de los alcoholes: Caracteriza por la presencia de un grupo de hidroxilo (-OH) que están unidos a un átomo de carbono (C) en una molécula orgánica, se clasifican según el numero del grupo hidroxilo y la estructura del carbón al que están unidos. También se pueden clasificar en primario, secundarios terciarios dependiendo de si el carbón al que se une el grupo hidroxilo esta unido a uno, dos o tres átomos de carbono.
  Se nombran utilizando el sufijo “ol” seguido del sombre del alcano correspondiente a la cadena de carbono mas larga que contiene el grupo (-OH).
  Se clasifican en:
  - Monoalcoholes: Contienen un grupo hidroxilo (-OH), como el etano, propanol y metano.
  - Polialcoholes: Contiene mas de un grupo hidroxilo, como la glicerina y el etilenglicol.
  - Alcoholes primarios: El carbono al que se une el grupo hidroxilo esta unido a otro átomo de carbono.
  - Alcoholes secundarios: El carbono al que se une el grupo hidroxilo esta unido a dos átomos de carbono.

- Alcoholes terciarios: El carbono al que se une el grupo hidroxilo esta unido a tres átomos de carbono.

La estructura general de los alcoholes se representa por R-OH, en donde R es la cadena de carbono.

- Familia de los éteres: Caracteriza por la presencia de un átomo de oxigeno unido a dos grupos alquilos, formando la estructura general de R-O-´R y dichos compuestos derivan del agua o de los alcoholes en donde los átomos de hidrógenos son reemplazados por grupos orgánicos.

  Se nombran como alcoxialcanos en donde el grupo alcoxi (RO-) se considera un sustituyente de la cadena principal y se nombran los dos grupos unidos al oxigeno seguidos de la palabra “éter”.
  - Éteres alifáticos: Los grupos unidos al oxigeno son cadenas alifáticas (alquilo).
  - Éteres aromáticos: Uno o ambos grupos unidos al oxigeno son anillos aromáticos (arilo).
  - Éteres cíclicos: El oxígeno forma parte de un anillo, como en los epóxidos (anillos de tres miembros con un oxigeno) o en los éteres corona.
- Familia de los aldehídos: Este grupo funcional consiste en un átomo de carbono unido a un átomo de oxigeno mediante un doble enlace (carbonilo) y a un átomo de hidrogeno.

  Los aldehídos pueden ser alifáticos (cuando el grupo -CHO esta unido a una cadena carbonada) o aromáticos (cuando está unido a un grupo aromático).

  Tiene un grupo funcional de -CHO (carbonilo + hidrogeno), con una estructura general de R-CHO en donde R = grupo alquilo (alifático) o un grupo arilo (aromático) y se nombran usualmente cambiando la terminación “ano” del alcano correspondiente por “-al”.
- Familia de las cetonas: La familia de las cetonas se caracteriza por la presencia del grupo funcional carbonilo (C=O) unido a dos átomos de carbonos y se clasifican en alifáticas, aromáticas y mixtos según la naturaleza de los grupos unidos al grupo carbonilo.

  Se nombran añadiendo el sufijo “ona” al nombre del hidrocarburo correspondiente, indicando la posición del grupo carbonilo con un localizador si es necesario.

  Con una formula general de R-CO-R´ en donde R y R´son grupos alquilo o arilo.
  - Alifáticas: Ambos grupos R y R´son grupos alquilo.
  - Aromáticas: Ambos grupos R y R´son grupos arilo.
  - Mixtas: El grupo R son alquilo y otro arilo.
- Familia de los ácidos carboxílicos: La familia de los ácidos carboxílicos se caracterizan por la presencia del grupo funcional carboxilo que consiste en un grupo carbonilo (C=O) unido a un grupo hidroxilo (OH) en el mismo átomo de carbono, se representa como -COOH o CO_2H.

  Los compuestos carboxílicos pueden ser saturados, insaturados o aromáticos.

  Se nombran anteponiendo la palabra acido y con la terminación “oico” o “ico” al nombre del hidrocarburo de referencia.
- Familia de los ésteres: Los esteres se forman por la reacción de un acido carboxílico con un alcohol con la eliminación de una molécula de agua, se caracteriza por tener un grupo funcional de -COO- y son conocidos por sus olores agradables, especialmente los de bajo peso molecular que se utilizan en perfumes y sabores.

Un éster tiene la formula general de R-COO-R´ en donde R y R´represenran grupos orgánicos de alquilo o arilo, se forman por medio de una reacción de esterificación donde un acido carboxílico reacciona con un alcohol liberando moléculas de agua.

- Familia de aminas: Derivados del amoniaco en donde uno o mas átomos de hidrogeno ah sido reemplazados por grupos de arilo o alquilo, se clasifican según el numero de sustituyentes unidos al nitrógeno en primarias (RNH_2), secundarias (R_2NH) y terciarias (R_2N).
    - Aminas primarias: Un grupo alquilo o arilo está unido al átomo de nitrógeno (R-NH_2).
    - Aminas secundarias: Dos grupos alquilo o arilo están unidos al átomo de nitrógeno (R-NH-R').
    - Aminas terciarias: Tres grupos alquilo o arilo están unidos al átomo de nitrógeno (R-N(R')(R")
- Familia de los nitrilos: Se caracteriza por la presencia del grupo funcional cianuro (-C≡N) también llamado grupo cianuro, formado por un átomo de carbono unido por un triple enlace a un átomo de nitrógeno y los nitrilos son derivados orgánicos del cianuro de hidrogeno donde el hidrogeno ha sido reemplazado por un grupo alquilo.

  El átomo del carbono del grupo ciano esta unido al resto de la molécula mediante un enlace simple y a un átomo de nitrógeno por un triple enlace.
- Familia de los halogenuros de alquilo: Los halogenuros de alquilo también llamados haloalcanos son una familia de compuestos orgánicos que se caracterizan por tener uno o más átomos de halógenos (flúor, cloro, bromo o yodo) unidos a un átomo de carbono en una cadena hidrocarbonada, derivan de los alcanos en donde uno o más hidrógenos han sido reemplazados por halógenos.

  Esta formado por un átomo de carbono, hidrogeno y uno o mas tomos de halógenos, el átomo de halógenos está unidos al átomo de carbono mediante un enlace covalente y se clasifican en primarios, secundarios o terciarios según la posición del átomo de halógeno en la cadena de carbono.

  Se nombran utilizando el nombre del halógeno como prefijo (flúor, cloro, bromo, yodo) seguido del nombre del alcano con la terminación “o” indicando la posición del halógeno en la cadena si es necesario
    - Primarios: El carbón unido al halógeno esta unido a dos grupos de alquilos.
    - Secundarios: El carbono unido al halógeno esta unido a dos grupos alquilo.
    - Terciarios: El carbono unido al halógeno esta unido a tres grupos alquilo.

Un grupo funcional es un átomo o conjunto de átomos que determina las propiedades químicas de las moléculas (dichas propiedades se predicen en base a la reactividad de las moléculas de los grupos funcionales), dichos átomos se encuentran enlazados en forma específica.

Familia	Grupo funcional	Ejemplo	Nombre
Alcoholes	–OH	CH_3OH	Metanol
Éteres	–O–	$CH_3–O–CH_3$	Éter dimetílico
Aldehídos	–CHO	CH_3CHO	Etanal
Cetonas	–CO–	$CH_3–CO–CH_3$	Propanona
Ácidos carboxílicos	–COOH	CH_3COOH	Ácido acético
Ésteres	–COO–	CH_3COOCH_3	Acetato de metilo
Aminas	$–NH_2$	CH_3NH_2	Metilamina
Amidas	$–CONH_2$	CH_3CONH_2	Acetamida

Nitrilos	–C≡N	CH_3CN	Acetonitrilo
Halogenuros de alquilo	–X (F, Cl, Br, I)	CH_3Cl	Clorometano

Para nombrarlos se utiliza según la IUPAC los siguientes pasos:

1. Elegir la cadena principal mas larga del grupo funcional.
2. Numerar la cadena desde el extremo mas cercano al grupo funcional prioritario.
3. Nombrar los sustituyentes (ramas, halógenos, grupos).
4. Indicar posición y cantidad con prefijos de di, tri….

Como por ejemplo el metilpentano, butanoato de etilo, acido 2-propeenoico. En donde el prefijo indica la cantidad de carbonos en la cadena principal, el intermedio indica el sustituyente (ramas, halógenos…) y el sufijo indica el tipo de grupo funcional o tipo de enlace.

Con respecto a su isometría, presentan la misma formula química pero diferente estructura, pueden ser:

- Isometría estructural: Distinta conectividad
    - Cadenas: Diferente organización del esqueleto
    - Posición: El grupo funcional varia de lugar.
    - Función Distinto grupo funcional (alcohol vs éter).
- Isometría espacial: Misma conectividad
    - Geométrica (cis/trans) : En alquenos o ciclos.
    - Óptica: Moléculas con carbono quiral.

Reacciones orgánicas básicas:

Tipo	Ejemplo	Descripción
Combustión	$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	Libera energía
Sustitución	$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$	En alcanos y aromáticos
Adición	$C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$	En alquenos/alq. rompe dobles
Eliminación	$C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 + H_2O$	Quita átomos formando dobles
Esterificación	Ácido + Alcohol → Éster + Agua	
Hidrólisis	Éster + Agua → Ácido + Alcohol	
Oxidación	Alcohol → Aldehído → Ácido	
Polimerización	$n\ C_2H_4 \rightarrow (–CH_2–CH_2–)_n$	Forma polímeros

Las propiedades generales de los compuestos orgánicos son:

- Generalmente covalente.
- Bajo punto y fusión y ebullición (excepción de moléculas grandes)
- No conducen la electricidad.
- Muchos son solubles en solventes orgánicos y no en agua.
- Reacción lenta comparada con los compuestos inorgánicos.

Muchas reacciones químicas y prácticamente todos los procesos biológicos se llevan a cabo en un medio acuoso.

Propiedades generales de las disoluciones acuosa: Una disolución es una mezcla homogénea de dos o mas sustancias, el soluto es la sustancia presente en menor cantidad y el disolvente/solvente es la sustancia que se encuentra en mayor proporción o cantidad. Una solución o disolución puede ser gaseosa (aire), solida (aleación) o liquida (agua).

<table>
<tr><td colspan="3">Sistema</td></tr>
<tr><td>Homogéneo</td><td colspan="2">Heterogénea</td></tr>
<tr><td>Los sistemas homogéneos tienen la misma composición y propiedades en todas sus partes. (uniforme y consistente en sus componentes).</td><td colspan="2">Un sistema heterogéneo tiene diferentes fases o regiones con distintas propiedades.(no uniforme y compuesto de partes o elementos diferentes).</td></tr>
<tr><td colspan="3">Una mezcla es una combinación física de dos o mas sustancia donde cada una conserva sus propiedades individuales y no ocurre una reacción química que las altere permanentemente, pueden ser homogéneas (uniformes) o heterogéneas (componentes distinguibles).

Caracteriza por combinarse físicamente (las sustancias se mezclan son formar enlaces químicos nuevos), conservación de propiedades (cada sustancia mantiene sus propiedades individuales como color, sabor, punto de fusión,)variedad en la composición (proporciones de las sustancias en las mezclas pueden varias) y la posibilidad de separación (las mezclas se pueden separar por métodos físicos como filtración, destilación,, dependiendo de las propiedades de sus componentes).</td></tr>
<tr><td>Estos componentes están distribuidos uniformemente y no se distinguen a simple vista.

Aire (mezcla de aire), agua salada (mezcla de agua y sal)</td><td colspan="2">Estos componentes son distinguibles a simple vista o con ayuda de un microscopio.

Concreto (cemento, arena, grava y agua), sopa.</td></tr>
<tr><td>Abierto</td><td>Cerrado</td><td>Aislado</td></tr>
<tr><td>Un sistema abierto puede intercambiar materia y energía con su entorno</td><td>Un sistema cerrado intercambia energía con su entorno, pero no materia</td><td>Un sistema aislado no intercambia ni materia ni energía con su entorno</td></tr>
</table>

Propiedades electrolíticas: Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en electrolitos y no electrolitos . Un electrolito es una sustancia que cuando se disuelve en agua forma una solución que conduce electricidad y un no electrolito es una sustancia que cuando se disuelve en agua no conduce electricidad.(disolver = separar partículas o moléculas de un sólido, liquido o gas en un líquido de forma que quede incorporado en él, se entiende como la separación del compuesto en cationes y aniones).

El agua pura es un conductor deficiente de la electricidad, pero al añadirle una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl) al ser un compuesto iónico al disolverse en agua se disocia en iones de Na^+ y de Cl^-, al sumergir electrodos inertes (cobre o platino) los iones + se dirigen al electrodo – y los iones – se dirigen al electrodo + así este movimiento establece una corriente eléctrica que equivale al flujo de e-. Las sustancias disueltas en agua pueden distinguirse en electrolitos fuertes y débiles, característicamente los electrolitos fuertes en solución se disocian el 100% de sus iones(los compuestos iónicos son electrolitos fuertes),

aunque el agua es una molécula eléctricamente neutra presenta una región positiva (átomos de H) y otra negativa (átomo de O) llamadas polos + y – por lo cual es un disolvente polar. La disolución del cloruro de sodio de puede representar por $NaCl_{(s)} \xrightarrow{H2O} Na^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$ la cual describiré que todo el NaCl al disolverse en agua se transforma en cationes de Na^{+} y aniones de Cl^{-}, por lo cual no existe unidades de NaCl no disociadas en la disolución, dichos iones se separan por hidratación que es el proceso por el cual un ion se ve rodeado por una molécula de agua acomodada de forma especifica en donde cada ion de Na+ se rodea de varias moléculas de agua con su polo negativo orientado hacia el catión y cada ion de Cl- está rodeado por varias moléculas de agua con su polo positivo orientado hacia este anión, la hidratación ayuda estabilizar los iones en disolución y evitar que los cationes se combinen con los aniones. Por otro lado también se encuentran sustancias que no se ionizan (proceso mediante el cual un átomo o molécula neutra gana o pierde e-, resultado en la formación de un ion debido a la alteración de su equilibrio eléctrico) por completo, son electrolitos débiles como la ionización del ácido acético $CH_3COO_{(ac)} \rightleftarrows CH_3COO^{-}_{(ac)} + H^{+}_{(ac)}$ donde CH_3COO- es el ion acetato; El termino ionización se utiliza para describir la separación de ácidos y bases en iones, el protón ionizable está en el grupo COOH por lo cual queda CH_3COO- y se describe con doble flecha para indicar que la reacción es reversible (procede de ambos sentidos), en donde inicialmente varias moléculas de ácido acético se separan en iones negativos y positivos, CH_3COO- y H+, y con el tiempo los iones vuelven a combinarse para formar moléculas de ácido acético y finalmente se llega al estado en que las moléculas del acido se ionizan con la misma rapidez con la que se vuelven a combinar los iones, dicho estado tiene el nombre de equilibrio químico (es un estado que se alcanza cuando la velocidad de reacción directa (reactivos a productos) es igual a la velocidad de reacción inversa (productos a reactivos) en este punto las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes aunque la reacción siga ocurriendo a nivel molecular, es un equilibrio dinámico y no significa que la reacción se detenga, mas bien es que la velocidad de reacción se igualan)

Clasificación de solutos en soluciones acuosas		
Electrolitos fuertes	Electrolitos débiles	No electrolito
HCl Ácido clorhídrico	CH_3COOH Acido etanoico	$(NH_2)_2CO$ Urea
HNO_3 Acido de nitrógeno (III)	HF Acido fluorhídrico	CH_3OH Metanol
HClO Acido de cloro (I)	HNO_2 Acido de nitrógeno (III)	C_2H_5OH Etanol
H_2SO_4 Acido de azufre (IV)	NH3 Hidruro de nitrógeno (III)	$C_6H_{12}O_6$ Glucosa
$Ba(OH)_2$ Hidróxido de bario	H2O Agua	$C_{12}H_{22}O_{11}$ Sacarosa

Reacciones de precipitación: La reacción de precipitación es un tipo común de reacción en soluciones acuosas que se caracterizan por la formación de un producto insoluble o precipitado, un precipitado es un sólido insoluble que se separa de la disolución.

El las reacciones de precipitación por lo general participan compuestos iónicos como es el caso de una disolución acuosa de nitrato de plomo ($Pb(NO_3)_2$) al ser agregada a una solución acuosa de yoduro de potasio (KI) en donde el nitrato de potación queda en solución $Pb(NO_3)_{2(ac)} + 2KI_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_3$ y es una reacción de metátesis o de doble desplazamiento (una reacción que implica el intercambio de componentes entre dos compuestos), en este caso los cationes de ambos compuestos intercambian aniones de forma tal que Pb^{2+} termina con I^{-} como PbI_2 y el K^{+} termina con NO_3^{-} como KNO_3.

Solubilidad: La solubilidad del soluto es la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura especifica, de esto depende la formación o no de precipitado, los químicos clasifican a las sustancias como solubles, ligeramente solubles o insolubles en términos cualitativos.

- Sustancias solubles: Una sustancia es soluble si se disuelve de manera visible una cantidad suficiente cuando se agrega agua.
- Sustancia ligeramente soluble: Una sustancia es ligeramente soluble si se disuelve en una cantidad limitada o moderada de soluto en un disolvente, formando una solución diluida.
- Sustancias insolubles: Una sustancia es insoluble si no se disuelve significativamente un soluto en un disolvente.

<table>
<tr><td colspan="3">Las soluciones se clasifican según la cantidad de soluto disuelto en un disolvente en comparación con su capacidad máxima de disolución a una temperatura dada y dependen tanto de su temperatura como de la estabilidad de la solución.</td></tr>
<tr><td>Soluciones saturadas</td><td>Soluciones sobresaturadas</td><td>Soluciones insaturadas</td></tr>
<tr><td>Una solución saturada es aquella que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en el disolvente a una temperatura específica.

En este punto, el soluto y el disolvente están en equilibrio dinámico, y cualquier adición de más soluto no se disolverá y permanecerá como un precipitado en el fondo del recipiente.</td><td>Una solución sobresaturada es aquella que contiene más soluto del que puede disolver normalmente a una temperatura específica.

Este tipo de solución es inestable y puede lograrse generalmente calentando la solución saturada y luego enfriándola lentamente sin perturbarla; Al perturbar la solución sobresaturada (por ejemplo, agregando un cristal de soluto), el exceso de soluto precipitará, volviendo la solución a su estado saturado.</td><td>Una solución insaturada es aquella en la que la cantidad de soluto disuelto es menor que la cantidad máxima que el disolvente puede disolver a una temperatura específica.

En otras palabras, aún hay espacio en el disolvente para disolver más soluto</td></tr>
<tr><td colspan="3">La estabilidad de una solución se refiere a la capacidad de mantener inalteradas sus propiedades y composición a lo largo del tiempo, sin sufrir cambien significativos como la concentración de sus componentes, aparición de precipitados, cambios de color o cualquier alteración observable. Una solución estable permanece inalterable en sus características, crucial para experimentos precisos y procesos de fabricación confiables.

La temperatura puede afectar la solubilidad de los solutos y la velocidad de las reacciones químicas, alterando la estabilidad de la solución.

La exposición a la luz puede inducir reacciones fotoquímicas que descomponen ciertos compuestos, afectando la estabilidad de la solución.

El pH de la solución puede influir en la solubilidad y la estabilidad de los componentes, especialmente en soluciones que contienen ácidos o bases.

La presencia de otros compuestos en la solución puede llevar a reacciones químicas que alteren la composición de la solución y reduzcan su estabilidad.

La presencia de impurezas o contaminantes en la solución puede desencadenar reacciones que afecten su estabilidad.</td></tr>
</table>

La ecuación molecular es aquella que describe la precipitación del yoduro de plomo ya que las formulas de los compuestos se escriben como si todas las especies existieran como moléculas o entidades completas y no describe con exactitud lo que está sucediendo en la disolución (los compuestos iónicos en agua se disuelven completamente en iones, cationes y aniones) $Pb^{2+}_{(ac)} + 2NO_3^-{}_{(ac)} + 2K^+_{(ac)} + 2I^-_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2K^+_{(ac)} + 2NO_3^-{}_{(ac)}$ (ecuación iónica) en la que se muestran las especies disueltas como iones libres, para saber si en ella se forma un precipitado primero se tiene que combinar el catión y el anión de los diferentes compuestos (PbI_2 y KNO_3). Como el ioduro de plomo es insoluble en agua y el nitrato de potasio es soluble, se va a encontrar en solución al KNO_3 al separarse los iones de K^+ y de NO_3^- los cuales se llaman iones espectadores o iones que no participan en la reacción global $Pb^{2+}_{(ac)} + \cancel{2NO_3^-{}_{(ac)}} + \cancel{2K^+_{(ac)}} + 2I^-_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + \cancel{2K^+_{(ac)}} + \cancel{2NO_3^-{}_{(ac)}}$ (como aparecen a ambos lados de la reacción se los pueden eliminar) por lo cual la ecuación iónica neta está dada por $Pb^{2+}_{(ac)} + 2I^-_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)}$ en donde solamente se muestran las muestras de las especies que realmente participan de la reacción.

<u>Propiedades generales de ácidos y bases:</u> Por definición los ácidos son aquellas sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+(iones hidrogeniones) y las bases son aquellas sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^-(iones hidroxilos). Dicha definición fue enunciada por Svante Arrhenius a finales del siglo XIX para clasificar a las sustancias con propiedades de disolución bien conocidas.

<table>
<tr><th>Ácidos</th><th>Bases</th></tr>
<tr><td>Tienen sabor agrio (vinagre=ácido acético, cítricos = ácido cítrico)</td><td>Tienen sabor amargo</td></tr>
<tr><td colspan="2">Ocasionan cambios de color en los pigmentos vegetales (cambian el color del papel tornasolado de azul a rojo)</td></tr>
<tr><td>Reaccionan con algunos metales como en Zn, Mg o Fe para producir hidrogeno gaseoso</td><td rowspan="2">Se sienten resbaladizos (jabones)</td></tr>
<tr><td>Reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos como Na2CO3, CACO3 y NaHCO3 para formar dióxido de carbono gaseoso</td></tr>
<tr><td colspan="2">En las disoluciones acuosas conducen electricidad.</td></tr>
<tr><td>pH inferior a 7</td><td>pH superior a 7</td></tr>
<tr><td colspan="2">La reacción entre un ácido y una base se llama neutralización, se combinan para formar una sal y agua, la sustancia resultante (producto) tiene un pH cercano a 7 o neutro.</td></tr>
</table>

<u>Ácidos y bases de Brønsted:</u> La definición de Svante Arrhenius son limitadas ya que únicamente se aplica a disoluciones acuosas, en 1932 Brønsted propuso una definición más amplia que no implica ácidos y bases en soluciones acuosas. Un ácido de Brønsted es un donador de protones y una base de Brønsted es un aceptador de protones.

El ácido clorhídrico es un ácido de Brønsted $HCl_{(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$ en donde el ion hidrogenión es un átomo de hidrogeno que perdió un e- (es solo un protón), el tamaño de un protón es de alrededor de 10^{-15}m con 1 carga positiva y con un diámetro promedio (ion) 10^{-10} y con dimensiones tan pequeñas estas partículas no pueden existir como una entidad aislada en una disolución acuosa debido a su fuerte atracción por el polo negativo del agua del átomo del oxígeno, por consiguiente el protón existe en forma hidratada y la ionización del ácido

clorhídrico debería escribirse como $HCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$ y el protón H_3O^+ se denomina como ion hidronio. Dicha ecuación química muestra una reacción en la cual un ácido de Brønsted (HCl) dona un protón a una base de Brønsted (H_2O) que recibe el protón formando el ion hidronio H_3O^+ o cuando una molécula de agua acepta un protón (el cual se seguirá hidratando de forma tal que puede tener asociadas varias moléculas y agua ya que las propiedades acidas del H^+ no se altera por el grado de hidratación). La hidratación se la define como el proceso de combinar algo con agua refiriéndose a la incorporación de agua a una sustancia y se puede dar por la adición de agua (en compuestos orgánicos es adición de agua a un enlace doble (alquenos) o triples (alquinos) rompiendo el enlace pi y forman nuevos enlaces con grupos hidroxilos (OH-) y protones (H+)), hidratos (los hidratos son compuestos químicos que contienen agua de cristalización, moléculas de agua que están químicamente unidas a la estructura del compuesto) y la hidratación de iones (en soluciones los iones pueden hidratarse lo que significa que las moléculas de agua rodean e interactúan con los iones formando una capa hidratada alrededor de ellos).

Los ácidos monopróticos son aquellos en los que cada unidad de ácido libera un ion hidrogenión tras la ionización (como el ácido nítrico HNO_3 en donde $HNO_{3(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + NO_3^-{}_{(ac)}$), los ácidos dipróticos son aquellos en los que cada unidad del acido produce dos iones hidrogeniones en dos etapas (como es el ácido sulfúrico H_2SO_4 en donde $H_2SO_{4\ (ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + HSO_4^-{}_{(ac)}$ y $HSO_4^-{}_{(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + SO_4^{2-}{}_{(ac)}$) y los ácidos tripróticos son aquellos en los que cada unidad de acido libera tres iones hidrogeniones (como es el caso del ácido fosfóricos H_3PO_4 en donde $H_3PO_{4\ (ac)} \rightleftarrows H^+_{(ac)} + H_2PO_4^-{}_{(ac)}$, $H_2PO_4^-{}_{(ac)} \rightleftarrows H^+_{(ac)} + HPO_4^{2-}{}_{(ac)}$ y $HPO_4^{2-}{}_{(ac)} \rightleftarrows H^+_{(ac)} + PO_4^{3-}{}_{(ac)}$). Los ácidos fuertes son aquellos electrolitos fuertes que se ionizan completamente en solución representándose en las reacciones químicas como reactivos → productos y los ácidos débiles son aquellos que se ionizan por etapas representados en las reacciones químicas como reactivos ⇄ productos (la doble flecha representa cada etapa de ionización).

El ion hidróxido OH^- es una base de Brønsted producido en la ionización de las bases, como es el caso de los electrolitos fuertes de hidróxido de sodio ($NaOH_{(s)} \xrightarrow{H2O} Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$) y el hidróxido de bario ($Ba(OH)_2 \xrightarrow{H2O} Ba^{2+}_{(ac)} + 2OH^-_{(ac)}$), en donde el ion hidroxilo puede aceptar un protón de la siguiente forma $H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow H_2O_{(l)}$. El hidróxido de nitrógeno (III) o amoniaco es una base de Brønsted ya que puede aceptar un protón $NH_{3\ (ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows NH_4^+{}_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$ y es un electrolito débil porque una pequeña fracción de las moléculas de amoniaco disueltas reaccionan con el agua para formar iones de tetrahidrogeno de nitrógeno y de ion hidroxilo.

<u>Neutralización acido-base:</u> Una reacción de neutralización es una reacción entre un acido y una base, generalmente en las reacciones acuosas acido-base se forma agua y una sal la cual es un compuesto iónico formado por un catión distinto de H^+ y un anión distinto de OH^- u O^{2-} representada por la reacción química: acido + base → sal + H_2O.

La sal de mesa NaCl es producto de la reacción acido-base del ácido clorhídrico acuoso con el hidróxido de sodio acuoso en $HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H2O_{(l)}$ y al ser ambos electrolitos fuertes se ionizan por completo con una ecuación iónica de $H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)} + Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow Na^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)} + H2O_{(l)}$ y la ecuación iónica neta ($H^+_{(ac)} + \cancel{Cl^-_{(ac)}} + \cancel{Na^+_{(ac)}} + OH^-_{(ac)} \rightarrow \cancel{Na^+_{(ac)}} + \cancel{Cl^-_{(ac)}} + H2O_{(l)}$) se representaría como $H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow H2O_{(l)}$ porque el sodio y el cloro son iones espectadores.

Una característica de las reacciones de neutralización acido-base es que si se hubiera iniciado la reacción del ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio con cantidades molares de ambas sustancias al final de la reacción únicamente se tendría una sal y no habría un ácido o base remanente.

En cambio, una reacción de un ácido débil como el ácido cianhídrico con una base fuerte como el hidróxido de sodio se representa como $HCN_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCN_{(ac)} + H_2O_{(l)}$ y al ser un ácido débil no se ioniza de manera perceptible en la solución por lo tanto su ecuación iónica es $HCN_{(ac)} + Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow Na^+_{(ac)} + CN^-_{(ac)} + H_2O_{(l)}$ en donde la ecuación iónica neta es $HCN_{(ac)} + \cancel{Na^+_{(ac)}} + OH^-_{(ac)} \rightarrow \cancel{Na^+_{(ac)}} + CN^-_{(ac)} + H_2O_{(l)}$ en donde el sodio es espectador mientras que los aniones de OH- y CN- no lo son.

Reacción acido-base que originan la formación de gases: Ciertas sales como los carbonatos que contienen el ion CO_3^{2-} , los bicarbonatos que contienen el ion HCO_3^-, los sulfitos que contiene el ion SO_3^{2-} y los sulfuros que contienen el ion S^{2-} reaccionan con los ácidos para formar productos gaseosos.

Como el caso de la ecuación molecular para la reacción entre el carbonato de sodio ($NaCO_3$) y el ácido clorhídrico (HCl) escrita como $NaCO_{3(ac)} + 2HCl_{(ac)} \rightarrow 2\ NaCl_{(ac)} + H_2CO_{3(ac)}$ en donde al ser un ácido inestable el ácido carbónico si se encuentra presente en la solución en concentraciones suficientes se descompondrá en $H_2CO_{3(ac)} \rightarrow H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$.

$NaHCO_{3(ac)} + HCl_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$
$Na_2SO_{3(ac)} + 2HCl_{(ac)} \rightarrow 2NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} + SO_{2(g)}$
$K_2S_{(ac)} + 2HCl_{(ac)} \rightarrow 2KCl_{(ac)} + H_2S_{(g)}$

Reacción de oxidación-reducción: Mientras que las reacciones acido-base se caracterizan por la transferencia de protones las reacciones redox o de oxidación-reducción se consideran como reacciones de transferencia de electrones.

La mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de sus minerales por procesos de oxidación o de reducción. Muchas reacciones redox se llevan a cabo en el agua pero no implica que todas deban ocurrir en un medio acuoso, si no que más bien dos elementos reaccionan combinándose para formar un compuesto y ocurre una transferencia de electrones que se denomina como semirreacción (etapa de la reacción química en la que se muestra una transferencia de electrones) que dicha transferencia se caracteriza por ceder e- y aceptar e-, respectivamente los elementos que ceden o pierden e- se llaman sustancia que se reducen (representa en una reacción de oxidación) actuando como un agente reductor y los elementos que aceptan o ganan e- se oxidan (representa en una reacción de reducción) actuando como un agente oxidante.

Como es el caso del oxido de magnesio en donde $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$ formado por un compuesto iónico de cationes de Mg^{2+} y aniones de O^{2-} , el proceso en donde se ceden y aceptan etapas se rescribe en las semirreacciones de oxidación (cede e-) del magnesio y semirreacción de reducción (acepta e-) del oxígeno, así el agente reductor es el magnesio y el agente oxidante es el oxígeno.

Semirreacción de oxidación: $2Mg \rightarrow 2Mg^{2+} + 4e^-$

Semirreacción de reducción: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$

Suma de las semirreacciones es la reacción global: $2Mg + O_2 + 4e^- \rightarrow 2Mg^{2+} + 4e^- + 2O^{2-}$

Reacción global: $2Mg + O_2 \cancel{+ 4e^-} \rightarrow 2Mg^{2+} \cancel{+ 4e^-} + 2O^{2-}$

Redox: $2Mg + O_2 \rightarrow 2Mg^{2+} + 2O^{2-}$ (balanceo de ecuación por e-)

Redox: $2Mg^{2+} + 2O^{2-} \rightarrow 2MgO$ (los iones se combinan para formar el compuesto 2MgO)

El agente reductor = Mg (cede e-) y hace que se reduzca mientras que el Agente oxidante = O (acepta e-) y hace que el magnesio se oxide, la magnitud de oxidación en una reacción redox debe ser igual a la magnitud de la reducción así el numero de e- que se pierde en un agente reductor es igual al numero de e- ganados por un agente oxidante.

Las reacciones redox describen la transferencia de electrones que se observan en los compuestos iónicos, pero experimentalmente en los compuestos moleculares se observa una transferencia parcial de e- por lo cual es conveniente asignar estados de oxidación a los reactivos y productos por encima de cada elemento, en los reactivos los estados de oxidación son 0 mientras que en los productos pueden ser negativos y positivos ya que se supone que ha habido una transferencia completa de e- y los átomos ganaron o perdieron e- "transferidos". Los estados de oxidación permiten ver a simple viste los elementos que se han oxidado (aumento del estado de oxidación por la pérdida de electrones) o reducidos (disminución del estado de oxidación por ganar e-) y la sumatoria de los estados de oxidación del compuesto del producto es 0 ya que generalmente son compuestos neutros.

$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$ $\quad \frac{0\,0 \quad +1\,-1}{H2(g)+Cl2(g) \rightarrow 2\,HCl(g)}$ $\quad S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$

$$\frac{0\,0 \quad +4\,-2}{S(s)+O2(g) \rightarrow SO2(g)}$$

El número de oxidación de un aromo también llamado estado de oxidación es el número de cargas que tendría un átomo en una molécula o compuesto iónico si los electrones fueran transferidos completamente

- El número de oxidación de los elementos metálicos es positivo.
- El número de oxidación de los elementos no metálicos puede ser positivo o negativo.
- El máximo número de oxidación que puede tener un elemento de los grupos 1A al grupo 7A es el numero de su grupo en la tabla periódica.
- Los metales de transición del grupo 1B y del 3B al 8B por lo general tienen varios estados de oxidación.

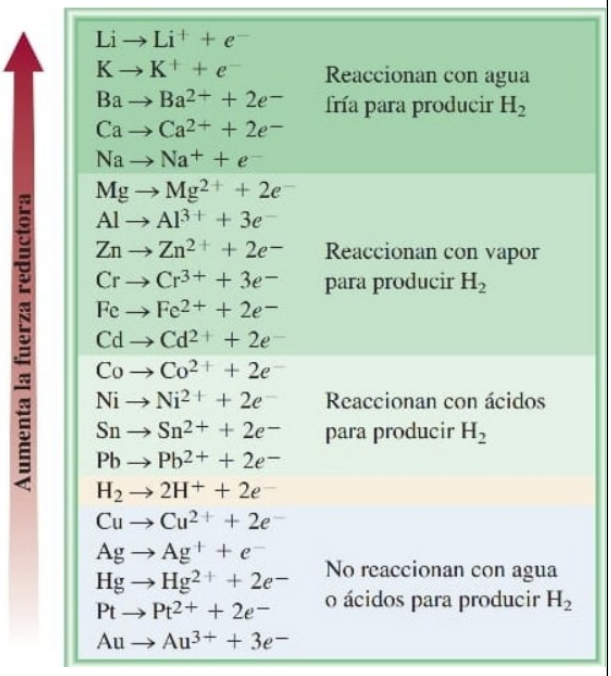
Existen reglas para asignar el estado de oxidación, dentro de las cuales están:

1) En los elementos libres (no combinados) cada átomo tiene como numero de oxidación al 0 (Na, O_2, H_2, K su e.o=0).
2) En iones constituidos por un solo átomo (monoatómicos) el número de oxidación es la carga del ion (Li^+ su e.o=+1, O^{2-} su e.o=-2)
3) El número de oxidación de oxígeno es -2 en óxidos y en peróxidos es -1 (H_2O y en H_2O_2).
4) El número de oxidación del hidrogeno es +1, excepto cuando esta enlazado a metales en compuestos binarios (LiH, NaH, CaH_2).
5) El flúor tiene estado de oxidación -1 en todos los compuestos, el resto de los halógenos tienen estados de oxidación negativos cuando se encuentran como iones halogenuros en los compuestos y cuando están combinados con oxígenos tienen número de oxidación positivos.
6) En moléculas neutras la suma de los numero de oxidación de todos los átomos es 0, en iones poliatómicos la suma de los numero de oxidación de todos los elementos debe ser igual ala carga neta del ion (ion amoniaco NH_4^+ en donde N=-3 y el H=+1 el número de

oxidación es +1 que es la carga neta del ion.)

7) Los numero de oxidación no siempre son enteros, el número de oxidación del superóxido es -1/2 O^-.

Tipo de reacciones redox más comunes:	
<u>Reacción de combinación:</u> Una reacción redox de combinación es una reacción en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto	
$2Al_{(s)}^{0} + 3Br_{2(l)}^{0} \rightarrow 2Al^{+3}Br_3^{-1}{}_{(s)}$	$\overset{0\ 0\ +3\ -1}{2Al(s)+3Br2(l)\rightarrow 2AlBr3(s)}$
<u>Reacción de descomposición:</u> La reacción de descomposición es opuesta a la reacción de combinación, siendo una reacción de descomposición la ruptura de un compuesto en dos o más componentes.	
$2Hg^{2+}O^{-2}{}_{(s)} \rightarrow 2Hg^{0}{}_{(l)} + O_2{}^{0}{}_{(g)}$	$\overset{+2\ -2\ 0\ 0}{2HgO(s)\rightarrow 2Hg(l)+O2(g)}$
$2KCl^{5+}O_3{}^{-2}{}_{(s)} \rightarrow 2KCl^{-1}{}_{(s)} + 3O_2{}^{0}{}_{(g)}$	$\overset{+5\ -2\ -1\ 0}{2KClO3(s)\rightarrow 2KCl(s)+3O2(g)}$
$2Na^{1+}H^{1-}{}_{(s)} \rightarrow 2Na^{0}{}_{(s)} + H_2{}^{0}{}_{(g)}$	$\overset{+1\ -1\ 0\ 0}{2NaH(s)\rightarrow 2Na(s)+H2(g)}$
<u>Reacción de combustión:</u> Una reacción de combustión es una reacción en la cual una sustancia reacciona con el oxígeno, generalmente liberando calor y luz para producir una flama.	
$C_3{}^{2,6-}H_8{}^{1-}{}_{(g)} + 5O_2{}^{0}{}_{(g)} \rightarrow 2C^{4+}O_2{}^{2-}{}_{(g)} + 4H_2{}^{1-}O^{2-}{}_{(l)}$	$\overset{\frac{-8}{3}\ -1\ 0\ +4\ -2\ -1\ -2}{C3H8(g)+5O2(g)\rightarrow 2CO2(g)+4H2O(l)}$
Es mas complicado asignar estados de oxidación a los átomos de carbono en compuestos orgánicos y para el oxigeno cambia de 0 a -2.	
<u>Reacción de desplazamiento:</u> En las reacciones de desplazamiento un ion o átomo de un compuesto se reemplaza por un ion o átomo de otro elemento, en las mayorías de las reacciones de desplazamiento podemos encontrar desplazamiento de hidrogeno, metal o halógenos.	
Desplazamiento de hidrogeno	Todos los metales y algunos metales alcalinotérreos (Ca, Sr y Ba) que son los reactivos metálicos van a desplazar al hidrogeno del agua fría.
$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$ $\overset{0\ +1\ +1\ -1\ 0}{2Na(s)+2H2O(l)\rightarrow 2NaOH(ac)+H2(g)}$ $Mg_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \rightarrow MgCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$	$\overset{0\ +1\ +2\ 0}{Mg(s)+2HCl(ac)\rightarrow MgCl2(ac)+H2(g)}$

Desplazamiento de metal	Un metal presente en un compuesto puede ser reemplazado por otro metal libre, una forma sencilla de predecir si realmente ocurrirá una reacción de desplazamiento (hidrogeno o metal) ocurrirá será referirse a una serie de actividad o también llamada serie electroquímica. Es una serie de actividad para metales ordenados de acuerdo con su capacidad de desplazar el hidrogeno de un acido o del agua, así cualquier metal que se ubique arriba del hidrogeno (H) será capaz de desplazarlo, pero los metales ubicados debajo de él no reaccionan con el agua o ácidos y para inferir que elemento desplaza a tal hace falta rectificar la tabla para constatarlo (como el caso del Zn y del Cu en donde el zinc al encontrarse por encima del cobre lo desplaza). 
	Las reacciones de los desplazamientos de los metales tienen muchas aplicaciones e los procesos metalúrgicos en los cuales es importante separar los metales pures de sus minerales, como es el caso del vanadio obtenido por tratamiento del oxido de vanadio (V) con calcio metálico en la reacción: $V_2O_{5(s)} + 5Ca_{(l)} \rightarrow 2V_{(l)} + 5CaO_{(s)}$ en donde el metal que actúa como agente reductor (dona e-) esta situado arriba del metal que ha sido reducido (acepta e-) el Ca esta arriba del V en la serie de actividad.
Desplazamiento de halógeno	El comportamiento de los halógenos en las reacciones de desplazamiento de los halógenos se puede resumir en la serie de $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$. La fuerza de estos elementos como agentes oxidantes (aceptan e-) disminuye conforme avanzamos del flúor al yodo en el grupo 7A, por lo cual el flúor molecular puede reemplazar a los iones de cloruro, bromuro u yoduro en solución.
	$Cl_{2(g)} + 2KBr_{(ac)} \rightarrow 2KCl_{(ac)} + Br_{2(l)}$ $\quad \frac{0-1-10}{Cl2(g)+2KBr(ac)\rightarrow 2KCl(ac)+Br2(l)}$ Con una ecuación iónica de: $Cl_{2(g)}{}^0 + 2Br_{(ac)}{}^{-1} \rightarrow 2(Cl_{(ac)}{}^{-1})^- + Br_{2(l)}{}^0$ Todos los halógenos son los elementos no metálicos mas reactivos y son agentes oxidantes fuertes, como consecuencia se encuentran en la naturaleza en forma combinada con metales como halogenuros y para recuperar los halógenos de los halogenuros se requiere de un proceso de oxidación el cual se representa como $2X^- \rightarrow X_2 + 2e^-$ en donde X indica un halógeno y se efectúa por medios químicos, la única madera de efectuar la oxidación es a través de procesos electrolíticos y el halógeno luego de la oxidación se separa de la solución insuflando aire sobre ella (insuflando: introducción de gas, liquido o sustancia pulverizada en un espacio o cavidad, generalmente a presión, para llenar o recubrir el área) y

	posteriormente se mezcla de halógeno (Br) con el aire hace que este se enfríe para condensarse.

Reacción de desproporción: En las reacciones de desproporción un mismo elemento en un estado de oxidación se oxida y se reduce al mismo tiempo, así en una reacción de desproporción el reactivo siempre contiene un elemento que puede tener por lo menos tres estados de oxidación y el elemento mismo esta en un estado de oxidación intermedio por lo cual puede existir en un estado de oxidación superior e inferior.

Como el caso de la descomposición del peróxido de hidrogeno $2H_2O_{2(ac)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

$\overset{-1 \quad -2 \quad 0}{2H2O2(ac) \rightarrow 2H2O(l) + O2(g)}$ en oxigeno tiene número de oxidación -1 en el reactivo y aumenta a 0 en el O_2 y al mismo tiempo puede disminuir a -2 en el H_2O

Concentración de las disoluciones: Para el estudio de la estequiometria en disoluciones es necesario conocer las cantidades de reactivos presentes en una disolución y como controlar las cantidades de reactivos a utilizar para llevar a cabo una reacción en solución acuosa.

La estequiometria en química es la rama que se encarga de estudiar las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en las reacciones químicas, se encarga del estudio de las cantidades de sustancias en términos de masa (g), volumen (L) o número de moles (mol). Así en las representaciones simbólicas de las reacciones químicas (ecuación química) generalmente debajo de ella se expresan los coeficientes estequiométricos haciendo alusión a los numero que indican las proporciones en las que las sustancias reaccionan.

La concentración de una solución es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente(solvente) o en una cantidad dada de disolución(solución) y para dicho análisis se tiene en cuenta en que el soluto es un sólido o liquido mientras que el disolvente es un líquido. La concentración de una solución se puede expresar en molaridad (M) o concentración molar que es el número de moles de soluto por litro de la solución (mol/L) definida como $Molaridad = \frac{Moles\,de\,soluto}{Litros\,de\,solucion}$ expresada como $M = \frac{n}{V}$ en donde n es el numero de moles del soluto y V es el volumen en litros (L) de la solución.

La concentración al igual que la densidad es una propiedad intensiva, no depende de la cantidad de materia, la molaridad se refiere a la cantidad original de soluto presente en una disolución y no se tiene en cuenta los procesos subsecuente que se llevan a cabo como puede ser el caso de la disolución de una sal o la ionización de un ácido como es el caso del cloruro de potasio que al ser un electrolito fuerte se disocia por completo en agua así $KCl_{(s)} \rightarrow K^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$ en donde la solución 1M de KCl o [KCl] = 1M contiene 1 mol de K^+ y 1 mol de Cl^- no habiendo unidades presentes de KCl, la concentración molar expresada en corchetes de los iones quedaría como $[K^+] = 1M$ y $[Cl^-] = 1M$

Dilución de disoluciones: Normalmente no se utilizan soluciones concentradas, generalmente se las diluyen antes de utilizarlas, así la disolución es el procedimiento que se sigue para preparar una solución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Al llevar a cabo este procedimiento, agregar más solvente a una solución concentrada, su concentración cambia disminuyendo, pero sin cambiar el número de moles de soluto presente en la solución y los moles del soluto antes de la dilución = moles del soluto después de la dilución.

La molaridad se define como moles de soluto disueltos en un litro de solución, de forma tal que está dada por $\frac{Moles\,de\,soluto}{Litros\,de\,solucion}(M)\,X\,volumen\,de\,solucion(L)=Moles\,de\,soluto(n)$ quedando como MxV = n y como todo el soluto proviene de la solución concentrada original concluimos en que n permanece sin cambios M_i x V_i = M_f x V_f siendo las cantidades iniciales y finales de moles y volumen de la solución, de forma tal que los $M_i > M_f$ y que el $V_f > V_i$

Los análisis gravimétricos y la valoración son técnicas de estudio estequiométrico de las soluciones, analizando cuantitativamente lo que ocurre en las soluciones acuosas, que se ocupan de determinar la cantidad o concentración de una sustancia en una muestra.

Análisis gravimétrico: Es una técnica analítica que se basa en la medición de la masa, implicando la formación, separación y determinación de la masa de un precipitado, generalmente el procedimiento se aplica solo a compuestos iónicos. En una muestra de solución desconocida se disuelve en agua y se convierte en precipitarlo al hacerlo reaccionar con otra sustancia, el precipitado se filtra, se seca y se pesa que al conocer su masa y si se conoce su fórmula química es posible calcular la masa de un componente químico determinado (anión o catión) de la muestra original y por último, a partir de la masa del componente y de la masa de la muestra original se determina la composición porcentual en masa del componente en el compuesto original.

Es una técnica muy exacta ya que la masa de la muestra puede medirse con bastante exactitud, se aplica únicamente a reacciones que lleguen a completarse o cuyos rendimientos son cercanos al 100%.

Valoración acido-base: El estudio cuantitativo de las reacciones de neutralización acido-base se efectúan por medio de la técnica de valoración, en donde una solución de concentración exactamente conocida denominada como solución patrón o estándar se agrega de forma gradual a otra solución de concentración desconocida hasta que la reacción química entre ambas soluciones se complete. Si se conoce el volumen de la solución patrón y el volumen de la solución desconocida que se utiliza en la valoración, se puede calcular la concentración de la solución desconocida ya que el de solución patrón se conoce

Como es el caso del hidróxido de sodio (NaOH) que es la base más utilizada en los laboratorios pero es necesario estandarizarla para su uso ya que tiende a absorber el agua del aire y en soluciones reacciona con el dióxido de carbono, se estandariza al valorarla contra una solución acida de concentración exactamente conocida, el ácido que se elige es frecuentemente monopróticos (libera un H^+) llamado hidrogenoftalato de potasio (KHP) cuya formula molecular es $KHC_8H_4O_4$ con masa molar de 204,2 siendo un sólido blanco soluble y su reacción con el hidróxido de sodio es $KHC_8H_4O_{4(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow KnaC_8H_4O_{4(ac)} + H_2O_{(l)}$ y su ecuación iónica es $HC_8H_4O_4^-{}_{(ac)} + OH^-{}_{(ac)} \rightarrow C_8H_4O_4^{2-}{}_{(ac)} + H_2O_{(l).}$ El procedimiento experimental se lleva a cabo a transferir a un matraz Erlenmeyer una cantidad conocida de ácido KHP y se agrega un poco de agua destilada para disolverlo, a continuación, se agrega cuidadosamente una solución básica de NaOH contenida en una bureta hasta alcanzar el punto de equivalencia el cual se denota por un cambio brusco de color indicando que se ah añadido a la solución del ácido y es el punto en el cual el ácido ha reaccionado o neutralizado completamente a la base. La fenolftaleína ($C_{20}H_{14}O_4$) es un indicador muy utilizado que en medio acido o neutro es incoloro, pero adquiere una tonalidad rosa intenso en soluciones básica (sustancia química orgánica que se utiliza principalmente como indicador de pH, cambiando de color en función de la acidez o basicidad de una solución. En soluciones ácidas es incolora, y en soluciones básicas (alcalinas) adquiere un color rosa o magenta) y en el

punto de equivalencia todo el KHP (acido) ha sido neutralizado por el NaOH de la bureta y la solución de inmediato se torna rosa, pero ahora es básica.

En vez de utilizar un ácido monopróticos al utilizar un ácido dipróticos para neutralizar el NaOH se puede usar al H_2SO_4 ácido sulfúrico, expresándose como $H_2SO_{4(ac)} + 2NaOH_{(ac)} \rightarrow Na_2SO_{4(ac)} + 2H_2O_{(l)}$ como 2 moles de NaOH ≃ 1 mol de H_2SO_4 (significa equivalente o aproximadamente igual) por lo que se necesita el doble de base para que reaccione completamente con una solución acida de la misma concentración molar y volumen que un ácido monopróticos como el HCl y por otro lado se necesita el doble de HCl para neutralizar una solución de $Ba(OH)_2$ que tuviera la misma concentración y volumen que una solución de NaOH ya que 1 mol de hidróxido de bario produce dos moles de iones OH^- dado por $2HCl_{(ac)} + Ba(OH)_{2(ac)} \rightarrow BaCl_{2(ac)} + 2H_2O_{(l)}$.En los cálculos implicados de la valoración acido-base independientemente del acido o base que Participen en la reacción se tiene que tomar en cuenta el numero total de moles de iones H^+ que han reaccionado en el punto de equivalencia debe ser igual al numero de moles totales de iones OH^- que han reaccionado.

Valoración redox: En las reacciones redox se transfieren e- mientras que en las reacciones acido-base se transfieren p+, de la misma manera en un ácido se puede valorar con una base, un agente oxidante (es reducido y acepta e-) se puede valorar con un agente reductor (se oxida y cede e-) mediante procedimientos semejantes. Así se puede añadir con cuidado una solución que contenga un agente oxidante a una solución que contenga un agente reductor y el punto de equivalencia se alcanza cuando el agente reductor es completamente oxidado por el agente oxidante y generalmente requiere un indicador que tenga un cambio de color nítido para denotarlo, en presencia de una gran cantidad de agente reductor el color del indicador es característico de su forma reducida. El indicador adopta el color que tiene en su forma oxidada (gana e-) cuando se encuentra presente en un medio oxidante y en su punto de equivalencia o cercano a este se puede identificar fácilmente.

En las reacciones redox siempre hay un compuesto o elemento que cede electrones llamado reductor y otro que los aceptas llamado oxidante, así el que cede electrones es el agente reductor y el que acepta electrones es el agente oxidante.

Agente reductor: Cede e-, se oxida (catión) y reduce a otra sustancia

Agente oxidante: Acepta e-, se reduce (anión) y oxida a otra sustancia.

Un medio oxidante es un ambiente o sustancia que tiende a aceptar e- de otras sustancias haciendo que ellas pierdan e- y se conviertan en cationes.

Un medio reductor es un ambiente o sustancia que tiende a ceder e- a otras sustancias haciendo que se reduzcan y se conviertan en aniones

Reductor: Gana e-

Oxidante: Pierde e-

El permanganato de potasio $KmnO_4$ y el dicromato de potasio $K_3Cr_2O_7$ son dos agente oxidante muy comunes y los colores de los aniones de ambos compuestos son muy distintos, el del MnO_4^- es morado y al oxidarse Mn^{2+} se vuelve rosa claro, mientras que el $Cr_7O_7^{2-}$ es de color amarillo y al oxidarse Cr^{3+} se vuelve verde. Por ellos los agentes oxidantes se pueden utilizar por si mismo como indicadores internos en una valoración redox ya que los colores de oxidación (pierde e-) y reducción (ganan e-) son muy distintos, al igual que la valoración acido-base se utilizan los moles.

Sustancias que existen como gases: Vivimos en un fondo oceánico de aire cuya composición porcentual en volumen es de aproximadamente un 78% N_2, 21% O_2 y 1% de otros gases, entre los que se encuentra el CO_2. Los elementos que se encuentran como gases en condiciones atmosféricas normales (temperatura de 25°C y presión de 1 atmosfera (atm)) son los del grupo 8A (gases nobles) encontrándose como gases monoatómicos (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) y elementos presentes como moléculas diatómicas gaseosas de H_2, N_2, O_2, F_2 y Cl_2 y un alótropo de oxígeno O_3 (ozono).

Los compuestos iónicos no existen como gases en condiciones atmosféricas estándar porque los cationes y aniones en un sólido iónico se hallan unidos por fuerzas electrostáticas muy fuertes (fuerzas de cargas positivas y negativas) y para vencer esta atracción es necesario aplicar una gran cantidad de energía que significa calentar demasiado el sólido. Mientras que los compuestos moleculares al calentarse hierven a temperaturas muchos mas bajas que los iónicos convirtiéndose en gases como el CO, CO_2, HCl, NH_3 y CH_4.

Como no existe una regla para establecer que compuestos son gaseosos a condiciones atmosféricas es necesario comprender la naturaleza y magnitud de las fuerzas de atracción entre las moléculas llamadas como fuerzas intermoleculares y generalmente cuando mas fuerte sean esas atracciones menores va a ser la posibilidad de que un compuesto exista como gas a las temperaturas ordinarias.

Característicamente los gases:

- Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.
- Es considerado el estado más compresible de la materia (puede comprimir o reducir su volumen).
- Cuando se encuentran varios gases confinados en el mismo recipiente se mezclan de forma completa y uniforme.
- Tienen densidades menores que los sólidos y líquidos ($agua_{(l)}$: 1g/cm^3 o 1000kg/m^3 , $agua_{(s)}$: 917 kg/m^3 y $agua_{(g)}$: 0,59kg/m^3).

Presión de un gas: Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto ya que las moléculas gaseosas se encuentran en constantes movimiento y es una de las propiedades que se mide con mayor facilidad, las unidades de medición de los gases se obtienen por medio de las unidades de velocidad y aceleración. La $Velocidad = \frac{Distancia\,recorrida(cm)}{Tiempo\,transcurrido(s)}$ y la $Aceleracion = \frac{Cambio\,en\,la\,velocidad(cm)}{Tiempo\,transcurrido(s2)}$ que según la segunda ley del movimiento de Newton define el termino fuerza de la cual se deriva la presión y según esta ley fuerza = masa x aceleración definiendo la unidad del sistema internacional de medida de la fuerza como newton (N) en donde 1N= 1Kg m/s^2 y la presión se la define como la fuerza aplicada por unidad de área en donde

La segunda ley de newton define a la fuerza como la relación entre la masa de un objeto y la aceleración que experimenta, en términos matemáticos F= masa x aceleración = Kg x m/s^2 y la fuerza es una magnitud vectorial que describe la interacción capaz de modificar el estado de movimiento de un cuerpo.

La fuerza es una acción que se ejerce sobre un objeto y que puede causar cambios en su estado de movimiento como aceleración, desaceleración o cambios en su dirección. Al ser una magnitud vectorial posee una magnitud (intensidad) y dirección. Establece que la aceleración que adquiere un objeto es directamente proporcional a la fuerza neta aplicada sobre él e inversamente proporcional a su masa. En otras palabras, si aplicas una fuerza a un objeto, este se acelerará en la dirección de la fuerza, y la magnitud de la aceleración dependerá de la fuerza aplicada y de la masa del objeto.

$Presion = \frac{Fuerza}{Area} N$ y en el SI se utiliza el pascal (Pa) que se define como newton por metro cuadrado 1Pa = 1N/m^2.

Presión atmosférica(a presión atmosférica es la fuerza por unidad de área que ejerce la atmósfera terrestre sobre cualquier superficie en contacto con ella):Los átomos y moléculas de los gases en la atmosfera al igual que el resto de la materia se encuentran sometidos a las fuerzas de atracción gravitatoria de la Tierra y por consiguiente la atmosfera es mucho mas densa cerca de la superficie que lejos de ella a altitudes mas elevadas, la densidad del aire disminuye con rapidez al aumentar la distancia de la Tierra y cuando mas denso es el aire mayor es la presión que ejerce (las mediciones señalan que aproximadamente el 50% de la atmosfera se encuentra dentro de 6.4 km de la superficie terrestre con un 90% dentro de los 16km y un 99% dentro de los 32km) la fuerza que experimenta cualquier superficie expuesta a la atmosfera de la tierra es igual al peso de la columna de aire que esta encima de ella y la presión atmosférica es la presión que ejerce la atmosfera de la tierra y su valor real depende de la localización, temperatura y condiciones climáticas.

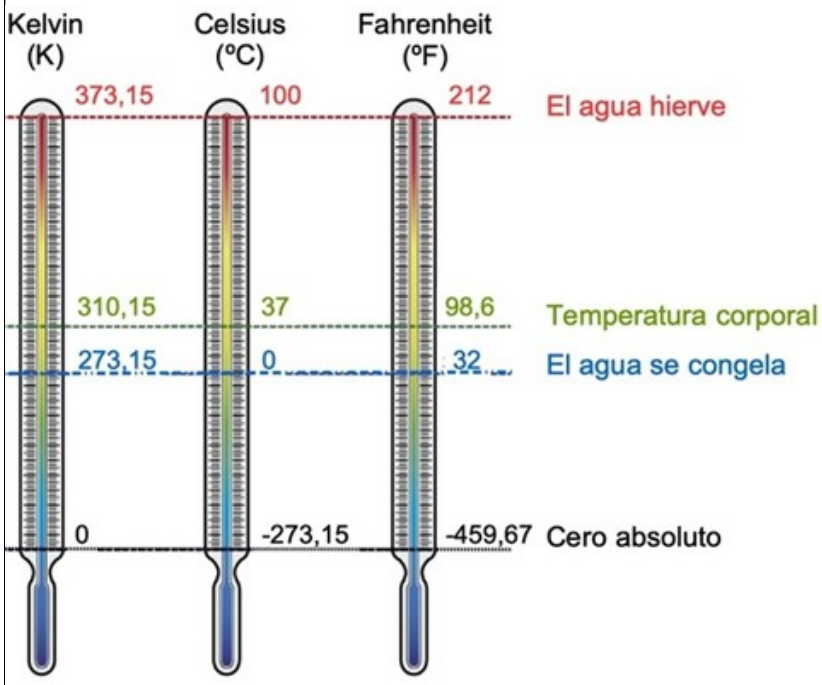
La presión en los fluidos (líquido y gaseoso) proviene de todos los lados, de arriba, abajo, a la derecha y a la izquierda, mientras que a nivel molecular la presión del aire se produce debido al choque entre las moléculas del aire contra cualquier superficie con la que entra en contacto y la magnitud de la presión depende de la frecuencia y fuerza con que las moléculas impacten en la superficie.

La presión atmosférica se mide por medio de barómetro (instrumento mas común para medir la presión) y la presión atmosférica estándar 1 (atm) = presión que soporta una columen relación cono de 760mm o 76cm de altura a 0°C al nivel del mar en donde 1atm = 1,01325 x 10^2kPa y un manómetro es un instrumento para medir los gases distintos a los atmosféricos (cerrado si es pasa presiones menores a las atmosféricas y abierto si es para presiones mayores a las atmosféricas) y en ambos se utiliza mercurio, cuya densidad es muy alta (13,6g/ml) en relación a la mayoría de los líquidos y como loa altura de la columna de un líquido es inversamente proporcional a su densidad, dicha propiedad permite construir barómetros y manómetros pequeños que se manipules con facilidad.

Relación presión-volumen: Ley de Boyle: Establece que la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas, es decir que a medida que aumenta la presión el volumen del gas disminuye y a medida que disminuye la presión atmosférica aumenta el volumen. La ley de Boyle depende de que la temperatura del sistema permanezca constante
$PV=k_1$ en donde k1 es una constante de proporcionalidad, estableciendo que el producto de la presión y volumen de un gas a temperatura y cantidades del gas constante, en donde $k_1=nRT$. $P_1V_1= k_1 = P_2V_2$ y queda como $P_1V_1= P_2V_2$ aunque los volúmenes individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de un gas siempre que la temperatura permanezca constante y la cantidad de gas no cambie la P multiplicada por el V siempre será igual a la misma constante por consiguiente una muestra de gas bajo dos conjuntos de condiciones distintas a temperatura constante.
Las fórmulas de conversión de temperatura entre las escalas de grados Celsius, grados Fahrenheit y Kelvin está

dada por	
De Kelvin a Celsius: °C = K – 273,15	De Kelvin a Fahrenheit: °F = $\frac{9(K-273,15)}{5}+32$
De Fahrenheit a Celsius: °C = $\frac{5(°F-32)}{9}$	De Fahrenheit a Kelvin: K = $\frac{5(°F-32)}{9}+273,15$
De Celsius a Kelvin: K = °C + 273,15	De Celsius à Fahrenheit : °F = $\frac{9.°C}{5}+32$

Relación temperatura-volumen: Ley de charles y ley de Gay-Lussac: Sus estudios demostraron que a presión constante el volumen del gas se expande al calentarse y se contrae al enfriarse, las relaciones cuantitativas implicadas en los cambios de temperatura y volumen del gas resultan ser congruentes (conveniente, coherente y lógico).



En 1848 Lord Kelvin identifico a la temperatura de -273,15°C como el cero absoluto y es teóricamente la temperatura mas baja posible, tomando al cero absoluto como punto de partida estableció una escala de temperatura absoluta conocida ahora como escala de temperatura kelvin y 1 kelvin (K) es igual en magnitud a 1°C, la única diferencia entre las escalas de temperatura absoluta y la Celsius es la posición del cero.

El calor y la temperatura son conceptos relacionados pero distintos, el calor (J o cal) es la energía en transito que fluye de un cuerpo de mayor temperatura a otro de menos temperatura y la temperatura (°C, °F o K) es la medida del promedio de la energía cinética de las moléculas de un objeto o sistema.

Las escalas de temperatura se construyen identificando dos temperaturas fácilmente

reproducibles, como es el caso de la temperatura de ebullición (liquido a gas) o de congelamiento (liquido a solido) que respectivamente son 100°C, 373,15 K, 212 °F y 0°, -273,15 K, 31°F. La escala Celsius (°C) y Fahrenheit (°F) utilizan grados (°) porque originalmente se definición en función de puntos de referencia arbitrarios, como los puntos de ebullición y congelamiento del agua, sin tener en cuenta la energía térmica intrínseca de las moléculas y la escala Kelvin (K) es una escala de temperatura absoluta donde su 0 representa el cero absoluto y es el punto donde cesa toda actividad molecular y no se utiliza en términos de grados ya que se emplea para la energía cinética real de las moléculas.

La energía térmica es la energía interna de un sistema asociada con su temperatura, se manifiesta como calor y se produce por el movimiento de las partículas que lo componen, cuanto mayor es su energía térmica mayor es su temperatura. En donde se la escribe como Q = mcΔT = J , en donde Q = energía térmica (representa la cantidad de calor transferido), m = masa del objeto (Kg), c = calor especifico (J/(Kg.°C) o J/(Kg.K)) es la cantidad de energía necesaria para elevar la temperatura de 1Kg de una sustancia en °C o K y ΔT = Tf – Ti (°C o K) es la diferencia de temperatura final menos la inicial.

En física el J (julio) es la unidad de medida para la energía y el trabajo según el SI (sistema internacional de unidades), se la define como la cantidad de energía necesaria para ejercer una fuerza de 1N (newton) a lo largo de una distancia de un metro y en términos mas simples es la cantidad de energía (1J = 1N.m) necesaria para mover un objeto un metro con una fuerza de un newton (1N = 1Kg.m / s^2) . Mientras que el N (newton) es la unidad de medida de la fuerza en el SI, se la define como la fuerza necesaria para que un objeto de 1Kg adquiere una aceleración de 1m/s^2 (fuerza: interacción que puede causar que un objeto cambie su estado de movimiento o deformación).

La dependencia del volumen de un gas con la temperatura está dada por $\frac{V}{T}=k2$ en donde k2 es una constante de proporcionalidad (k2=nR/T) y se la denomina ley de Charles y de Gay-Lussac. Establece que el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante (P=cta) es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas V ∝ T.

Se pueden comparar dos condiciones en una relación de volumen-temperatura para una muestra de gas dada a una presión constantes, $\frac{V1}{T1}=\frac{V2}{T2}$ en donde V1 y V2 son los volúmenes de los gases respectivamente a las temperaturas T1 y T2 (ambas en Kelvin) y otra forma de expresar la Ley de Charles dada para una cantidad e gas a volumen constantes en donde la presión del gas es directamente proporcional a la temperatura P ∝ T, es por medio de $\frac{P1}{T1}=\frac{P2}{T2}$ en donde P1 y P2 son las presiones de los gases a sus respectivas temperaturas de T1 y T2.

<u>Relación entre volumen y cantidad: Ley de Avogadro:</u> El estudio del científico italiano Avogadro complemento los estudio de Boyle, Charles y Gay-Lussac, en 1811 publico una hipótesis en donde estableció que a la misma temperatura y presión, volúmenes de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas o átomos si el gas es monoatómico, de

ahí a que el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes es decir V ∝ n en donde V = k4n donde n = n° de moles y k4 es la constante de proporcionalidad, siendo la expresión de la ley de Avogadro la cual establece que la presión y temperatura constante el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente y k4 = RT/P.

Cuando dos gases reaccionan entre sí, los volúmenes que reaccionan de cada uno de los gases tienen una relación sencilla y si el producto es un gas, su volumen se relaciona con el volumen de los reactivos mediante una relación sencilla (demostrado por Gay-Lussac) como es el caso de la síntesis del amoniaco a partir del hidrogeno y nitrógeno molecular $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ en donde hay 3 moles H, 1 mol N y 2 moles de NH, dado que la misma presión y temperatura los volúmenes de los gases son directamente proporcional al número de moles presentes se escribe como $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ 3 volúmenes de H, 1 volumen de N y 2 volúmenes de NH por la proporción de volumen de hidrogeno molecular respecto del nitrógeno molecular es de 3:1 y la del amoniaco (producto) respecto del hidrogeno molecular y del nitrógeno molecular (reactivos) es de 2:4 o 1:2.

Ley de Boyle: $V \propto \frac{1}{P}$

Con n y T constante

Ley de Charles: $V \propto T$

Con n y P constante

Ley de Avogadro: $V \propto n$

Con P y T constante

Ecuación del gas ideal: Las tres leyes se pueden combinar en una sola ecuación maestra para el comportamiento de los gases en donde $V \propto \frac{nT}{P}$ en donde $V = R \frac{nT}{P}$ y quedaría como PV = nRT donde R es la constante de proporcionalidad y equivale a $R=\frac{PV}{nT}$ en donde tiene un valor de 0,082057 L.atm/K.mol, tiene este valor para condiciones de temperatura y presión estándar TPE de 0°C y 1 atm en condiciones experimentales de 1 mol de gas ideal que ocupa un volumen de 22,414 L.

La ecuación de los gases ideales explica la relación entre los cuatros variables de P, V, T y n, es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, temperatura y volumen se puede describir completamente con la ecuación del gas ideal.

Las moléculas de un gas ideal no se repelen o atraen entre sí, su volumen es despreciable en comparación al volumen del crecimiento que lo contiene, en la naturaleza no se encuentran gases ideales pero las discrepancias de gases reales entran en márgenes razonables de temperatura y presión, pero no alteran su cálculo.

Dado a que el volumen molar de un vas ocupa 22,414 L a TPE se puede calcular el volumen del gas en condiciones de TPE sin utilizar la ecuación del gas ideal en donde no se implican cambios de P, V, T y n de muestra de gas. Por ello si se conocen tres variables se puede calcularla la cuarta variable siempre que n1=n2 (cantidad de moles del gas) y generalmente ocurre porque no cambia la cantidad molar $R=\frac{P1V1}{n1T1}(antes\,del\,cambio)$ y $R=\frac{P2V2}{n2T2}(despues\,del\,cambio)$ así si cambian las condiciones hay que tener en cuenta sus condiciones iniciales y finales, se puede reducir a $\frac{P1V1}{T1} = \frac{P2V2}{T2}$

Cálculos de densidad: La densidad de los gases se deriva de la ecuación del gas ideal de $\frac{n}{V}=\frac{P}{RT}$ en donde la densidad es la masa por unidad de volumen quedaría como $d=\frac{m}{V}=\frac{PM}{RT}$

y a diferencia de las moléculas condensadas de los líquidos y solidos los gases se encuentran a distancian más separadas en comparación a su tamaño, en consecuencia, la densidad de los gases es muy baja en condiciones atmosféricas y se expresa en g/L

Masa molar de una sustancia gaseosa: Las sustancias gaseosas generalmente son desconocidas o parcialmente desconocidas, para saber su masa ideal se utiliza la ecuación del gas ideal determinando su densidad o teniendo en cuenta los datos de masa y volumen del gas a presión y temperatura conocidas $M=\frac{dRT}{P}$

Ley de Dalton de las presiones parciales: Generalmente las muestras de gases no implican una única especie si no que es una mezcla de varios tipos de gases en donde la presión total del gas se relaciona con las presiones parciales de todos los gases presentes, es decir las presiones de los compuestos gaseosos individuales de la mezcla.

Equivale a la sumatoria de todas las presiones gaseosas presentes en donde Pt = P1 + P2 + P3 + P4... en donde las P1, P2... corresponden a las presiones parciales de los componentes 1, 2... en donde al dividir la presión de una identidad entre la presión total se obtiene su fracción molar la cual es una cantidad adimensional que expresa la relación del numero de moles de un componentes con el número de moles de todos los componentes presentes en donde Xi = ni/nt en donde ni es el número de moles del componentes i y nt es el número de moles totales, la fracción molar siempre es menor a 1.

La sumatoria de las fracciones molares de un gas debe ser igual a la unidad, si solo dos componentes están presentes es Xa + Xb = $\frac{na}{na+nb}+\frac{nb}{nb+na}$ =1 y si un sistema tiene mas de dos componentes esta dado por Pi = XiPt

Teoría cinética molecular de los gases: Las leyes de los gases ayudan a predecir el comportamiento de los gases, pero no explica lo que sucede a nivel molecular y lo que ocasiona los cambios que observamos a nivel macroscópico, la teoría cinética molecular de los gases se centra en:

1) Un gas está compuesto de moléculas que están separadas por distancias mucho mayores que sus propias dimensiones, las moléculas se pueden considerar como puntos ya que ponen masa, pero tienen un volumen despreciable.
2) Las moléculas de los gases están en continuo movimiento e direcciones aleatorias y con frecuencia chocan unas con otras, las colisiones entre las moléculas son elásticas por la cual la energía se transfiere de una molécula a otra por efecto de las colisiones, pero la energía total de todas las moléculas en un sistema permanece inalterada.
3) Las moléculas de los gases no ejercen entre si fuerzas de atracción o repulsión.
4) La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en kelvin (K) .
   Dos gases a la misma temperatura tendrán la misma energía cinética promedio, la cual esta dad por $\overline{EC} = \frac{1}{2}.m.\bar{u}^2$ en donde m=masa de la molécula y $\bar{u}^2$=velocidad cuadrática media y es el promedio del cuadrado de la velocidad de todas las moléculas en donde $\bar{u}^2 = u^2_1 + u^2_2 + u^2_3 \ldots / N$ en donde N = número de moléculas en donde EC ∝ T y su ecuación quedaría como $EC = \frac{1}{2}. m.\bar{u}^2 = CT$ donde C=constante de proporcionalidad y T= temperatura absoluta.

Según la teoría cinética molecular la presión de un gas es el resultado de las colisiones entre las moléculas y las paredes del recipiente que lo contiene, depende de la frecuencia de las colisiones por unidad de área y de la fuerza con la que las moléculas golpean las paredes y también proporciona una interpretación de la temperatura, la temperatura absoluta de un gas es una medida de la energía cinética promedio entre las moléculas y es un índice del movimiento aleatorio de las moléculas que a mayor temperatura mayor energía de las moléculas (algunas veces se lo denomina como movimiento térmico ya que la y temperatura se relaciona con la energía cinética de las moléculas) EC = $\frac{1}{2}$. m.$\bar{u}^2$ = CT

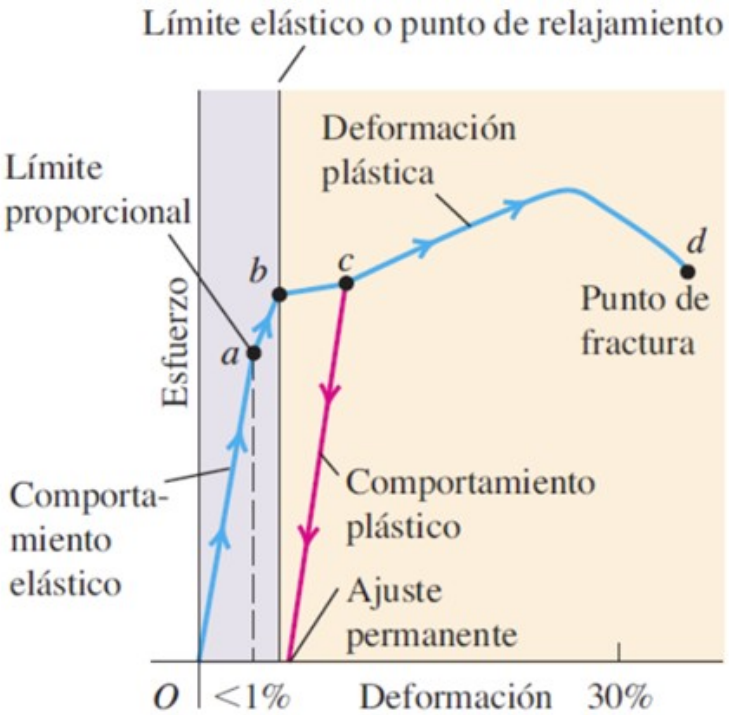


Figura 1.11. Diagrama de esfuerzo-deformación típico para un metal dúctil sometido a tensión.

La deformación de los sólidos se explica en términos de los conceptos de esfuerzo y deformación, el esfuerzo es la magnitud de la fuerza externa que actúa en un objeto por unidad de área de sección transversal. El resultado de un esfuerzo es una deformación, que es una medida del grado de deformación. La constante de proporcionalidad entre el esfuerzo y la deformación se llama Módulo elástico.

$$Modulo\,elastico = \frac{Esfuerzo}{Deformacion} = Ley\,de\,Hooke$$

Si la carga se retira gradualmente, partiendo de cualquier punto entre O y b, la curva se sigue a la inversa hasta que el material recupera su longitud original (Comportamiento elástico). El punto b, donde termina esta región, es el punto de relajamiento; el esfuerzo en este punto se denomina límite elástico

Si aumentamos el esfuerzo más allá del punto b, la deformación sigue aumentando; pero si retiramos la carga en un punto más allá de b, digamos c, el material no recupera su longitud original, sino que sigue la línea roja de la figura. La longitud con cero esfuerzos ahora es mayor que la original; el material sufrió una deformación irreversible y adquirió un ajuste permanente.

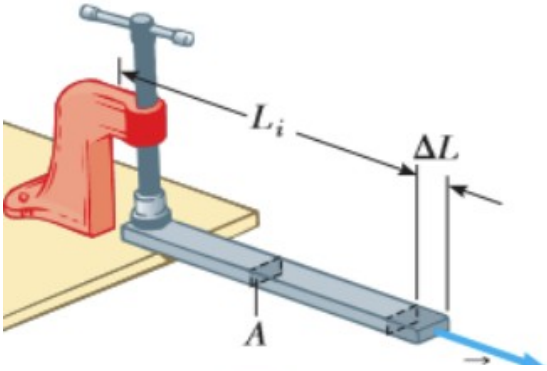
Un aumento de la carga más allá de c produce un aumento grande en la deformación con un incremento relativamente pequeño del esfuerzo, hasta llegar a un punto d en el que se presenta la fractura. El comportamiento del material entre b y d se denomina flujo o deformación plásticos. Una deformación plástica es irreversible; si se elimina el esfuerzo, el material no vuelve a su estado original.

En algunos materiales, se presenta una deformación plástica considerable entre el límite elástico y el punto de fractura, como aquel cuyas propiedades se grafican, decimos que tales materiales son dúctiles. En cambio, si la fractura se presenta poco después de rebasarse el límite elástico, decimos que el material es quebradizo. Un alambre de hierro blando que puede sufrir un estiramiento permanente considerable sin romperse es dúctil; una cuerda de acero de piano que se rompe poco después de alcanzar su límite elástico es quebradiza.

Se consideran tres tipos de deformación y se define un módulo elástico para cada uno:

de un sólido a un cambio en su longitud.

$$\gamma = \frac{Esfuerzo\ de\ comprension\ o\ traccion}{Deformacion\ por\ tension} = \frac{F/A}{\Delta L/Li}$$



al movimiento de los planos dentro de un sólido

$$S = \frac{Esfuerzo}{Deformacion\ de\ corte} = \frac{F/A}{\Delta x/h}$$

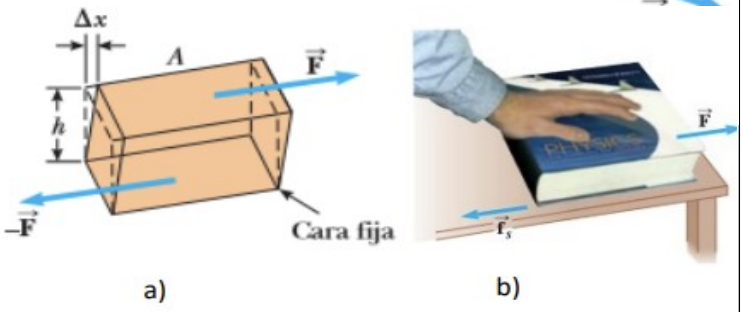


Figura 1.12. a) Una deformación de corte en la que un bloque rectangular se distorsiona mediante dos fuerzas de igual magnitud pero direcciones opuestas aplicadas a dos caras paralelas. b) Un libro esta bajo esfuerzo de corte cuando una mano que se coloca en la cubierta aplica una fuerza horizontal que se aleja del lomo.

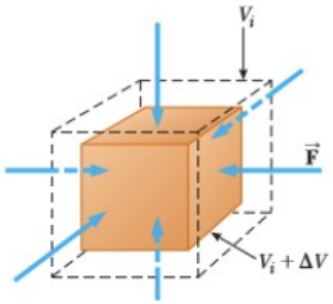


Figura 1.13. Cuando un solido esta bajo presión uniforme, experimenta un cambio en volumen, pero no un cambio en forma. Este cubo se comprime en todos sus lados mediante fuerzas normales a sus seis caras.

resistencia de los sólidos o líquidos a

El reciproco al módulo del volumen se denomina comprensibilidad y se denota con la letra K en donde $K = \frac{1}{B} = \frac{-1}{Vi} \cdot \frac{\Delta V}{\Delta P}$

$$B = \frac{Esfuerzo\ de\ volumen}{Deformacion\ de\ volumen} = \frac{\Delta F/A}{\Delta V/Vi} = \frac{-\Delta P}{\Delta V/Vi}$$

Aplicación de las leyes de los gases: Es posible explicar las propiedades generales de las sustancias gaseosas a través de las siguientes circunstancias en donde la teoría cinética molecular es útil:

- Comprensibilidad de los gases: Las moléculas en la fase gaseosa se encuentran separadas por grandes distancias y los gases se pueden comprimir para ocupar un volumen menor.

El estado se refiere a la forma en que la materia se presenta, este puede ser sólido, liquido, gaseoso o plasmático, mientras que una fase es una región homogénea de un sistema con propiedades uniformes que puede ser uno de los estados de la materia o una parte de un estado de la materia y un cambio de fase implica una transición entre estos estados o regiones.

- Ley de Boyle: La presión ejercida de un gas es consecuencia del impacto de sus moléculas sobre el recipiente que lo contiene, la velocidad de colisión o el número de colisiones moleculares con las paredes por segundo es proporcional a la densidad numérica (número de moléculas por unidad de volumen) del gas. Al disminuir el volumen del gas aumenta su densidad numérica y por lo tanto su velocidad de colisión y la presión de un gas es inversamente proporcional al volumen que ocupa cuando el volumen aumenta la presión disminuye y cuando el volumen disminuye la presión aumenta.
- Ley de Charles: La energía cinética promedio de las moléculas de un gas es proporcional a su temperatura absoluta al elevarla la energía cinética de ellas se eleva y por consiguiente las moléculas chocaran mas a menudo con las paredes del recipiente y con mayor fuerza si el gas se calienta aumentando la presión, el volumen del gas se expandirá hasta que la presión del gas este equilibrada por la presión externa constante.
- Ley de Avogadro: Se demostró que la presión de un gas es directamente proporcional a la densidad (m/v = Kg/m^3 o g/L) y a la temperatura del gas, como la masa del gas es directamente proporcional al número de moles del gas la densidad se expresa como n/V por lo tanto P $\propto \frac{n}{V}T$ por lo tanto $P1 \propto \frac{n1.T1}{V1} = C\frac{n1.T1}{V1}$ y $P2 \propto \frac{n2.T2}{V2} = C\frac{n2.T2}{V2}$ en donde C = constante de proporcionalidad y para dos gases sometidos a condiones de presión, volumen y temperatura iguales en donde P1=P2, T1=T2, V1=V2 se cumple que n1=n2 que es una expresión matemática de la ley de Avogadro.
- Ley de Dalton de las distribuciones parciales: Si las moléculas no se atraen o repelen entre si entonces la presión ejercida por un tipo de moléculas no se afectara por la presencia de otro gas, así la presión total estará dada por la suma de las presiones individuales de los gases.

Distribución de las velocidades moleculares: La velocidad de las moléculas aumenta al aumentar la temperatura y las moléculas más ligeras se mueven más rápido en promedio que las más pesadas, la teoría cinética molecular permite estudiar en mayor detalle el movimiento molecular.

Raíz de la velocidad cuadrática media: Una forma de estimar la velocidad de una molécula es mediante el cálculo de la raíz de la velocidad cuadrática media (rms) (u_{rms}) que es una velocidad molecular promedio, una de las teorías cinéticas moleculares anuncia que la energía cinética total de un mol de cualquier gas es igual a $\frac{3}{2}$RT por lo cual quedaría en que EC = $\frac{3}{2}$RT y $N_A(\frac{1}{2}m\bar{u}2)$ = $\frac{3}{2}$RT en donde N_A es el número de Avogadro y m la masa de una molécula sencilla como N_Am = M la ecuación se rescribe a $\overline{u}\ 2 = \frac{3RT}{M}$ y la raíz cuadrada en ambos lados es $\sqrt{\overline{u}\ 2} = ¿$ $u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$ muestra que la raíz de la velocidad cuadrática media de un gas aumenta con la raíz cuadrada de su temperatura en kelvin (K) y como M se encuentra en el denominador significa que cuanto mayor peso tenga un gas más lentas se moverán sus moléculas en donde R=8,314 J/K.mol y su masa molar se convierte en Kg/mol el valor e u_{rms} = m/s.

Difusión y efusión de los gases: La difusión es la mezcla de las moléculas de un gas con moléculas de otro gas, en virtud de sus propiedades cinéticas, constituyen una demostración directa de los movimientos aleatorio de los gases y sucede de forma gradual

(no instantánea) porque las moléculas de los gases recorren grandes distancias. Los gases ligeros se difunden mucho más rápidos que los gases pesados.

Bajo las mismas condiciones de presión y temperatura las velocidades de difusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadráticas de sus masas molares conocida como la ley de Graham expresada como $\frac{r1}{r2}=\sqrt{\frac{M2}{M1}}$ donde r1 y r2 son las velocidades de difusión de los gases 1 y 2, los M1 y M2 son las masas molares de los gases 1 y 2.

La efusión es el proceso mediante el cual un gas sometido a presión se escapa de un compartimiento de un contenedor a otro atravesando un pequeño orificio, la velocidad de efusión de los gases tiene la misma ley de Graham

Desviación del comportamiento ideal: Los gases que exhiben un comportamiento ideal son aquellos en los que sus moléculas no se atraen ni se repelen además de que el volumen de sus moléculas es tan pequeño que es despreciable, aunque supongamos que los gases reales se comportaran como un gas ideal no lo hacen en todo tipo de condiciones.

De acuerdo a la ecuación ideal de gases 1 mol de gas posee PV/RT=1 independientemente de la presión real del gas cuando n=1 PV=nRT convirtiéndose en PV=RT o PV/RT=1 y para los gases reales esto no es valido ya que solo se cumple a presiones moderadamente bajas (≤ 5 atm) pero a medida que ↑P las desviaciones del comportamiento de los gases ideales es significativa ya que las fuerzas de atracción operan entre las moléculas a distancias relativamente cortas (presiones atm las moléculas en estado gaseoso están muy separadas) pero al aumentar la presión también ↑D y las moléculas se encuentran aun mas cerca (m/v) y las fuerzas intermoleculares pueden ser significativas afectando el movimiento de las moléculas de forma tal que el gas se deja de comportarse como un gas ideal. Otra forma de observar el comportamiento no ideal de los gases es ↓T con el enfriamiento del gas disminuye la energía cinética promedio de sus moléculas y es la encargada de generar el impulso de las moléculas para que se atraigan mutuamente.

Para el estudio e los gases reales hay que modificar la ecuación de los gases ideales teniendo en cuenta las fuerzas intermoleculares y los volúmenes moleculares, lo realizo J.D Van der Waals en 1873 proporcionando una interpretación del comportamiento del gas real a nivel molecular. Cuando las moléculas se aproximan a las paredes del recipiente que contiene el gas la atracción intermolecular ejercida por las moléculas vecinas tiende a suavizar el impacto de las moléculas contra la pared, el efecto global de este fenómeno es una disminución de la presión del gas de la que se esperaría de un gas ideal, Van der Waals sugirió que la presión ejercida de un gas ideal se relaciona con la presión experimental medida por medio de $P_{ideal} = P_{real} + \frac{an2}{V2}$ en donde an^2/V^2 es un factor de corrección ya que las interacción intermoleculares que dan lugar al comportamiento no ideal dependen de la frecuencia con la que se acerquen don moléculas y el número de tales encuentros aumenta con el cuadrado del número de moléculas por unidad de volumen ya que la presencia de cada una de las dos moléculas en una región determinada es proporcional a n/V y a es una constante de proporcionalidad.

El primer término se llama presión corregida y el segundo es el volumen corregido $(P + \frac{an2}{V2})$ (V - nb) = nRT se la conoce como la ecuación de Van der Waals, en donde a y b son

constantes de van der Waals y se eligen para cada gas a fin de obtener la mayor congruencia posible entre la ecuación y el comportamiento del gas, el valor de a indica que tan fuerte se atraen las moléculas y el valor de b es directamente proporcional al tamaño molecular o atómico.

Todas las reacciones químicas obedecen a dos leyes fundamentales.

1) Ley de la conservación de la masa: También llamada ley e Lavoisier establece que en un sistema aislado la masa total de los reactivos en una reacción química es igual a la masa total de los productos, por lo cual la masa no se crea ni se destruye en una reacción química solo se transforma en diferentes sustancias.
   Los sistemas aislados son aquellos en los cuales no hay un intercambio de materia ni energía con su entorno, tanto los reactivos (sustancias que interactúan en una reacción química) como los productos (sustancias que se forman como resultado de la reacción química) en las reacciones químicas sus átomos o moléculas no se crean ni se destruyen, se reorganizan para formar nuevas sustancias con la misma masa que tenían al principio.
2) Ley de la conservación de la energía: Establece que la energía no se crea ni se destruye solo se transforma de una a otra, la energía total de un sistema aislado permanece constante a lo largo del tiempo, aunque puede cambiar de forma.
   La energía puede existir de diversas formas como energía cinética (movimiento), potencial (almacenada), térmica (calor), eléctrica…en donde si un sistema aislado pierde energía en una forma esa misma cantidad de energía debe aparecer en otra forma (como el caso de un motor que convierte la energía química de la gasolina en energía mecánica de movimiento y en calor).

Enuncia que la energía total del universo debe permanecer constante y es por ellos que las energías sin interconvertibles entre sí, cuando desaparece una forma de energía aparece otra de igual magnitud. Dentro de la ley de la conservación de la energía ninguna transformación es totalmente eficiente, ya que, si bien la energía total se conserva, hay algo que se pierde. Lo que se pierde se conoce como energía útil. La eficiencia energética es la cantidad de energía utilizable que se transforma en otra forma de energía. En la realidad, toda conversión de energía implica una pérdida de la energía utilizable (cuerpo humano es un buen ejemplo, ya que funciona como una máquina cuyo combustible es la comida. La comida aporta la energía para movernos, respirar y pensar, sin embargo, solo se utiliza el 5% de la energía ingerida, el resto se disipa en forma de calor) .

> En física, la energía se define como la capacidad para realizar trabajo, es decir, la capacidad de un cuerpo o sistema para producir cambios o movimientos.

Naturaleza y tipos de energía: La energía se la define como la capacidad para efectuar un trabajo ($W=Fuerza.distancia.cos\vartheta$), todas las formas de energía son capaces de efectuar un trabajo (ejercer una fuerza a lo largo de una distancia) y los químicos definen al trabajo como al cambio directo de energía que resulta de un proceso

- Energía radiante: O solar, es la que proviene del sol y es la principal fuente de energía de la tierra, calienta la atmosfera y la superficie terrestre, estimula el crecimiento de la vegetación a través de un proceso conocido como fotosíntesis e influye en los patrones globales del clima.
- Energía térmica: Es la energía asociada al movimiento aleatorio de los átomos y las moléculas, se calcula a partir de las mediciones de temperatura y así cuanto más vigoroso sea el movimiento de los átomos y moléculas en una muestra mayor será su temperatura.

Hay que diferenciar entre energía térmica y temperatura porque a mayor número de moléculas o átomos hay un mayor movimiento de ellas por ende es mayor su energía térmica, como es el caso de una taza de te caliente a 70°C y una bañadera llena de agua a 40°C en donde la taza tiene mayor temperatura, pero la bañera tiene mayor energía térmica.

Formula: $q = mc\Delta T = g.J/g.°C.°C = J$

- Energía química: Es una forma de energía que se almacena en las unidades estructurales de las sustancias, la cantidad de energía química se determina por el tipo y arreglo de los átomos que constituyen cada sustancia y cuando las sustancias intervienen en una reacción química la energía química de las sustancias se libera, almacena o transforma en otras formas de energía.

  Formula: $\Delta U = Q + W = J$ El cambio de energía interna en reacciones químicas en donde Q=calor absorbido o librado y W= trabajo
- Energía potencial: Es la energía disponible en función de la posición del objeto.

  La energía química es considerada como un tipo de energía potencial ya que se relaciona con la posición relativa y el arreglo de los átomos en una sustancia determinada.

  Formula: $EP = m.g.h = Kg.\ m/s^2.m = J$
- Energía cinética: La energía cinética es la energía que posee un cuerpo debido a su movimiento, es decir, cualquier objeto en movimiento tiene energía cinética, y esta depende de su masa y velocidad. Cuanto mayor sea la masa y la velocidad, mayor será la energía cinética.

  Formula: $EC = \frac{1}{2}.m.v^2 = Kg.(m/s)^2 = J$
- Energía eléctrica: La energía eléctrica es una forma de energía que resulta del movimiento de cargas eléctricas (como electrones) a través de un conductor. Se produce cuando hay una diferencia de potencial (diferencia de potencial (ddp), también llamada voltaje o tensión, es la medida de la energía potencial eléctrica por unidad de carga entre dos puntos de un circuito. Esencialmente, es la "fuerza" que impulsa a los electrones a moverse a través de un conductor, creando corriente eléctrica. Se mide en voltios (V).) entre dos puntos, lo que permite que la corriente eléctrica fluya. Esta energía se puede transformar en otras formas, como luz, calor o movimiento.

  Formula: E = P x t, donde E es la energía en julios (J), P es la potencia en vatios (W) y t es el tiempo en segundos (s).
- Energía magnética: La energía magnética es la energía contenida dentro de un campo magnético. Se manifiesta cuando cargas eléctricas en movimiento generan campos magnéticos que pueden atraer o repeler otros objetos con carga. Esta energía puede almacenarse en materiales, como imanes, y se libera cuando se interactúa con otros campos magnéticos o cargas en movimiento.

  La energía magnética está asociada a la presencia de un campo magnético, que es una región del espacio donde se manifiesta la fuerza magnética. Este campo se genera por el movimiento de cargas eléctricas, como electrones en un circuito o en materiales magnéticos.

  Formula: $U = 1/2 * L * I^2$, donde L es la inductancia de la bobina en Henrios (H) y I es la corriente eléctrica que fluye a través de la bobina en Amperios (A).

Las tres leyes de Newton, también conocidas como las leyes del movimiento de Newton, describen la relación entre la fuerza y el movimiento de los objetos. Son fundamentales en la mecánica clásica y explican cómo los objetos se mueven en respuesta a las fuerzas.

Primera ley de Newton (Ley de inercia): Un objeto en reposo permanecerá en reposo, y un objeto en movimiento permanecerá en movimiento con velocidad constante en línea recta, a menos que una fuerza externa neta actúe sobre él. En otras palabras, los objetos tienden a resistirse a los cambios en su estado de movimiento.

Fuerza neta ($\bar{F}_{neta}$) = 0, Aceleración ($\bar{a}$) = 0

Segunda ley de Newton (Ley fundamental de la dinámica): La aceleración de un objeto es directamente proporcional a la fuerza neta que actúa sobre él e inversamente proporcional a su masa. Matemáticamente, esto se expresa como: F = m.a, donde F es la fuerza neta, m es la masa y a es la aceleración.

$\bar{F}$ = m.a = Kg.m/s^2 = N

Tercera ley de Newton (Ley de acción y reacción): Para cada acción, existe una reacción igual y opuesta. Esto significa que si un objeto ejerce una fuerza sobre otro objeto el segundo objeto ejercerá una fuerza de igual magnitud y dirección opuesta sobre el primero.

$\bar{F}_{AB} = -\bar{F}_{BA}$ En donde $\bar{F}_{AB}$ es la fuerza que ejerce A sobre B y la $-\bar{F}_{BA}$ es la fuerza que ejerce B sobre A de igual magnitud (=) pero de sentido opuesto (-).

- Energía nuclear: Es la energía liberada en las reacciones nucleares, ya sea por fisión (división de núcleos atómicos) o fusión (unión de núcleos atómicos). Se utiliza en las centrales nucleares.

Cambios de energía en las reacciones químicas: Todas las reacciones químicas absorben o liberan energía por lo general en forma de calor, el calor y la temperatura son conceptos diferentes. El calor es la transferencia de energía entre dos cuerpos que están a diferentes temperaturas y con frecuencia hablamos de flujo de calor aplicado a la transferencia de energía la cual puede ser calor absorbido o calor liberado para describir los cambios de energía durante un proceso y la temperatura es el estudio de los cambios de calor en las reacciones químicas.

Analizando una reacción química (sistema) la cual puede generar una liberación de calor al entorno (alrededor) para que la reacción se lleve a cabo se la denomina como reacción exotérmica y es cualquier proceso que cede calor, es decir que transfiere energía térmica hacia los alrededores como es el caso de la reacción entre las moléculas de hidrogeno y oxigeno gaseoso en donde $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ + energía y el calor generado por el proceso de combustión se transfiere del sistema (reacción química) a los alrededores. El caso contrario ocurre en las reacciones endotérmicas las cuales los alrededores del sistema deben suministra calor al sistema (reacción química) para que se lleve a cabo como es el caso de la descomposición del oxido de mercurio(II) en donde energía + $2HgO_{(s)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$.

En las reacciones exotérmicas la energía total de los productos es menor que la energía total de los reactivos y para las reacciones endotérmicas la energía de los productos y de los reactivos es igual al calor suministrado por los alrededores al sistema.

Un sistema es una porción del universo que se aísla para su estudio o una parte específica del universo que nos interesa, para los químicos un sistema incluye sustancias que están implicadas en los cambios químicos y físicos. Se utiliza para analizar y comprender las interacciones entre sustancias químicas y los cambios que ocurren en ellas. Un sistema químico puede ser una sustancia pura, una mezcla, o incluso una reacción química.
Mientras que los alrededores son el resto del universo externo al sistema.
Características de un sistema químico:

- Componentes: Las sustancias químicas que forman parte del sistema.
- Fases: Porción homogénea de un sistema material que posee propiedades físicas y químicas uniformes y que está separada de otras fases por límites definidos. En otras palabras, es una región con composición y características constantes, que puede distinguirse de otras regiones dentro de un mismo sistema.
- Interacciones: Reacciones o cambios que ocurren entre los componentes.
- Parámetros: Propiedades como la temperatura, presión y concentración que describen el sistema

Tipos de sistemas químicos:

- Sistema cerrado: Permiten el intercambio de energía, generalmente en forma de calor pero no de materia con el entorno.
- Sistema abierto: Permiten el intercambio tanto de materia como de energía con el entorno, generalmente en forma de calor con su alrededor.
- Sistema aislado: No permiten el intercambio ni de materia ni de energía con el entorno.

En las reacciones exotérmicas la energía total de los productos es menor que la energía total de los reactivos y para las reacciones endotérmicas la energía de los productos y de los reactivos es igual al calor suministrado por los alrededores al sistema.

Introducción a la termodinámica: La termoquímica es parte de la termodinámica, la cual es el estudio científico de la conversión del calor y otras formas de energía y las leyes de la termodinámica proporcionan una guía útil para entender la energéticas y las direcciones de los procesos.

En termodinámica se examinan los cambios de estado de un sistema que se define por todos los valores de sus propiedades macroscópicas importantes como puede ser la composición, energía, temperatura, presión y volumen, se dice que la P,E,V y T son funciones de estado, es decir, que son propiedades determinadas por el estado del sistema sin importar que se haya alcanzado esa condición. En otras palabras, cuando cambia el estado de un sistema, la magnitud del cambio de cualquier función de estado depende únicamente del estado inicial y final del sistema y no como se efectuó dicho cambio.

Como es el caso del cambio de un volumen de gas que inicialmente tenemos 1L de gas a 2 atm y 300K pero al disminuir su presión a 1atm el volumen del gas aumenta a 2L a 300K por lo tanto el $\Delta V = Vf - Vi = 2L - 1L = 1L$ el cambio de volumen es 1 L y únicamente importan los estados finales e iniciales de las funciones de estado.

Primera ley de la termodinámica: La primera ley de la termodinámica se basa en la ley de conservación de la energía, la cual establece que la energía se puede convertir de una forma a otra pero no se puede crear ni destruir (de acuerdo con Albert Einstein la masa y la energía son aspectos alternos de una entidad única llamada masa-energía, las reacciones químicas implican una ganancia o pérdida de calor u otra formas de energía así cuando la energía se pierde en una reacción también pierde masa no obstante salvo en las reacciones nucleares los cambios de masa en las reacciones química son demasiado pequeño para ser detectados y por consiguiente la masa se conserva) y se puede demostrar la validez de la primera vez midiendo únicamente el cambio de la energía interna de un sistema utilizando su estado inicial y su estado final, su cambio de energía esta dado por ΔE en donde $\Delta E = E_{final} - E_{inicial}$ en donde E_{final} y $E_{inicial}$ representa la energía interna del sistema en el estado inicial y el estado final.

La energía interna de un sistema tiene dos componentes, su energía cinética y su energía potencial, respectivamente su primer componente consiste en los diversos tipos de movimiento molecular y el movimiento de los e- dentro de las moléculas mientras que su segundo componente está determinado por las fuerzas de atracción entre los e- y los núcleos

como la fuerza de repulsión entre e- y los núcleos moléculas individuales, así como la interacción entre las moléculas. Como es imposible medir con exactitud todas estas contribuciones de forma tal que no se puede calcular con certeza la energía total de un sistema, pero si se puede determinar y forma experimental los cambios de energía

Para el caso de las reacciones químicas la ecuación $\Delta E = E_{final} - E_{inicial}$ quedaría como $\Delta E = E_{productos} - E_{reactivos}$ aunque no se conozca el contenido de energía interna de las moléculas de los reactivos ni el de los productos se puede medir con exactitud su cambio de contenido energético si la reacción (sistema) desprende calor, es decir que es una reacción exotérmica, significa que la energía de los productos es menor que la de los reactivos y tiene un $\Delta E = -$ pero si la reacción química (sistema) absorbe calor, es decir que es una reacción endotérmica, la energía de sus reactivos es menor que la energía de sus productos por lo cual su $\Delta E = +$. La transferencia de energía desde el sistema a los alrededores (exotérmica) no cambia la energía total del universo, por lo cual la sumatoria de los cambios de energía debe ser igual a 0 en donde $\Delta E_{sistema} + \Delta E_{alrededores} = 0$ la cual se despeja en $\Delta E_{sistema} = -\Delta E_{alrededores}$, si un sistema experimenta un cambio en energía el resto del universo o los alrededores también experimentara un cambio en su energía de igual magnitud y sentido opuesto ya el principio de conservación de energía lo establece.

La primera ley de la termodinámica se expresa como $\Delta E = q + w$ en donde el cambio de energía de un sistema (ΔE) es la suma del intercambio de calor (q) entre el sistema y los alrededores mas el trabajo (w) realizado sobre o por el sistema.

Por convenio:

- q+: Procesos endotérmicos (calor va de los alrededores al sistema).
- q-: Procesos exotérmicos (calor va del sistema a los alrededores).
- w+: Para W realizado por los alrededores sobre el sistema.
- w-: Para W realizado sobre el sistema a los alrededores.

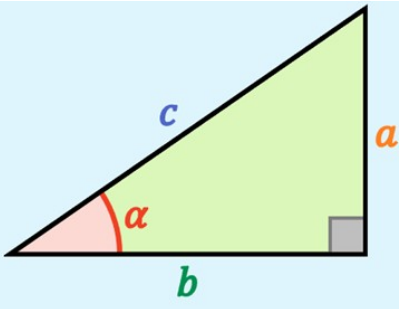
Si un sistema pierde calor hacia los alrededores o realiza un trabajo sobre los alrededores su energía interna va a disminuir ya que ambos son procesos que consumen energía desde el sistema y por el contrario si se agrega calor a un sistema desde los alrededores o si realiza un trabajo sobre el sistema entonces la energía interna del sistema aumenta.

Trabajo y calor: El trabajo esta definido por la ecuación $W = \bar{F}.d.\cos(\vartheta) = J = N.m$, se dice que una fuerza realiza un trabajo cuando hay un desplazamiento del centro de masas del cuerpo sobre el que se aplica la fuerza, en la dirección de dicha fuerza. El trabajo de la fuerza sobre ese cuerpo será equivalente a la energía necesaria para desplazarlo, se dice que una cierta masa tiene energía cuando esa masa tiene la capacidad de producir un trabajo; además, con esta afirmación se deduce que no hay trabajo sin energía.

$$\text{sen}(\alpha) = \frac{cateto\ opuesto}{hipotenusa} = \frac{a}{c}$$

$$\cos(\alpha) = \frac{cateto\ contiguo}{hipotenusa} = \frac{b}{c}$$

$$\tan(\alpha) = \frac{cateto\ opuesto}{cateto\ contiguo} = \frac{a}{b}$$



En sistemas conservativos, la energía mecánica ($E_{cinetica} + E_{potencial}$) se conserva (es la suma de la energía cinética (energía del movimiento) y la energía potencial (energía de la posición) de un objeto o sistema. Es la capacidad de un objeto para realizar trabajo debido a su movimiento o posición). Si se consideran fuerzas de rozamiento, parte de la energía se disipa por ejemplo en forma de calor debido al trabajo de las fuerzas de rozamiento. Ya que por

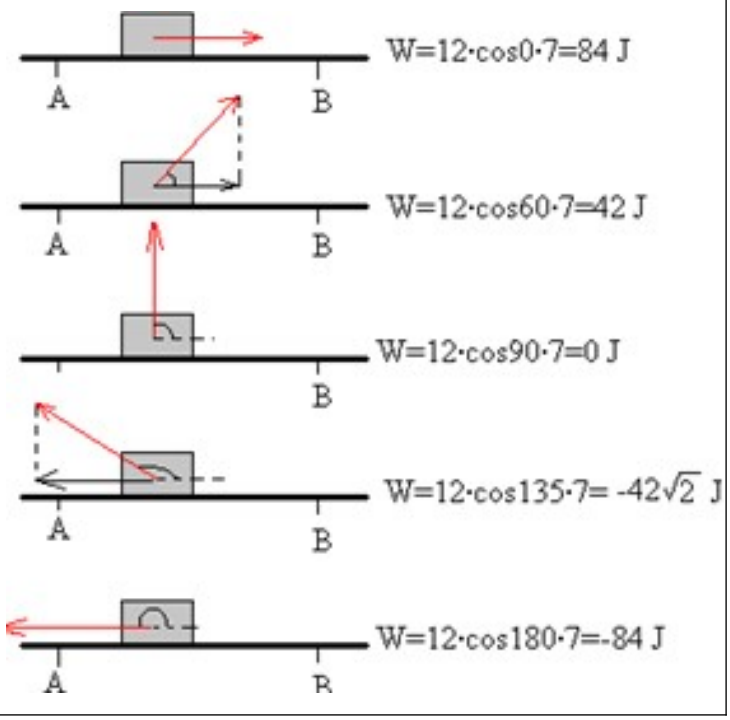
definición el trabajo es una transferencia de energía, nunca se debe referir a él como incremento de trabajo, ni se debe simbolizar como «ΔW».

Cuando te conviene descomponer una fuerza vectorial F en dos direcciones ortogonales x e y, entonces tenés F = |F|(i cos θ + j sen θ), donde i y j son los vectores unitarios correspondientes y θ es el ángulo que forma con el eje x. Si el movimiento s solo puede ocurrir en la dirección x (o sea, s = |s|i), entonces el trabajo realizado es |Fs| cos θ. Si el movimiento es solo en la dirección y (o sea, s = |s|j), entonces el trabajo realizado es |Fs| sen θ. En cada caso, el trabajo es el producto punto del vector fuerza y el vector desplazamiento.
El coseno theta se aplica en todos los casos de "trabajo" porque determina si la energía del sistema es positiva, negativa o cero (neutra). Después de usar este término, ya no tiene sentido, ya que cumple su función: indicar la cantidad de energía aportada al sistema. En conclusión, el coseno theta es esencial para todo problema de "trabajo", pero una vez que se determina la dirección de la fuerza y el desplazamiento, simplemente se elimina de la ecuación al usarlo, ya que ya no es necesario. David lo eliminó de la fórmula del trabajo neto porque determinó las direcciones del desplazamiento y la fuerza.
El ángulo de aplicación de la fuerza tiene una influencia en el trabajo mecánico que se realiza sobre un objeto. En la fórmula del trabajo mecánico W = F x d x cos(θ), el ángulo θ se refiere al ángulo entre la dirección de la fuerza aplicada y el desplazamiento del objeto.

Si el ángulo es de 0 grados, significa que la fuerza se aplica en la misma dirección en la que se mueve el objeto, entonces el trabajo mecánico es máximo y es igual a la fuerza por la distancia recorrida.

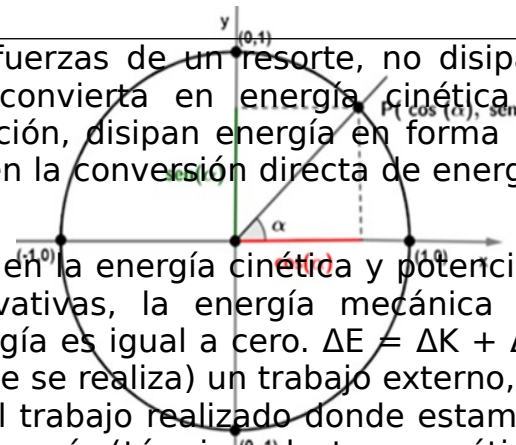
Si el ángulo es de 90 grados, implica que la fuerza se ejerce perpendicularmente a la dirección del movimiento, entonces el trabajo mecánico es cero.

Para ángulos menores de 90° el trabajo es positivo (fuerza a favor del desplazamiento), y para ángulos mayores a 90° y hasta 180°, el trabajo es negativo (la fuerza va en contra del movimiento).



En general, cuanto menor sea el ángulo entre la fuerza y el desplazamiento del objeto, mayor será el trabajo mecánico realizado. Por lo tanto, el ángulo de aplicación de la fuerza es un factor importante a considerar al calcular el trabajo mecánico en una situación dada.

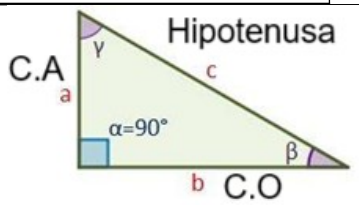
En física el trabajo mecánico se refiere a la cantidad de energía transferida a un objeto cuando un fuerza actúa sobre él y provoca un desplazamiento en la dirección en la que actúa la fuerza, se calcula con la fórmula de trabajo en donde $W = F d \cos(\theta) = N m = J$ Para que haya trabajo mecánico debe existir una fuerza que actúe sobre un objeto y este objeto debe moverse (desplazarse) en dirección de la fuerza o tener un componente de la fuerza en la dirección del desplazamiento así $W=+$ si la fuerza y el desplazamiento tienen la misma dirección($\cos 0=0=1$), $W=-$ si la fuerza y el desplazamiento tienen direcciones opuestas ($\cos 0=180^\circ=-1$) y $W=0$ ó nulo si la fuerza es perpendicular al desplazamiento ($\cos 0=90^\circ=0$) ya que el trabajo es nulo.



Las fuerzas conservativas, como la gravedad y las fuerzas de un resorte, no disipan energía y permiten que la energía potencial se convierta en energía cinética y viceversa. Las fuerzas no conservativas, como la fricción, disipan energía en forma de calor u otras formas de energía, por lo que no permiten la conversión directa de energía potencial en cinética y viceversa.

El cambio total de energía es la suma de los cambios en la energía cinética y potencial, y en sistemas donde solo actúan fuerzas conservativas, la energía mecánica se conserva, lo que significa que el cambio total de energía es igual a cero. $\Delta E = \Delta K + \Delta U$ Si tenemos un sistema físico que realiza (o sobre el que se realiza) un trabajo externo, la relación entre la variación de energía del sistema y el trabajo realizado donde estamos asumiendo que no hay otro tipo de intercambios de energía (térmica, electromagnética, etc) con el exterior.

El trabajo está estrechamente relacionado con la energía. El teorema trabajo-energía establece que el trabajo neto realizado sobre un objeto es igual al cambio en su energía cinética, cuando se realiza trabajo sobre un objeto, se transfiere energía a él, lo que puede provocar un cambio en su velocidad y, por lo tanto, en su energía cinética en donde $W = \Delta K$ si se realiza un trabajo positivo sobre un objeto, su energía cinética aumenta, y si se realiza un trabajo negativo, su energía cinética disminuye.

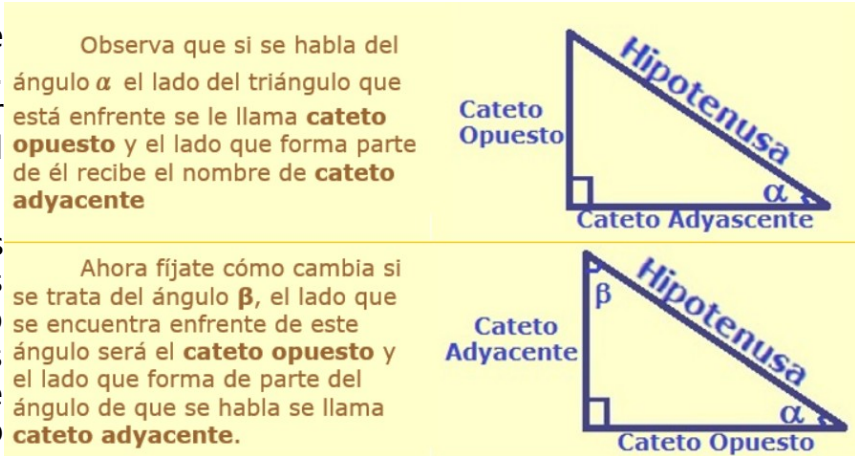


La trigonometría es un área de las matemáticas que estudia las relaciones que tienen cada uno de los elementos de un triángulo. En general, el triángulo que se estudia es el triángulo rectángulo, o sea, aquel en que uno de sus lados mide 90º. La trigonometría proviene de la composición de la palabra griega trigonos, que significa triángulo, y de la palabra metros, que significa medida o medición.

Un triángulo rectángulo es un triángulo que posee un ángulo de 90°. Es decir, es un polígono que consta de tres lados, tres vértices y tres ángulos, y uno de estos ángulos es recto.

Cada uno de los lados de esta figura geométrica recibe un nombre, a saber: catetos (cateto opuesto: es el que esta opuesto al ángulo que se va a medir o es el lado opuesto del ángulo que se va a medir y cateto adyacente: es el que está al lado del ángulo que se va a medir o el que es un lado del ángulo que se va a medir) e hipotenusa.

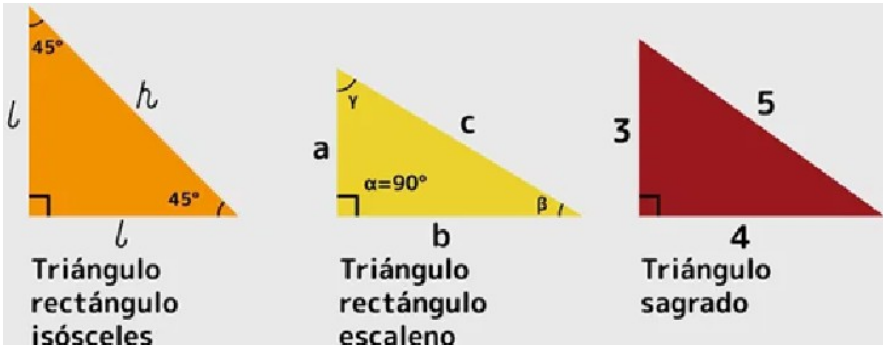
Los catetos son los dos lados que forman el ángulo recto. La hipotenusa es el lado de mayor tamaño, y se encuentra opuesto al vértice del ángulo recto.



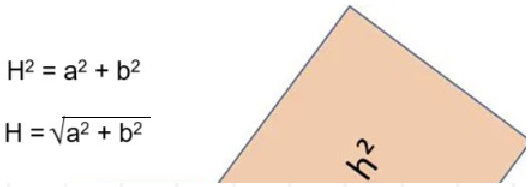
Una de las propiedades de los triángulos es que el conjunto de todos sus ángulos internos suma 180 grados. Si el ángulo recto mide 90°, la suma de los otros dos ángulos nunca superará los 90° que restan hasta los 180° totales. Esto significa que los otros dos ángulos han de ser agudos (inferiores a 90 grados) por necesidad.

El perímetro del triángulo rectángulo se calcula sumando la medida de todos sus lados, en $P = a + b + c = m$.

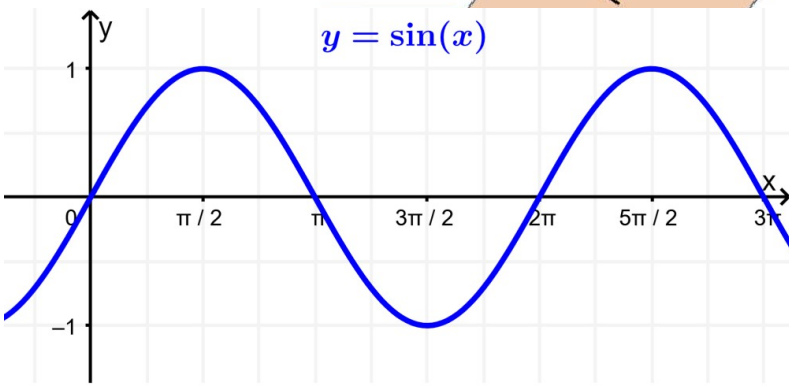
El área se halla multiplicando la longitud de la base del triángulo por la longitud de la altura, y dividiendo entre dos. Cabe aclarar que en este tipo de triángulo la base y la altura son los catetos, es decir, los segmentos que forman el ángulo recto, en donde $A=\frac{b.h}{2}$



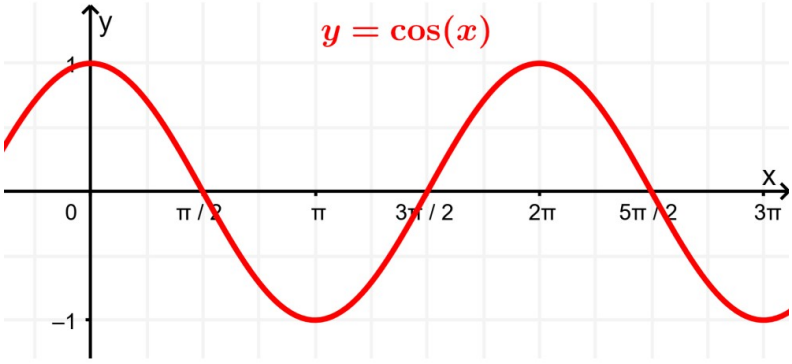
Los triángulos rectángulos pueden ser de dos tipos: isósceles o escalenos. El triángulo rectángulo isósceles es aquel que, además de un ángulo de 90°, posee dos lados iguales, es decir, los dos catetos miden lo mismo. El triángulo rectángulo escaleno presenta un ángulo de 90° y diferentes medidas en todos sus lados, por lo que también las medidas de sus ángulos serán todas diferentes.



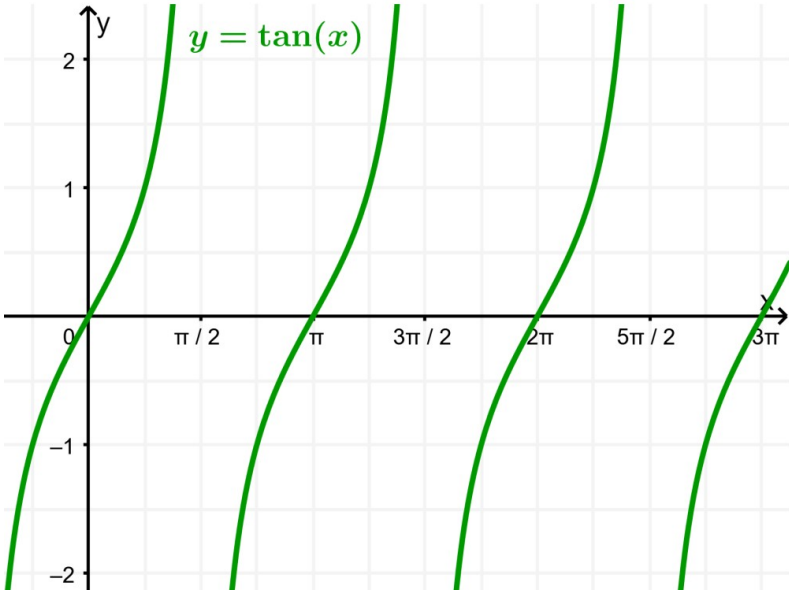
El triángulo rectángulo sagrado, o de lados consecutivos, cuyos lados presentan medidas con relación 3, 4, 5. Es decir, estas medidas proporcionales permiten calcular las longitudes desconocidas de un triángulo rectángulo, simplificando las operaciones matemáticas necesarias. Este tipo de triángulo era muy utilizado por los egipcios y posteriormente recibió el nombre de triángulo pitagórico por su relación directa con el Teorema de Pitágoras.



El Teorema de Pitágoras es un enunciado fundamental en geometría que establece las relaciones matemáticas entre los lados de un triángulo rectángulo, de esta forma: En un triángulo rectángulo, el cuadrado de la hipotenusa es igual a la suma de los cuadrados de los catetos. $H^2 = a^2 + b^2$ $H = \sqrt{a2+b2}$ En esta fórmula, a y b hacen referencia a la longitud de los catetos y c a la longitud de la hipotenusa. El Teorema de Pitágoras es una herramienta muy práctica para hallar longitudes desconocidas de un triángulo rectángulo.



Las razones trigonométricas son herramientas esenciales para resolver problemas, comprender la relación entre los ángulos y los lados de un triángulo rectángulo, y se pueden utilizar para encontrar medidas desconocidas de ángulos y lados.



El seno de un ángulo es el cociente que resulta de dividir la longitud del cateto opuesto a ese ángulo y la longitud de la

hipotenusa. Se representa como sin(θ), donde θ es el ángulo en consideración. Matemáticamente, se expresa como: $Sen(\vartheta)=\frac{C.O}{H}$

El coseno de un ángulo en un triángulo rectángulo es la razón entre la longitud del cateto adyacente a ese ángulo y la longitud de la hipotenusa. Se representa como cos(θ). Matemáticamente, se expresa como: $\cos(\vartheta)=\frac{C.A}{H}$

La tangente de un ángulo se obtiene dividiendo la longitud del cateto opuesto a ese ángulo entre la longitud del cateto adyacente. Se representa como tan(θ). Matemáticamente, se expresa como: $\tan(\vartheta)=\frac{C.O}{C.A}$

La cosecante de un ángulo es la relación entre la hipotenusa y el cateto opuesto: $Csc(\alpha)=\frac{H}{C.O}$

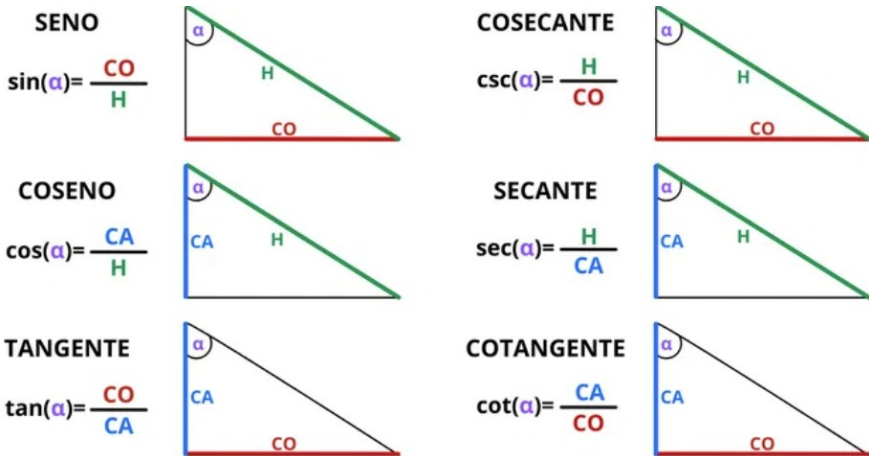
Es la inversa del seno, y se abrevia como csc o cosec. Otra forma de calcular esta razón es dividiendo la cotangente del ángulo por el coseno: $Csc(\alpha)=\frac{1}{Sen(\alpha)}=\frac{\cot(\alpha)}{\cos(\alpha)}$

La secante de un ángulo es la relación entre la hipotenusa y el cateto adyacente: $Sec(\alpha)=\frac{H}{C.A}$

Es la inversa del coseno, y se abrevia como sec. También podemos calcular esta razón mediante la división entre la tangente y el seno: $Sec(\alpha)=\frac{1}{\cos(\alpha)}=\frac{\tan(\alpha)}{Sen(\alpha)}$

La cotangente de un ángulo es la relación entre el cateto adyacente y el opuesto: $\cot(\alpha)=\frac{C.A}{C.O}$

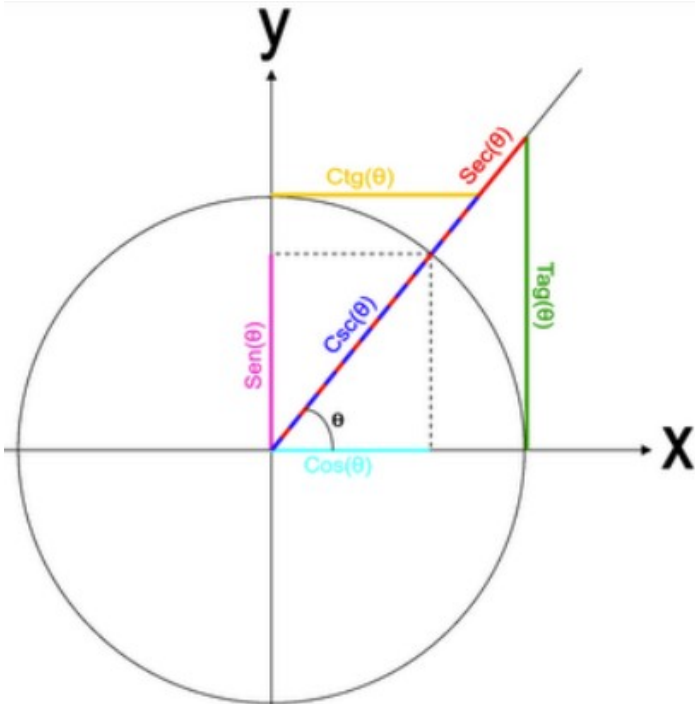
La cotangente es la operación inversa de la tangente, y se abrevia como cot o ctg. Otra manera de calcularla es con la división entre coseno y seno: $\cot(\alpha)=\frac{1}{\tan ¿¿}$



El arcocoseno, arcoseno y arcotangente son funciones inversas de coseno, seno y tangente, respectivamente. Las funciones secantes, cosecante y cotangente son funciones trigonométricas recíprocas, no inversas.
Las funciones "arco" como arcoseno (arcsin), arcocoseno (arccos) y arcotangente (arctan) devuelven el ángulo cuyo seno, coseno o tangente es el valor dado, respectivamente. Por ejemplo, si el seno de un ángulo es 0.5, el arcoseno de 0.5 te dará el ángulo (que es 30 grados o π/6 radianes).
Las funciones secante (sec), cosecante (csc) y cotangente (cot) son recíprocas de las funciones coseno, seno y tangente, respectivamente. Esto significa que: Seno (α) = $\frac{1}{\cos(\alpha)}$, Cos (α) = $\frac{1}{Sen(\alpha)}$ y Tan (α) = $\frac{1}{\tan(\alpha)}$ La función inversa (arco-función) te da el ángulo y Se utilizan para encontrar ángulos en triángulos rectángulos cuando se conocen las longitudes de los lados, mientras que la función recíproca te da el inverso del valor de la función

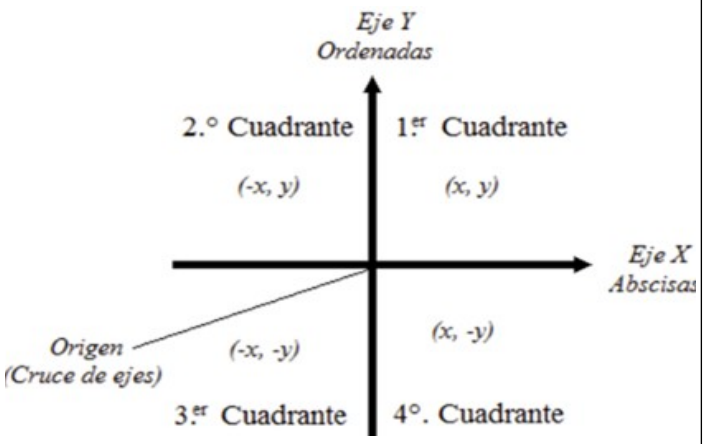
trigonométrica original y estas funciones no están directamente relacionadas con encontrar ángulos, sino con el inverso de los valores de las funciones trigonométricas, en donde la función reciproca del seno es la cosecante, la del coseno es secante y la de la tangente es cotangente

Las funciones trigonométricas son aquellas cuya variable independiente o incógnita es un ángulo. Estas funciones son periódicas, es decir, la evolución de las funciones se repite en intervalos definidos. Las funciones trigonométricas se representan en el plano cartesiano unitario, con eje de abscisas, u horizontal, y eje de ordenadas, o vertical. Para calcular y representar estas funciones, los ángulos se describen en radianes, una unidad que mide la amplitud de un ángulo en un círculo trigonométrico.



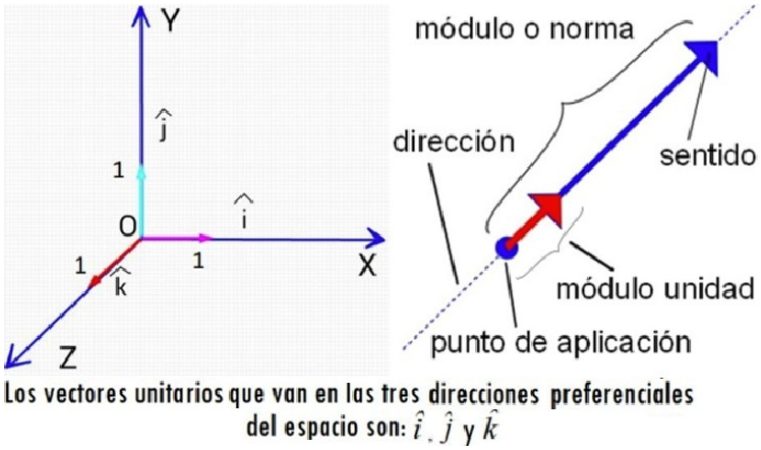
Existen 6 funciones trigonométricas: las básicas, conformadas por las funciones seno, coseno y tangente; y las recíprocas, que incluyen las funciones cosecante, secante y cotangente. Asimismo, cada función trigonométrica tiene su función inversa, las cuales son: arcoseno, arcocoseno, arcotangente, arcocosecante, arcosecante y arcocotangente. El cálculo de las funciones trigonométricas inversas sirve para obtener un ángulo en radianes.

En un eje cartesiano ortogonal, el término "cartesiano" se refiere al sistema de coordenadas que utiliza dos rectas perpendiculares (ejes) para ubicar puntos en un plano. "Ortogonal" describe la propiedad de estos ejes, indicando que son perpendiculares entre sí, formando ángulos rectos (de 90 grados) en su punto de intersección, conocido como origen.



Un sistema de coordenadas cartesianas, también llamado sistema de coordenadas rectangulares se basa en dos rectas numéricas perpendiculares que se cruzan en un punto llamado origen. Estas rectas se denominan ejes: el eje horizontal es el eje x (eje de abscisas) y el eje vertical es el eje y (eje de ordenadas).
La característica "ortogonal" implica que los ejes x e y forman un ángulo de 90 grados (ángulo recto) en el origen, lo que permite una representación precisa y sistemática de la posición de cualquier punto en el plano
Para ubicar un punto en este sistema, se utilizan las coordenadas (x, y), donde 'x' es la distancia desde el origen a lo largo del eje x, y 'y' es la distancia desde el origen a lo largo del eje y. un eje cartesiano ortogonal es un sistema de referencia donde dos ejes perpendiculares (eje x y eje y) se utilizan para localizar puntos mediante coordenadas, permitiendo la representación gráfica de relaciones matemáticas y posiciones en un plano.

Con un sistema de referencia conformado por dos rectas perpendiculares que se cortan en el origen , cada punto del plano puede "nombrarse" mediante dos números: (x, y), que son las coordenadas del punto, llamadas abscisa y ordenada, respectivamente, que son las distancias ortogonales de dicho punto respecto a los ejes cartesianos. La ecuación del eje x es y=0, y la del eje y es x=0, rectas que se cortan en el origen O, cuyas coordenadas son (0,0).
Las coordenadas de un punto cualquiera vendrán dadas por las proyecciones del segmento entre el origen y el punto sobre cada uno de los ejes.
Sobre cada uno de los ejes se definen vectores unitarios (i y j) como aquellos paralelos a los ejes y de módulo (longitud) la unidad. En forma vectorial, la posición del punto A se define respecto del origen con las componentes del vector OA, en donde $\bar{OA} = x_A i + y_A j$ y la posición del punto A = (x_A,y_A).Nótese que la lista de coordenadas puede expresar tanto la posición de un punto como las componentes de un vector en notación matricial. La distancia entre dos puntos cualesquiera vendrá dada por la expresión D a-b = $\sqrt{(x_b-x_a)^2 + (y_b-y_a)^2}$ por aplicación del teorema de Pitágoras al triángulo rectángulo ABC. Un vector cualquiera AB se definirá restando, coordenada a coordenada, las del punto de origen de las del punto de destino $\bar{AB} = (x_b-x_a)i + (y_b-y_a)\ j$ el módulo del vector AB será la distancia d_{AB} entre los puntos A y B antes calculada.



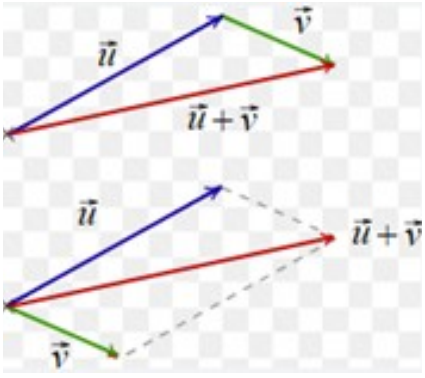
Los vectores unitarios que van en las tres direcciones preferenciales del espacio son: $\hat{i}$, $\hat{j}$ y $\hat{k}$

En matemáticas y física, un vector es una entidad matemática que tiene magnitud (longitud) y dirección. Un vector unitario es un vector con una magnitud de 1, utilizado para representar la dirección de otro vector sin afectar su longitud

Un vector se representa gráficamente como una flecha, donde la longitud de la flecha indica la magnitud del vector, y la dirección de la flecha indica la dirección del vector. Los vectores pueden ser definidos por sus componentes en un sistema de coordenadas (por ejemplo, en un plano cartesiano, un vector tendría componentes x e y).

Un vector unitario es un vector que tiene una longitud o magnitud de 1. Se obtiene dividiendo cualquier vector por su propia magnitud. Los vectores unitarios son útiles para indicar la dirección de un vector sin afectar su longitud.

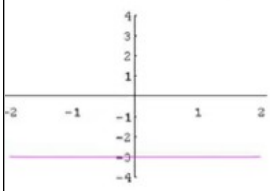
La magnitud de un vector, también llamada módulo, es la longitud o tamaño del vector, es decir, la distancia entre su punto inicial y su punto final. Se representa como |v| para un vector v. En esencia, la magnitud de un vector es un valor escalar que indica cuán "largo" es el vector.



Para calcular la magnitud de un vector, se utiliza la fórmula que involucra las componentes del vector. Si un vector tiene componentes (x, y) en el plano, su magnitud se calcula como la raíz cuadrada de la suma de los cuadrados de sus componentes: $|v| = \sqrt{(x^2 + y^2)}$. Para vectores en el espacio tridimensional (con componentes x, y, z), la fórmula se extiende a $|v| = \sqrt{(x^2 + y^2 + z^2)}$. Si tienes un vector (4, 3), su magnitud sería $\sqrt{(4^2 + 3^2)} = 5$. Para obtener el vector unitario en la misma dirección, divides cada componente por 5: (4/5, 3/5). Este nuevo vector tiene una magnitud de 1, pero la misma dirección que el vector original (4, 3).
En matemáticas, un par ordenado es una pareja de objetos matemáticos, en la que se distingue un elemento y otro. El par ordenado cuyo primer elemento es a y cuyo segundo elemento es b se denota como (a,b). El producto cartesiano de conjuntos, las relaciones binarias, las coordenadas cartesianas, las fracciones y las funciones se definen en términos de pares ordenados.
En matemáticas, un conjunto se define como la agrupación de elementos que comparten una propiedad en común y conforman un todo.
Un conjunto suele definirse mediante la propiedad que poseen todos sus elementos. El conjunto de los números primos, dentro de los naturales, se define por la propiedad de ser

En matemáticas, las funciones se pueden clasificar de muchas maneras según sus características, forma de la gráfica, dominio, codominio, o la relación entre variables

Función constante

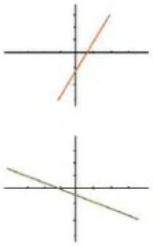


$f(x)=k$

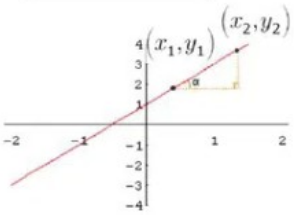
Su gráfica es una recta horizontal, paralela al eje de abscisas

Donde: "k" es una constante

Para cualquier valor de "x", "y" será igual a la constante "k"



Función lineal



$f(x)=mx+b$

Función polinómica de primer grado

Donde "m" (el número que acompaña a la x) es la pendiente: medida de la inclinación respecto al eje de abscisas

$$m = tg\alpha = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1}$$

si:

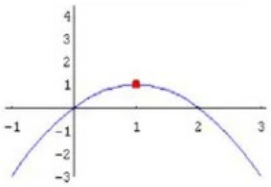
m=0 → recta horizontal (función constante)

m>0 → recta creciente

m<0 → recta decreciente

"n" es el intercepto con el eje "y", cuando "x" es igual a cero.

Función cuadrática



$f(x)=ax^2+bx+c$

Función de segundo grado, es decir, el mayor exponente del polinomio es 2

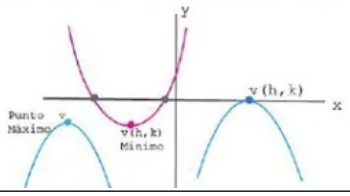
Su gráfica es una parábola vertical

Donde: "a" es el número que acompaña al x^2; si:

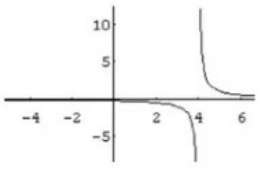
a=0 → ya no sería f. cuadrática, por tanto, a≠0

a>0 → se abre para arriba, tiene un punto MÍNIMO

a<0 → se abre para abajo, su vértice "v" es un punto MÁXIMO



Función racional



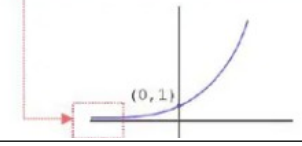
$f(x)=\frac{P(x)}{Q(x)}$

Esta función es un cociente de 2 polinomios

Donde: el denominador no puede ser 0

Q(x)≠0

Asíntota:
Eje x: y=0
La función se acercará al y=0 pero nunca la tocará



Función exponencial



$f(x)=a^x$

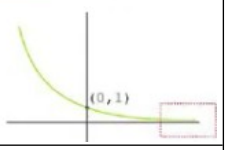
Función exponencial es aquella que la variable independiente "x" aparece en el exponente y tiene de base a una constante "a"

Donde: "a" tiene que ser diferente de 1, mayor que 0 y "x" es un número real

Entonces:

a>1 -> su gráfica será creciente y cóncava hacia arriba

0<a<1 -> su gráfica será decreciente y cóncava hacia arriba



Según la relación entre variables: Estas clasificaciones se basan en cómo se asocian los valores de entrada (x) con los de salida (y).

Tipo	Característica	Ejemplo
Función inyectiva	Cada valor de *y* tiene como máximo un valor de *x* asociado. No se repite la imagen.	f(x) = 2x+3
Función sobreyectiva	Todos los valores del codominio tienen al menos una *x* que los produce.	$f(x)=x^3$ sobre R→R
Función biyectiva	Es inyectiva y sobreyectiva a la vez. Tiene inversa.	f(x)=x+1
Función constante	No depende de *x*, siempre da el mismo valor.	f(x)=5

Según el tipo de expresión

Tipo	Característica	Ejemplo
Función lineal	Gráfica: recta que pasa por el origen. Forma f(x)=mx	f(x)=3x

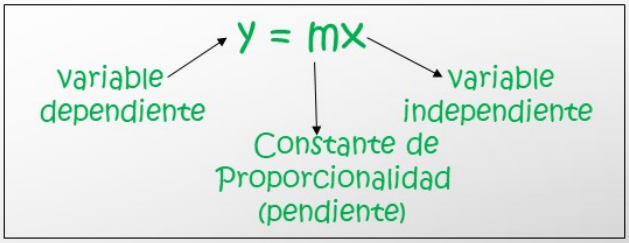
Las funciones que tienen como grafica una línea recta se pueden clasificar en dos tipos:

FUNCIÓN LINEAL

si la recta pasa por el origen del plano cartesiano. En este caso la función se puede escribir algebraicamente asi:

f(*x*) = *mx, o y = mx;* donde *m es cualquier número real diferente de 0 y* es la constante de proporcionalidad o pendiente de la recta.

"y" es la variable dependiente y "x" es la variable independiente



Algunas de sus características son:

- Si m>0 la función es creciente y va del III al I cuadrante
- Si m<0 la función es decreciente y va del II al IV cuadrante.
- Su dominio y su rango coinciden con el conjunto de los números R
- Es una función continua



Función afín	Recta que **no** pasa por el origen. Forma f(x)=mx+b	f(x)=2x−5

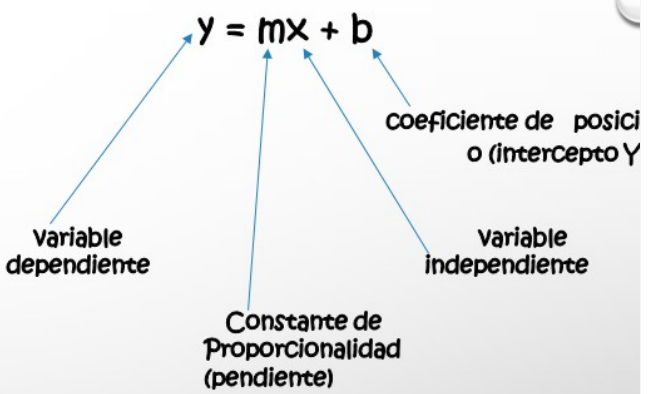
Función afín:

si la recta no pasa por el origen del plano cartesiano, es decir que su gráfica pasa por el punto (0,b). En este caso la función se puede escribir algebraicamente asi:

f(*x*) = *mx* + *b, o y = mx + b;* donde *m* y *b* son constantes diferentes de 0; m es la constante de proporcionalidad o pendiente

b es el coeficiente de posición, punto de corte con el eje "y" de coordenadas.

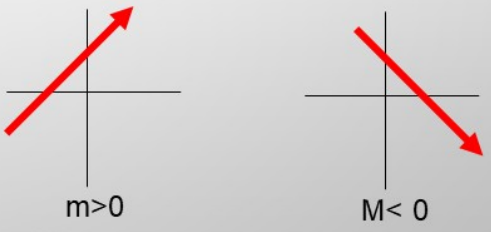
"y" es la variable dependiente y "x" es la variable independiente



Algunas características son:

- Si m>0 la función es creciente y va del III al I cuadrante
- Si m<0 la función es decreciente y va del II al IV cuadrante.
- Su dominio y su rango coinciden con el conjunto de los números R

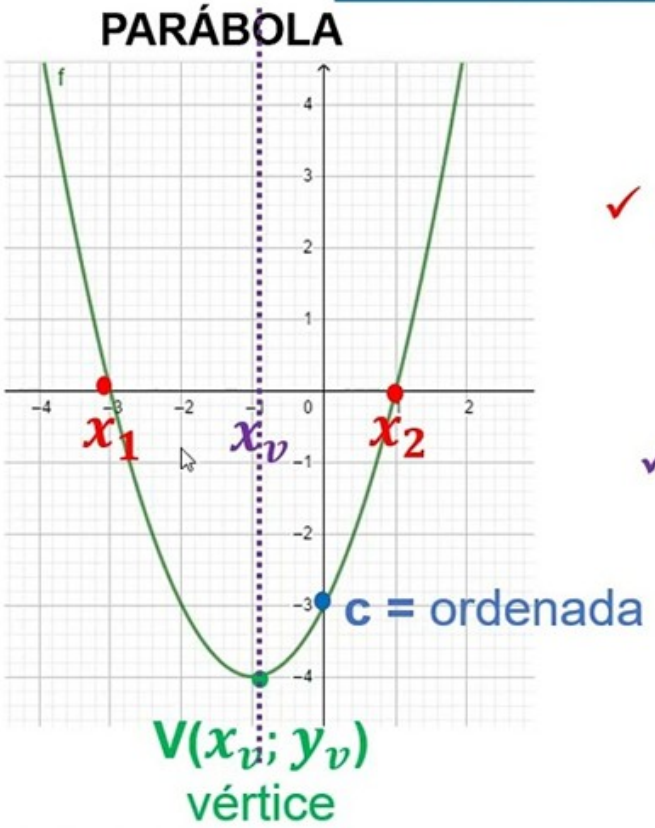
Es una función continua.



Función cuadrática	Parabólica, grado 2. Forma $f(x)=ax^2+bx+c$	$f(x)=x^2-4x+3f$

	Cóncava: Parábola hacia abajo (⋂) Curva hacia adentro, como un valle o el interior de un recipiente. Convexa: Parábola hacia arriba (⋃) Curva hacia afuera, como una colina o el exterior de una esfera	

FUNCIÓN CUADRÁTICA – Elementos



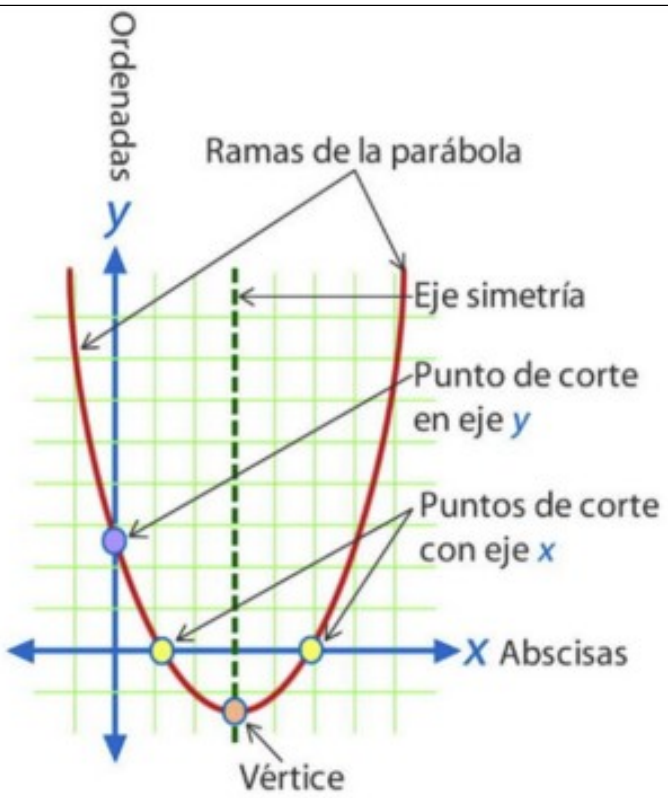
$$F(x)= ax^2 + bx + c$$

✓ Ceros o raíces

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

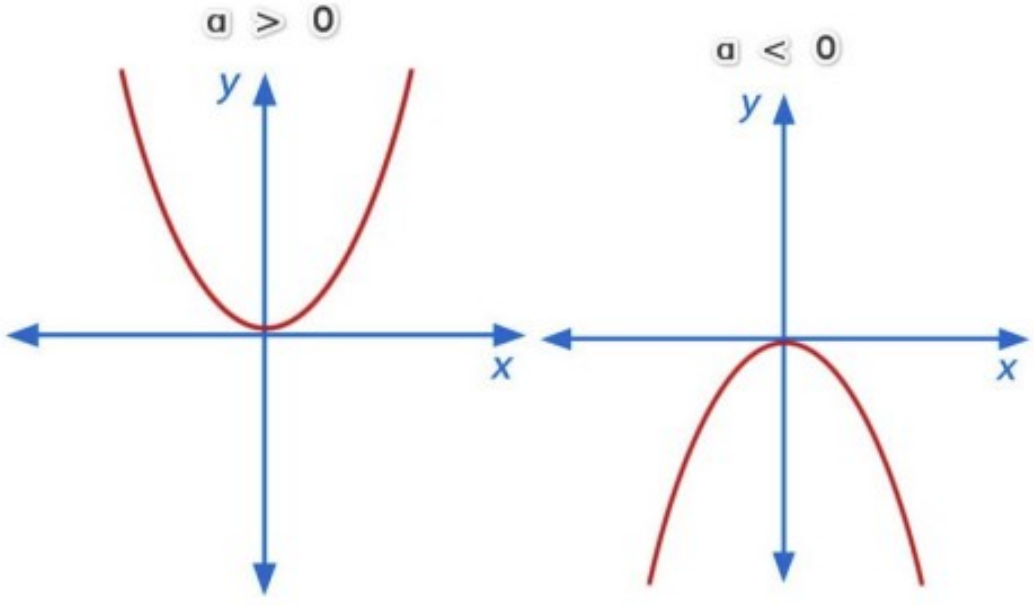
✓ *Eje de simetría* x_v

$$x_v = \frac{-b}{2a} \qquad x_v = \frac{x_1 + x_2}{2}$$



Concavidad:

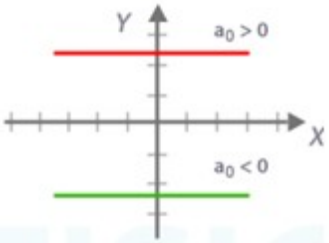
La concavidad se refiere a la orientación de la abertura de la parábola. La misma está determinada por el signo del coeficiente principal (a): Si "a" es mayor que cero (o sea, es un número positivo), las ramas de la parábola estarán abiertas hacia arriba, y si "a" es menor que cero (o sea, es un número negativo), las ramas de la parábola estarán abiertas hacia abajo



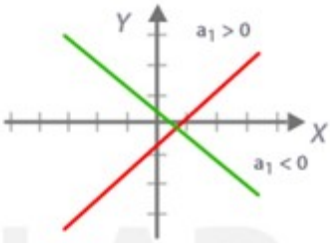
El coeficiente principal "a" también determina la abertura de la parábola: cuanto mayor es el valor absoluto de este coeficiente las ramas se van cerrando y por consiguiente la parábola se contrae.

Función polinómica	Suma de términos $a_n x^n$	$f(x)=x^4-2x^2+x-7$

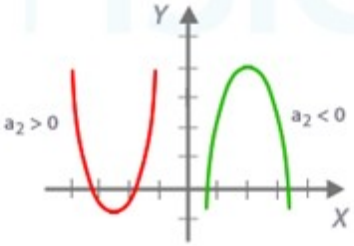
Gráficas de polinomios



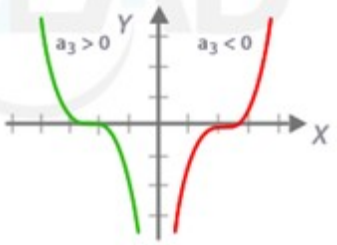
Grado 0: $f(x) = a_0$



Grado 1: $f(x) = a_1x+a_0$



Grado 2: $f(x) = a_2x^2+a_1x+a_0$



Grado 3: $f(x) = a_3x^3+a_2x^2+a_1x+a_0$

Características de las funciones polinómicas

1) El dominio de definición es el conjunto de los números reales (R).

2) Son siempre continuas.

3) No tienen asíntotas.

4) Cortan al eje X, como máximo, un número de veces igual que el grado del polinomio.

5) Cortan el eje Y en el punto (0, término independiente).

Clasificación de Funciones

Polinomiales

$$P(x) = a_n x^n + a_{n-1}x^{n-1} + a_{n-2}x^{n-1} \cdots + a_2x^2 + a_1x + a_0$$

$n \in \mathbb{N}$

Características:

La variable x, que toma valores reales, está como base de potencias de exponente natural, entonces el resultado de estas potencias son números reales. $x^n \in \mathbb{R}$

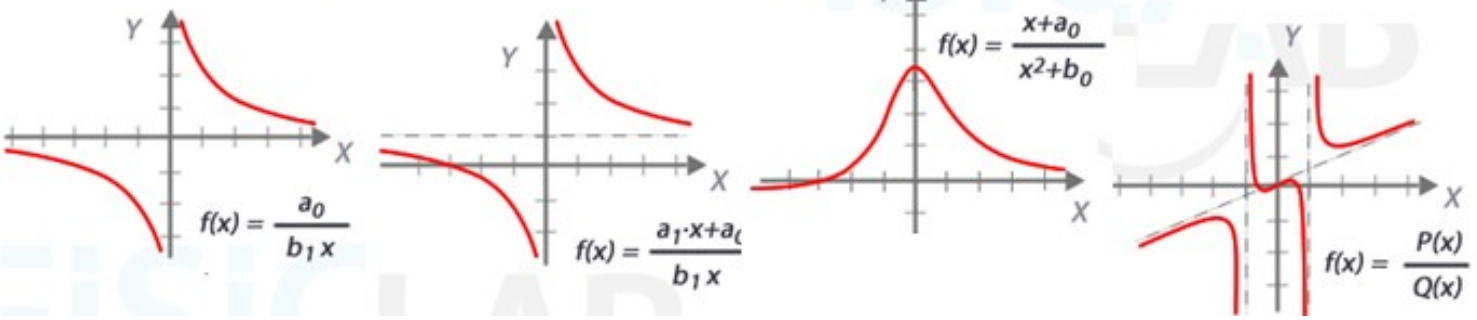
Los coeficientes de las potencias de x, son valores reales, por lo tanto el producto de los coeficientes y las potencias son números reales. $a_nx^n \in \mathbb{R}$

La suma de términos reales resulta un valor real, entonces para valores reales de x los polinomios tienen imágenes reales. Si $x \in \mathbb{R}$ $f(x) \in \mathbb{R}$

De todo lo anterior se deduce que la variable puede tomar cualquier valor real, sin restricción.

Función racional	Cociente de polinomios.	$f(x)= x^2-1/x+2$

Gráficas de funciones racionales



La recta $x = c$ es una asíntota vertical de una función f(x) si se cumple alguna de las siguientes condiciones:

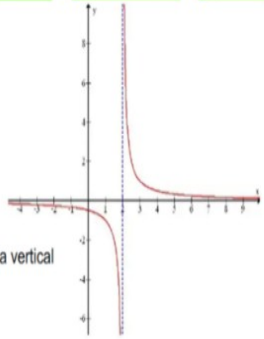
$\lim_{x \to c^-} f(x) = +\infty$ $\lim_{x \to c^+} f(x) = +\infty$ $\lim_{x \to c^-} f(x) = -\infty$ $\lim_{x \to c^+} f(x) = +\infty$

Ejemplo: $f(x) = \frac{1}{x-2}$

$\lim_{x \to 2^-} \frac{1}{x-2} = -\infty$

$\lim_{x \to 2^+} \frac{1}{x-2} = +\infty$

La recta $x = 2$ es una asíntota vertical



La recta $x = L$ es una asíntota horizontal de una función f(x) si se cumple alguna de las siguientes condiciones:

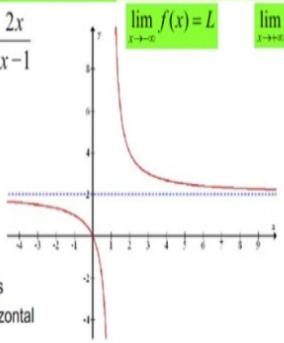
$\lim_{x \to -\infty} f(x) = L$ $\lim_{x \to +\infty} f(x) = L$

Ejemplo: $f(x) = \frac{2x}{x-1}$

$\lim_{x \to -\infty} \frac{2x}{x-1} = 2$

$\lim_{x \to +\infty} \frac{2x}{x-1} = 2$

La recta $y = 2$ es una asíntota horizontal



La recta $y = ax + b$ es una asíntota oblicua de una función f(x) si se cumple alguna de las siguientes condiciones:

a) $\lim_{x \to -\infty} \frac{f(x)}{x} = a$ $\lim_{x \to -\infty} (f(x) - ax) = b$

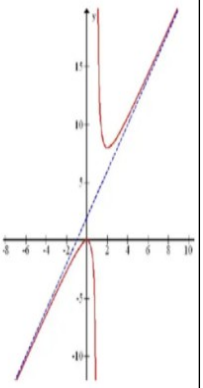
b) $\lim_{x \to +\infty} \frac{f(x)}{x} = a$ $\lim_{x \to +\infty} (f(x) - ax) = b$

Ejemplo: $f(x) = \frac{2x^2}{x-1}$

$\lim_{x \to \pm\infty} \frac{f(x)}{x} = \lim_{x \to \pm\infty} \frac{2x^2}{x^2 - x} = 2$

$\lim_{x \to \pm\infty} (f(x) - ax) = \lim_{x \to \pm\infty} (\frac{2x^2}{x-1} - 2x) = 2$

La recta $y = 2x+2$ es una asíntota oblicua



Clasificación de Funciones

Racionales

$$R(x) = \frac{p(x)}{q(x)}$$

Características:

Las fracciones tienen una restricción (limitante) natural, y es que no existe la división entre cero, por tanto el denominador debe ser distinto de cero.

$$\frac{a}{b} \quad b \neq 0$$

En la función racional el denominador es una expresión variable, representada aquí por q(x). Entonces q(x) debe ser distinta de cero.

$$\frac{p(x)}{q(x)}$$

¿QUÉ ES UNA ASÍNTOTA?

Las **asíntotas** son rectas a las cuales la función se va aproximando indefinidamente, cuando por lo menos una de las variables (x o y) tienden al infinito.

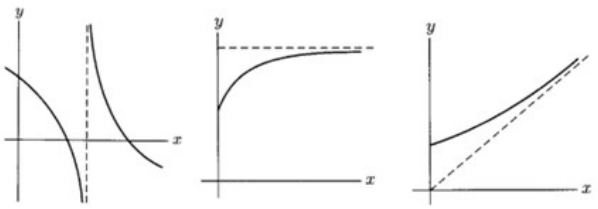
Las asíntotas ayudan a la representación de curvas, proporcionan un soporte estructural e indican su comportamiento a largo plazo.

Se distinguen tres tipos:

Asíntotas verticales: rectas perpendiculares al eje de las abscisas, de ecuación *x = constante*.

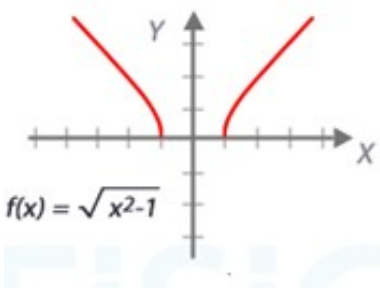
Asíntotas horizontales: rectas perpendiculares al eje de las ordenadas, de ecuación *y = constante*.

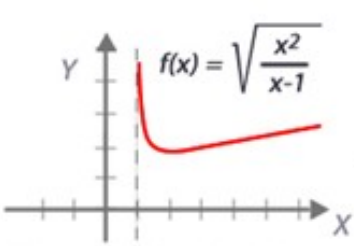
Verticales Horizontales Oblicuas

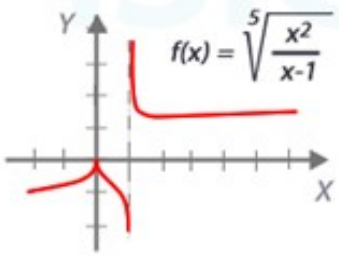


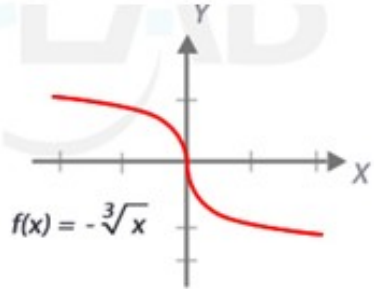
Función irracional	Contiene radicales con variable.	$f(x) = \sqrt{x+3}$

Gráficas de funciones irracionales

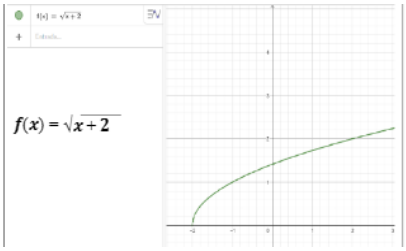








FUNCION IRACIONAL



La fórmula general de una función irracional podría ser $f(x)\sqrt[n]{g(x)}$, donde n es un número entero positivo y g(x) es una función algebraica. Dependiendo del valor de n y la naturaleza de g(x), la gráfica puede tener formas específicas, como curvas suaves, puntos angulares o regiones donde la función no está definida.

El dominio está determinado por las restricciones en la expresión bajo la raíz. En el caso de n par, g(x) debe ser no negativo para que la raíz tenga sentido en los números reales. Si n es impar, la función no tiene restricciones de dominio en los números reales. El rango depende de la forma específica de g(x) y si n es par o impar.

La manipulación algebraica puede implicar simplificar la expresión bajo la raíz, combinar términos o resolver ecuaciones relacionadas con la función irracional.
Las propiedades específicas dependerán de la naturaleza de la función g(x).

Las funciones irracionales aparecen en diversas aplicaciones prácticas, como la modelización de fenómenos físicos, la estimación de tasas de crecimiento o la descripción de procesos de cambio. La elección de la función g(x) puede depender del contexto particular de la aplicación.

Irracionales $R(x) = \sqrt[n]{p(x)}$

Características:
Los radicales son de índice par o de índice impar.

Radicales { **Con *n* par** / **Con *n* impar**

Cuando el índice es impar la cantidad sub radical puede tomar cualquier valor real. **No tiene restricción**

Cuando el índice es par, la cantidad sub radical debe ser positiva o cero para que resulte un valor real.

$$p(x) \geq 0$$

Función exponencial	Variable en el exponente.	$f(x)=2^x$

a es un número real positivo
b es un número real positivo distinto de 1
k es un número real no nulo
c es un número real

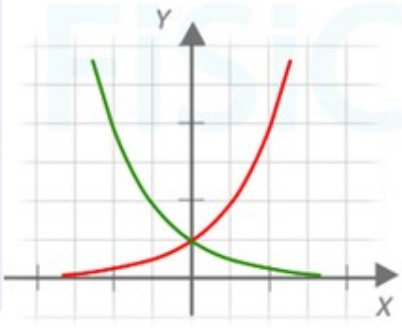
Propiedades

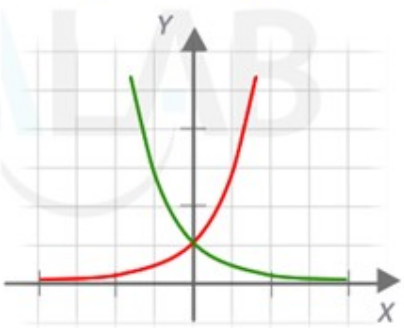
$y = a\,b^{kx} + c$

Es continua.
Dominio: R
Imagen: R+ dependiendo de su AH
Crecimiento: creciente si a > 1, decreciente si a < 1
Ordenada al origen: Siempre tienen, es el valor que toman cuando x=0
Raíz: No siempre tienen, es el valor que toman cuando y=0
Asíntotas: Horizontales,coinciden con el valor de c

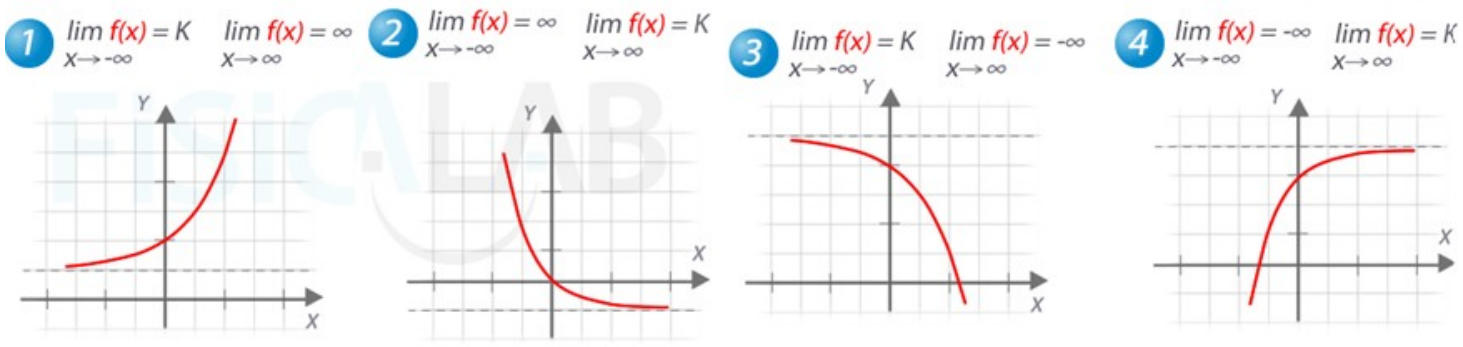
Gráficas de funciones exponenciales

$f(x) = 2^x$ $g(x) = (1/2)^x$ $f(x) = e^x$ $g(x) = (1/e)^x$



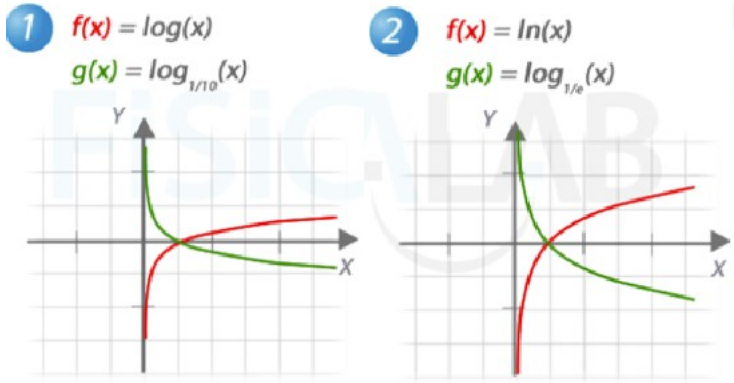


Funciones exponenciales: Asíntotas y ramas parabólicas

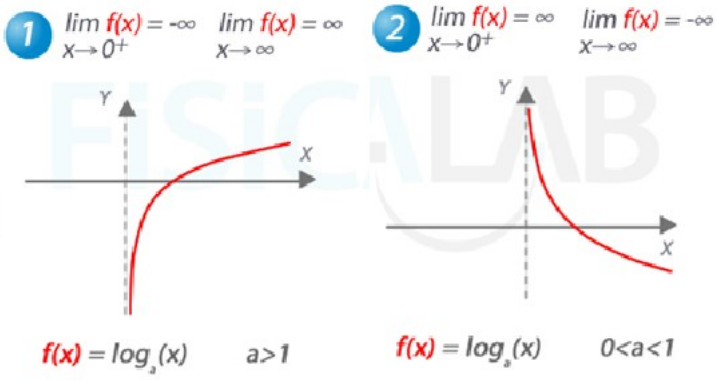


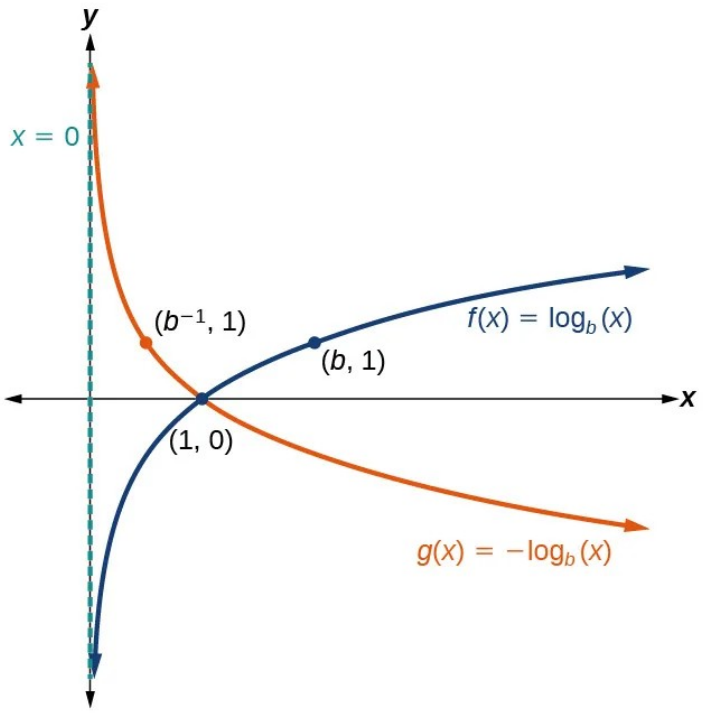
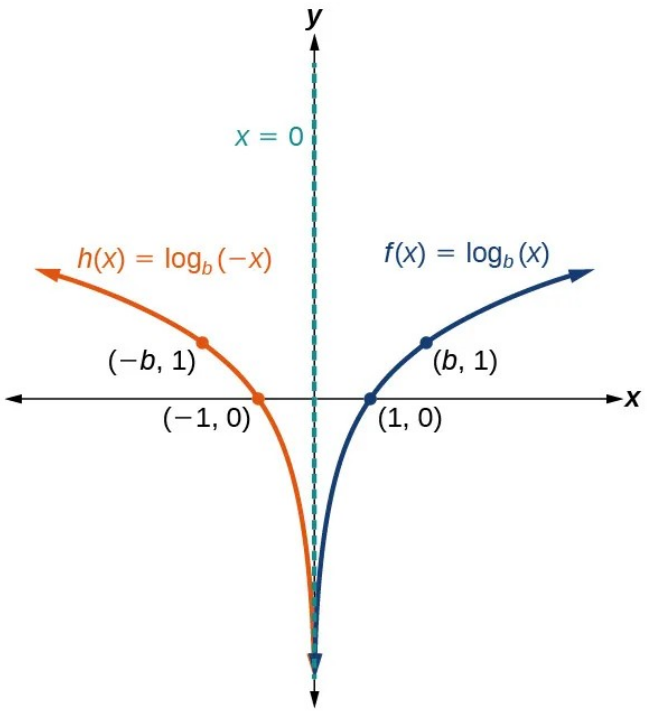
Función logarítmica	Inversa de la exponencial.	$f(x)=\log_3 x$

Gráficas de funciones logarítmicas



Funciones logarítmicas: Asíntotas y ramas parabólicas



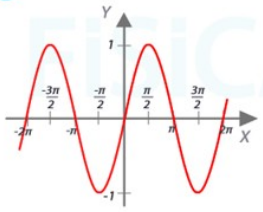
Reflexión sobre el eje de la *x* $g(x) = \log_b(x)$, $b > 1$	**Reflexión sobre el eje de la *y*** $h(x) = \log_b(-x)$, $b > 1$
	
• La función reflejada es decreciente a medida que *x* se mueve de cero a infinito. • La asíntota sigue siendo $x = 0$. • La intersección en *x* sigue siendo (1, 0). • El punto clave cambia a $(b^1, 1)$ • El dominio sigue siendo $(0, \infty)$. • El rango sigue siendo $(-\infty, \infty)$.	• La función reflejada es decreciente a medida que *x* se mueve desde el infinito negativo hasta el cero. • La asíntota sigue siendo $x = 0$. • La intersección en *x* cambia a $(-1, 0)$. • El punto clave cambia a $(-b, 1)$ • El dominio cambia a $(-\infty, 0)$. • El rango sigue siendo $(-\infty, \infty)$.

Función trigonométrica	Basadas en razones trigonométricas.	f(x)=sin x

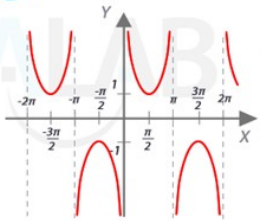
Razones directas	**Razones inversas**
Función seno *f(x)=sin(x)*	*Función cosecante* $f(x) = \csc(x) = \frac{1}{\sin(x)}$
Función coseno *f(x)=cos(x)*	*Función secante* $f(x) = \sec(x) = \frac{1}{\cos(x)}$
Función tangente *f(x)=tan(x)=sin(x)/cos(x)*	*Función cotangente* $f(x) = \cot(x) = \frac{1}{\cot(x)} = \frac{\cos(x)}{\sin(x)}$

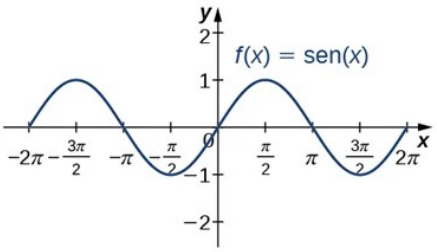
Funciones trigonométricas

1 f(x)=sin(x)

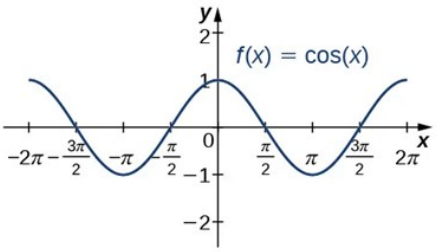


4 f(x)=csc(x)



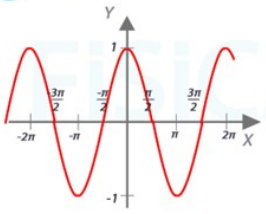


Periodo = 2π

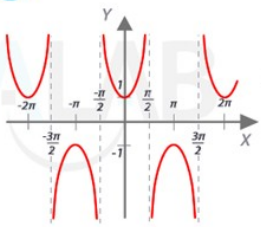


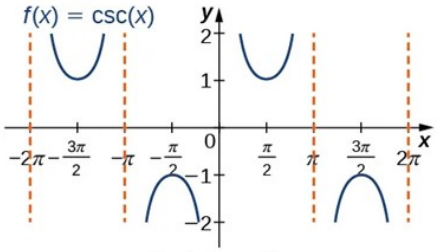
Periodo = 2π

2 f(x)=cos(x)

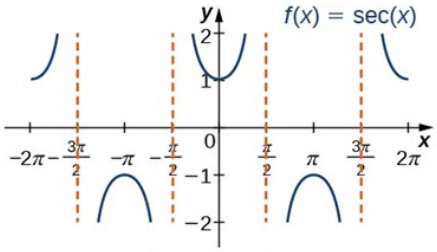


5 f(x)=sec(x)



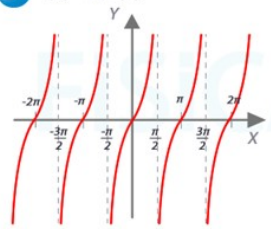


Periodo = 2π

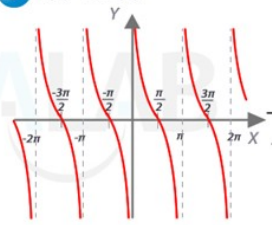


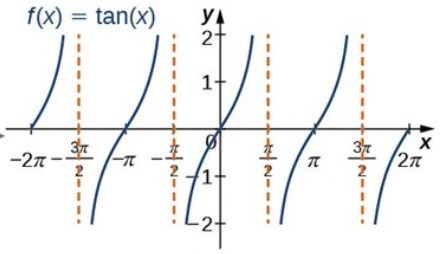
Periodo = 2π

3 f(x)=tan(x)

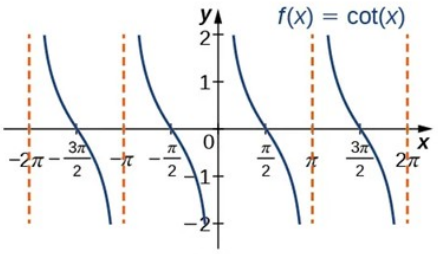


6 f(x)=cot(x)





Periodo = π



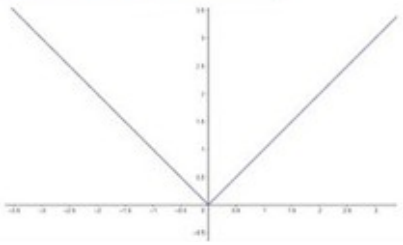
Periodo = π

Función valor absoluto	Devuelve el valor positivo de la entrada.	f(x) =

La función valor absoluto es un caso particular de función a trozos. Esta función asigna a cada elemento del dominio su valor absoluto y está definida por:

$$f(x) = |x| = \begin{cases} -x, & x < 0 \\ x, & x \geq 0 \end{cases}$$

El dominio de la función valor absoluto es el conjunto de los números reales $Dom\ f = \mathbb{R}$; y el rango es el conjunto de los números reales no negativos, por lo tanto, $Rgo\ f = [0, +\infty)$



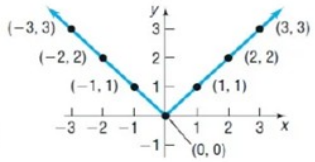
1. El dominio es el conjunto de números reales .

2. El rango es el conjunto de números reales no negativos.

3. La intercepción de la gráfica está en $(0, 0)$.

4. La función es par.

5. La función es decreciente en el intervalo $(-\infty, 0)$ y creciente en el intervalo $(0, \infty)$.



6. La función tiene un mínimo absoluto $f(0) = 0$.

Por definición de Valor Absoluto, tenemos que:

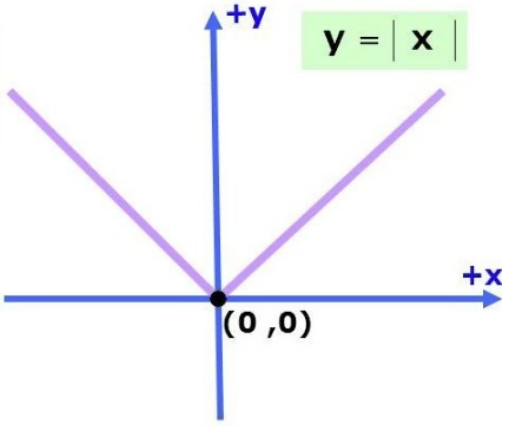
$$f(x) = |x| = \begin{cases} x & si\ x \geq 0 \\ -x & si\ x < 0 \end{cases}$$

$$|x| = \begin{cases} +(x) & , si\ x > 0 \\ 0 & , si\ x = 0 \\ -(x) & , si\ x < 0 \end{cases}$$

También : $|x| = \sqrt{(x)^2}$

Dominio : Reales

Rango : [0 , + ∞ [

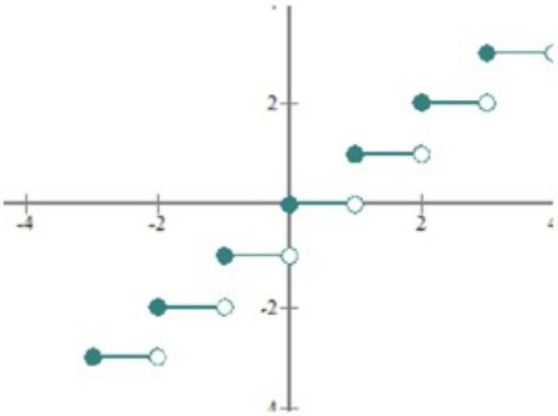


Simetría con respecto al eje y (recta: x=0)

Función parte entera	Redondea hacia abajo al entero más cercano.	f(x)=⌊x⌋

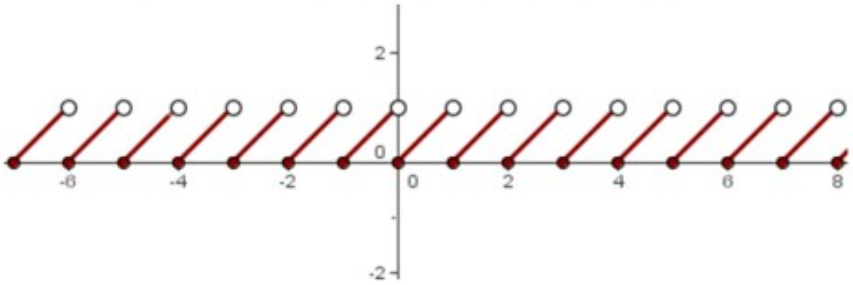
f(x) = E (x)

x	0	0.5	0.9	1	1.5	1.9	2
f(x) = E(x)	0	0	0	1	1	1	2



f(x) = x - E (x)

x	0	0.5	0.9	1	1.5	1.9	2
f(x) = x - E(x)	0	0.5	0.9	0	0.5	0.9	0



En matemática, las funciones de parte entera son funciones, que toman un número real y devuelven un número entero más próximo, sea por exceso o por defecto. Formalmente son funciones de la forma:

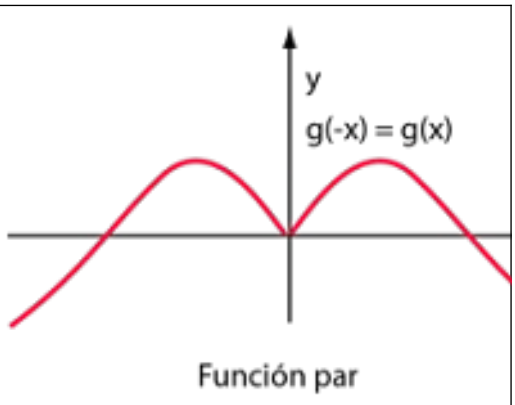
$$f : \mathbb{R} \to \mathbb{Z}, \qquad \text{con } |x - f(x)| < 1$$

Según la forma de considerar el número entero más próximo a un número real dado, se pueden considerar varias funciones:

- **Función piso** (o **suelo**), que a cada número real asigna el número entero más próximo por defecto, es decir, el mayor número entero igual o menor que ese número real. (por ejemplo, si tenemos el caso [-2.4], este se acercaria al valor -3; o aplicándolo a un caso positivo sería [1.5], este se acercaria al valor 1). Algunos lenguajes de programación tienen una implementación nativa llamada generalmente *floor* o *Floor* («suelo» en inglés).
- **Función techo**, que a cada número real asigna el número entero más próximo por exceso, es decir, el menor número entero igual o mayor que ese número real. Algunos lenguajes de programación tienen una implementación nativa llamada generalmente *ceil* o *Ceil* (por *ceiling*, «techo» en inglés).
- Redondeo, que a cada número real asigna el número entero más próximo según su parte decimal.
- Truncamiento, que a cada número real asigna el número entero resultado de ignorar su parte decimal.

Según simetría: Depende de cómo se comporta la función respecto al eje y o al origen.

Tipo	Característica	Ejemplo
Par	Simétrica respecto al eje y. Cumple f(−x)=f(x)	$f(x)=x^2$ f(x)=cos x
Impar	Simétrica respecto al origen. Cumple f(−x)= -f(x)	$f(x)=x^3$ f(x)=sin x



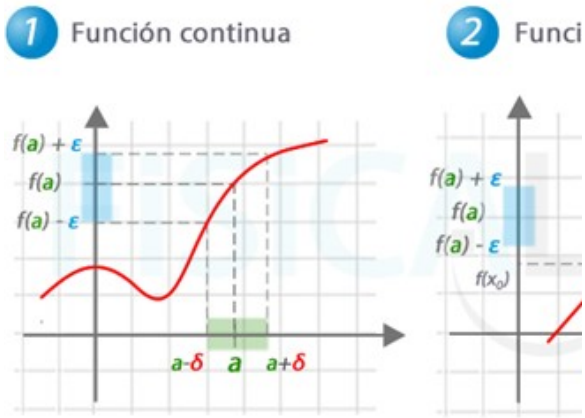
Función par

Según continuidad y dominio

Continua: No presenta saltos o cortes $f(x)=x^2$

Discontinua: Tiene puntos donde no está definida o "salta" $f(x)=\frac{1}{x}$

Periódica: Se repite en intervalos regulares f(x)=sin x con periodo 2π



En termodinámica, el trabajo y el calor son dos formas de transferencia de energía. El calor es la transferencia de energía térmica entre sistemas a diferentes temperaturas, mientras que el trabajo es la transferencia de energía que no es calor, a menudo asociada con fuerzas que causan desplazamiento. Ambos son importantes para comprender cómo la energía se mueve y afecta a los sistemas termodinámicos.

En termodinámica el trabajo tiene un significado más amplio que incluye al trabajo mecánico, trabajo eléctrico y trabajo de superficie. Específicamente el trabajo mecánico como es el caso de una muestra de

La fuerza de fricción, también llamada fuerza de rozamiento es una fuerza que se opone al movimiento relativo entre dos superficies en contacto. Esta fuerza actúa en la dirección opuesta al movimiento o la tendencia al movimiento, y es crucial para muchos fenómenos cotidianos como caminar, conducir y sujetar objetos.
Coeficiente de fricción: Un valor adimensional que caracteriza la resistencia al movimiento entre dos materiales específicos, El coeficiente de rozamiento depende de los materiales en contacto y puede ser estático (cuando no hay movimiento relativo) o cinético (cuando hay movimiento).
Fricción estática: Se presenta cuando las superficies están en reposo relativo, impidiendo que comience el movimiento.
Fuerza de rozamiento estática (Fs): Fs = s.N = N en donde s es el coeficiente de rozamiento estático (adimensional) y N es la fuerza normal (perpendicular a la superficie de contacto).
La fuerza de rozamiento estática puede variar hasta un cierto valor máximo, que es el producto del coeficiente de rozamiento estático y la fuerza normal. Si la fuerza aplicada es menor que este valor máximo, el objeto permanecerá en reposo.
Fricción dinámica (o cinética): Se manifiesta cuando las superficies se deslizan una sobre la otra, resistiendo el movimiento.
Fuerza e rozamiento cinético (Fk): Fk = k.N = N en donde k es el coeficiente de rozamiento cinético (adimensional) y N es la fuerza normal.
La fuerza de rozamiento cinética es constante mientras el objeto esté en movimiento. Siempre se opone al movimiento.

gas en un cilindro cerrado con un pistón móvil que no pesa y provoca fricción bajo ciertas condiciones de presión, temperatura y volumen, cuando el gas se expande empuja el pistón hacia arriba en contra de la presión atmosférica externa P que es constante el trabajo realizado por el gas sobre los alrededores es $w = -P\Delta V$ en donde en cambio de volumen esta dado por Vf – Vi, el signo – en la ecuación se debe al convenio del w en donde si es realizado por el sistema (gas) hacia los alrededores es – un $\Delta V>0$ (expansión) y en el caso contrario (comprensión) en el que se realice trabajo cobre el sistema (gas) seria $\Delta V<0$ y $+P\Delta V$(el volumen expresado se considera como $P.V = F/d^2 . d^3 = F.d = w$ en donde F es la fuerza de oposición y d tiene dimensiones de longitud, d^2 tiene dimensiones de área d^3 tiene dimensiones de volumen y el producto de presión por volumen es igual a la fuerza por distancia o trabajo). En un incremento del ΔV (expansión) el trabajo realizado depende de la magnitud de la presión de oposición externa P, si P es 0 (gas se expande contra el vacío) el $w = 0$, si P=+ entonces $w = -P\Delta V$. De acuerdo con las unidades para el trabajo realizado por o sobre un gas son litros-atmosferas y para expresarlo en J Joules se utiliza el factor de conversión de 1L.atm = 101.3 J

El trabajo no es una función de estado a pesar de que el estado inicial y final es el mismo la cantidad de trabajo es diferente porque las presiones externas de oposición son distintas, no se puede escribir $\Delta w = wf – wi$ para un cambio porque el trabajo no solo depende de los estados finales e iniciales si no también de como se llevó a cabo.

El otro componente de energía interna es el calor q que al igual que el trabajo el calor no es una función de estado, ya que el calor asociado a determinados procesos como el w depende de como se lleven a cabo dichos procesos, sin importar el procedimiento que se efectué el cambio en energía interna del sistema ΔE depende de la sumatoria del calor y del trabajo q+w y si cambiar la ruta del estado inicial al final incrementa el valor de q entonces esta acción disminuirá el valor de w en la misma cantidad y viceversa así que el ΔE permanece sin cambios.

El calor y el trabajo no son funciones de estado porque no son propiedades de un sistema, se manifiestan solo durante procesos (durante el cambio) así sus valores dependen de la trayectoria que sigue el proceso y varia conforme a él.

Entalpia de las reacciones químicas: La entalpía es una propiedad termodinámica que mide la cantidad total de energía de un sistema, incluyendo su energía interna y la energía necesaria para ocupar un cierto volumen a una presión constante. En términos más simples, es la cantidad de calor que un sistema puede intercambiar con su entorno a presión constante.

La termodinámica es una rama de la física que estudia las relaciones entre el calor, el trabajo y la energía, y cómo estos se transforman y se transfieren en los sistemas. Se centra en el estudio de sistemas macroscópicos y las leyes que rigen las transformaciones de energía, independientemente de la estructura atómica o molecular de la materia.

- Energía: La termodinámica se ocupa de cómo la energía se convierte de una forma a otra (por ejemplo, de calor a trabajo).
- Trabajo: Se refiere a la transferencia de energía que produce un cambio en el sistema.
- Calor: Es la transferencia de energía debido a una diferencia de temperatura entre el sistema y su entorno.

Leyes de la termodinámica: Estas leyes, como la conservación de la energía (primera ley) y el aumento de la entropía (segunda ley), son fundamentales para comprender cómo funcionan los sistemas termodinámicos

En condiciones de laboratorio lo más común que se presenta es que un sistema se encuentra a volumen constante en donde $\Delta V=0$ y no resultara trabajo P-V a partir del cambio siguiendo la ecuación de la primera ley de termodinámica en donde $\Delta E = q + w$ en donde $\Delta E = q + (-P\Delta V)$ quedando como $\Delta E = q - P\Delta V = qv$ en donde se agrega el subíndice “v” para recordar que se trata de un proceso de volumen constante por lo que el cambio de calor solo tiene un valor especifico el cual es igual a ΔE.

Entalpia: La entalpía es una magnitud termodinámica que mide la cantidad total de energía de un sistema, expresada como la suma de su energía interna y el producto de su presión por su volumen. En términos más simples, es la cantidad de energía que un sistema puede intercambiar con su entorno a presión constante.

En termodinámica, una función de estado es una propiedad de un sistema termodinámico que depende únicamente de su estado actual, independientemente de cómo se haya alcanzado ese estado. En otras palabras, el cambio de una función de estado entre dos estados dados solo depende de esos estados, no del proceso o camino seguido para pasar de uno al otro, por lo cual generalmente se considera su estado final e inicial.

1) Para un sistema dado en un estado específico, la función de estado tendrá un valor definido, independientemente de cómo llegó a ese estado
2) Si un sistema cambia de un estado inicial a un estado final, el cambio en una función de estado (por ejemplo, ΔU, ΔH, ΔS) será el mismo, independientemente del proceso que se utilice para realizar ese cambio.
3) Las funciones de estado describen características del sistema en sí mismo, no procesos que ocurren en él.

Como es el caso de las siguientes propiedades en los sistemas termodinámicos:

- Energía interna (U): La energía total almacenada dentro de un sistema.
- Entalpia (H): Una función que combina la energía interna, la presión y el volumen del sistema.
- Entropía (S): Una medida del desorden o aleatoriedad de un sistema.
- Temperatura (T): Una medida del nivel de energía cinética promedio de las partículas en un sistema
- Presión (P): La fuerza ejercida por unidad de área.
- Volumen (V): El espacio ocupado por el sistema.

La función termodinámica de la entalpia esta dada por $H = E + PV$ en donde E es la energía interna del sistema mientras que P y V son la presión y volumen del sistema respectivamente en donde E y PV tienen unidades de energía, además E, P y V son funciones de estado es decir que los cambios en (E + PV) dependen únicamente de los estados iniciales y finales por lo que el cambio en H o ΔH y para cualquier proceso el cambio de entalpia esta dado por la ecuación $\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$ si la presión se mantiene constate (el cual se escribe como $\Delta E = q + w$ en donde $\Delta E = q_p - P\Delta V$ en donde el calor a presión constante quedaría en $q_p = \Delta E + P\Delta V$) que generalmente es la presión atmosférica en donde las propiedades de entalpia y volumen presentan un cambio entre un estado final e inicial considerante un a presión constante en donde $\Delta H = \Delta E + P\Delta V$ y se puede establecer que el calor a presión constante $q_p = \Delta H$ debido a que la trayectoria está definida en consecuencias puede tener un solo valor especifico.

Así ambas cantidades de ΔH (entalpia) y ΔE (energía) se pueden asociar a una reacción si ocurre en condiciones de volumen constante establecido que $q_v = \Delta E$ y cuando la reacción se realiza a presión constante $q_p = \Delta H$.

Entalpia en las reacciones: La mayoría de las reacciones químicas ocurren a presiones constantes en donde el calor a presión constante (q_p) es igual al cambio de entalpia (ΔH) se puede definir al cambio de entalpia de las reacciones químicas como $\Delta H_{reacciones}$ la diferencia (-) entre los productos menos los reactivos (estado final- estado inicial) dado para una reacción de reactivos → productos en donde está definido como $\Delta H_{reacción} = H_{productos} - H_{reactivos}$ y la entalpia de las reacción puede tener valores positivos y negativos.

- ΔH + para reacciones de procesos endotérmicos en donde el sistema (reacción) absorbe calor de los alrededores en donde $\Delta H > 0$

- ΔH - para reacciones de procesos exotérmicos en donde el sistema (reacción) libera calor hacia los alrededores en donde ΔH ˂ 0

Para expresar la entalpia en las reacciones químicas en las ecuaciones químicas se anota como ΔH + o – kJ/mol en vez de solamente kJ (1Kj → 1000J) por convenio estándar.

Ecuaciones termoquímicas: Las ecuaciones termoquímicas son ecuaciones químicas balanceadas que muestra o incluye los estados físicos de los reactivos y productos así como sus relaciones de masas y el cambio de entalpia (ΔH) asociado a la reacción, dicho cambio de energía indica si la reacción es endotérmica (ΔH+) o exotérmico (ΔH-).

Comparación entre el ΔH y ΔE: En los sistemas en donde actúa la entalpia por q_p (calor a presión constante) se establece su diferencia entre el estado final menos el estado inicial del sistema mientras que el cambio de energía interna dado por la sumatorio del calor mas el trabajo (q+w) en donde el trabajo mecánico ejercido por las reacciones química se ve en los cambios de volumen en donde $w = \bar{F}.d.\cos\vartheta$ definido que en q_v calor a volumen constante = ΔE, la ecuación de estado para gases (1mol de gas estándar → 22,41 L a presión y temperatura estándar) y para calcular el cambio de energía interna se reorganiza la ecuación ΔH = ΔE + PΔV como ΔE = ΔH – PΔV en donde al despreciarse los cambios de volumen ínfimos y considerarse que se lleva a cabo a presiones constantes entonces el ΔE= ΔH son aproximadamente el mismo valor porque las propiedades de las funciones de estado de las reacciones (presión y volumen) son despreciables y la diferencia entre ambos depende del tipo de reacción (exotérmica o endotérmica, respectivamente si libera calor realizando trabajo (w>q) o si absorbe calor en donde el trabajo es ejercido del alrededor al sistema (w˂q)).

Para gases hay que considerar la ecuación de gases ideales sustituyendo el cambio de presión y volumen, en donde quedaría como ΔE= ΔH – Δ(PV) quedando como ΔE= ΔH – Δ(nRT) y ΔE= ΔH – RTΔn (- porque el trabajo es realizado por el sistema (reacción) hacia los alrededores y es exotérmica liberando energía para efectuarse) y R es la constante de los gases de 8,314 J/K.mol

Calor especifico y capacidad calorífica: El calor especifico (s) de una sustancia es la cantidad de calor que se requiere para aumentar o elevar 1°C la temperatura de un gramo de sustancia y sus unidades son de J/g.°C mientras que la capacidad calorífica (C) de uan sustancia es la cantidad de calor que se requiere para elevar 1°C la temperatura de determinada cantidad de sustancia y sus unidades son de J/°C, el calor especifico (s) es un propiedad intensiva por lo cual no depende de la cantidad de materia mientras que la capacidad calorífica (C) es una propiedad extensiva dependiente de la cantidad de materia.

El gradiente geotérmico de la tierra es de aproximadamente 33°C/km por kilometro de profundidad y al ser un valor estimado este puede variar según la ubicación y profundidad, el gradiente geotérmico se refiere a la tasa de cambio de temperatura con la profundidad en el interior de la tierra y la principal causa de ellos es debido al calor interno de la tierra atribuido al resultado de la desintegración radiactiva de elementos en el núcleo y manto.

El gradiente geotérmico es la tasa a la que la temperatura aumenta con la profundidad dentro de la Tierra. En otras palabras, es el aumento de temperatura que se experimenta a medida que uno se adentra en el interior del planeta. Este gradiente se debe principalmente al flujo de calor desde el interior de la Tierra hacia la superficie.

Los principales factores que influyen en el gradiente geotérmico es:

- Conductividad térmica de las rocas: La capacidad de las rocas para conducir el calor

afecta la velocidad a la que el calor se propaga.

- Flujo de calor local: Zonas con mayor actividad volcánica o tectónica pueden tener gradientes geotérmicos más altos.
- Profundidad: El gradiente geotérmico puede variar con la profundidad dentro de la Tierra, siendo mayor en las capas superficiales y menor en las profundas.

Mientras que la importancia del gradiente geotérmico radica en:

- Energía geotérmica: El gradiente geotérmico es la base para la extracción de energía geotérmica, utilizada para calefacción y generación de electricidad.
- Estudios geológicos: El estudio del gradiente geotérmico ayuda a comprender la estructura interna de la Tierra y los procesos geológicos.
- Ingeniería de pozos: Conocer el gradiente geotérmico es crucial para la perforación de pozos profundos, ya que ayuda a predecir las temperaturas que se encontrarán a diferentes profundidades.

La relación entre la capacidad calorífica y es calor especifico de una sustancia esta dada como C = ms en donde m es la masa de la sustancia en gramos y s es el calor especifico de la sustancia y la unidad de C = J/°C, si se conoce el calor especifico y la cantidad de sustancia que se utiliza s puede calcular la cantidad de calor que se ha absorbido o liberado en un proceso particular considerando el cambio de temperatura final – inicial dado como q = msΔt quedando como q = CΔt.

La convención de los signos del calor (q) es igual que para la entalpia, siendo positivo para endotérmicos (q+) y negativo para exotérmicos (q-).

Entalpia estándar de reacción y de formación: La determinación de la entalpia de las reacciones según el calor liberado o absorbido de las reacciones (ΔH) se puede calcular en base a la entalpia reales de los reactivos y productos pero no es posible medir el valor absoluto de entalpia de una sustancia se utiliza por convenio se utiliza una entalpia entandar de formación definida como ΔH_f° en donde se dice que una sustancia está en estado estándar a 1 atm de presión, el exponente "°" representa las condiciones estándar (1 atm) y el subíndice "f" significa formación, por convenio la entalpia estándar de formación de cualquier elemento en su forma más estable es cero.

La entalpia estándar de formación de un compuesto se la puede definir como el cambio de calor relacionado cuando se forma 1 mol de compuesto a partir de sus elementos a una presión de una 1 atm y siempre se utiliza una temperatura de valoración (medidas) de 25°C.

Una vez que se conoce el valor de la entalpia estándar de formación de los elementos se puede calcular la entalpia estándar de reacción ($\Delta H_{reaccion}^\circ$) definida como la entalpia de una reacción que se efectúa a 1 atm de presión en donde la formula general esta establecida en $\Delta H_{reaccion}^\circ = \sum n\ \Delta H_f^\circ$ (productos) - $\sum m\ \Delta H_f^\circ$ (reactivos) en donde n y m representan los coeficientes estequiométricos de los productos y os reactivos mientras que ∑(sigma) significa sumatoria y los valores de ΔH_f° de los compuestos se pueden determinar por métodos directos o indirectos.

Calor de disolución y de dilución: Muchos procesos físicos implican una absorción o desprendimiento del calor, los cambios de entalpia se producen cuando un soluto se dispersa en un disolvente o cuando se diluye en una disolución.

Calor de soluciones: Cuando ocurre la disolución de un soluto en un solvente se produce un cambio de calor que puede medirse, a presión constante el $q=\Delta H$, el calor de las soluciones o la entalpia de disolución $\Delta H_{disoluciones}$ es el calor generado o absorbido cuando cierta cantidad de soluto se disuelve en cierta cantidad de solvente en donde $\Delta H_{disoluciones} = H_{disolucion} - H_{componentes}$ y con un calorímetro a presión constante se determina rápidamente el cambio de entalpia de la disolución y por convenio el $\Delta H_{disoluciones}$ es positivo (+) si absorbe calor (endotérmico) o negativo (-) si libera calor (exotérmico).

La energía requerida para separar completamente un mol de un compuesto sólido iónico en sus iones en estado gaseoso se llama energía reticular o de red (U).

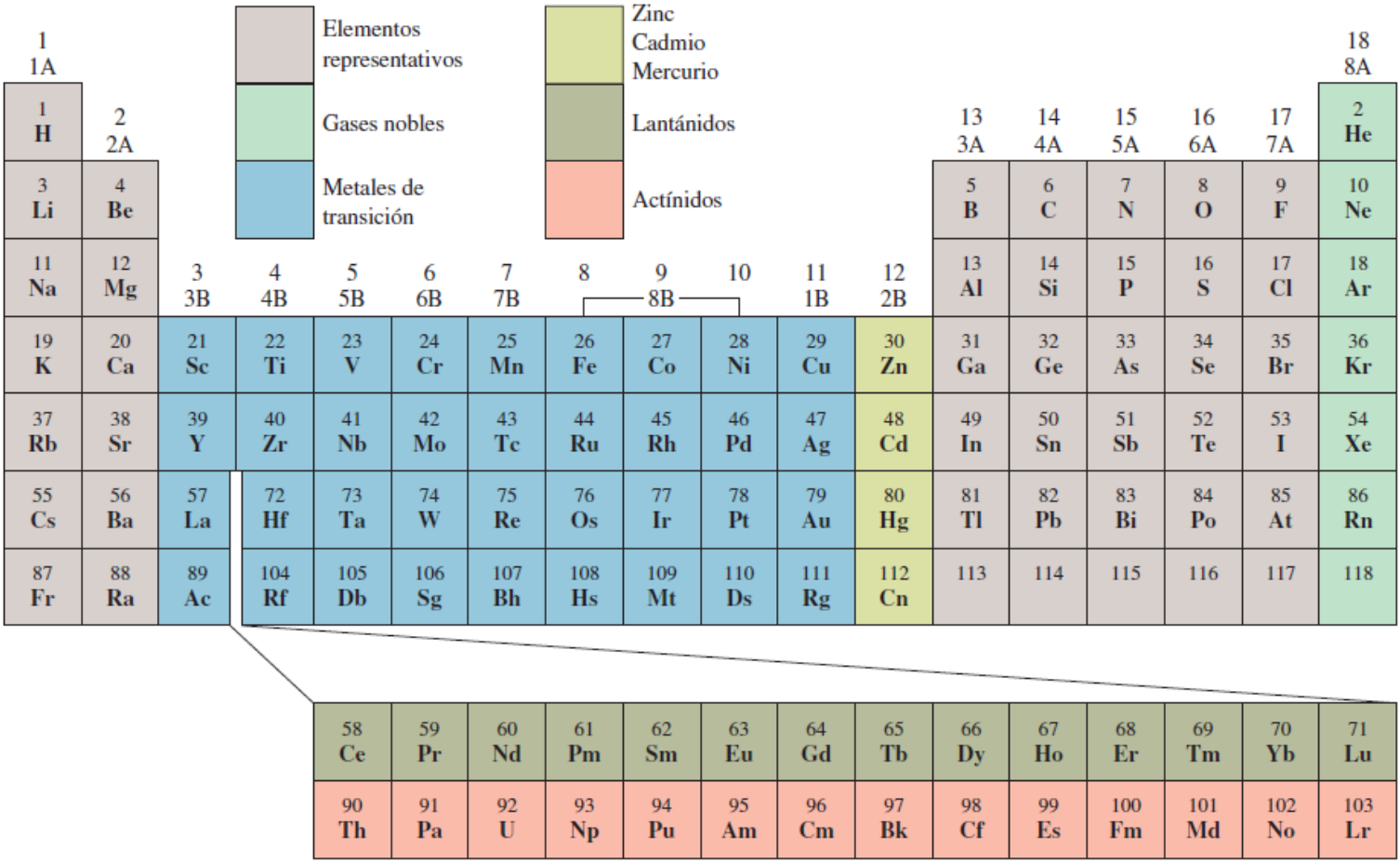
El cambio de entalpía asociado al proceso de hidratación se llama calor de hidratación $\Delta H_{hidratación.}$

Calor de dilución: Comúnmente cuando se agrega mas solvente a una solución previamente preparada generando que haya una dilución de la concentración del soluto por la adición de solvente se genera una absorción o liberación de calor por parte de la solución o disolución llamado calor de dilución, el cual se lo define como el cambio de calor solución al proceso de dilución. Las soluciones endotérmicas se diluyen luego de absorber calor de los alrededores mientras que las exotérmicas liberan calor si se añade mas disolvente a la solución.

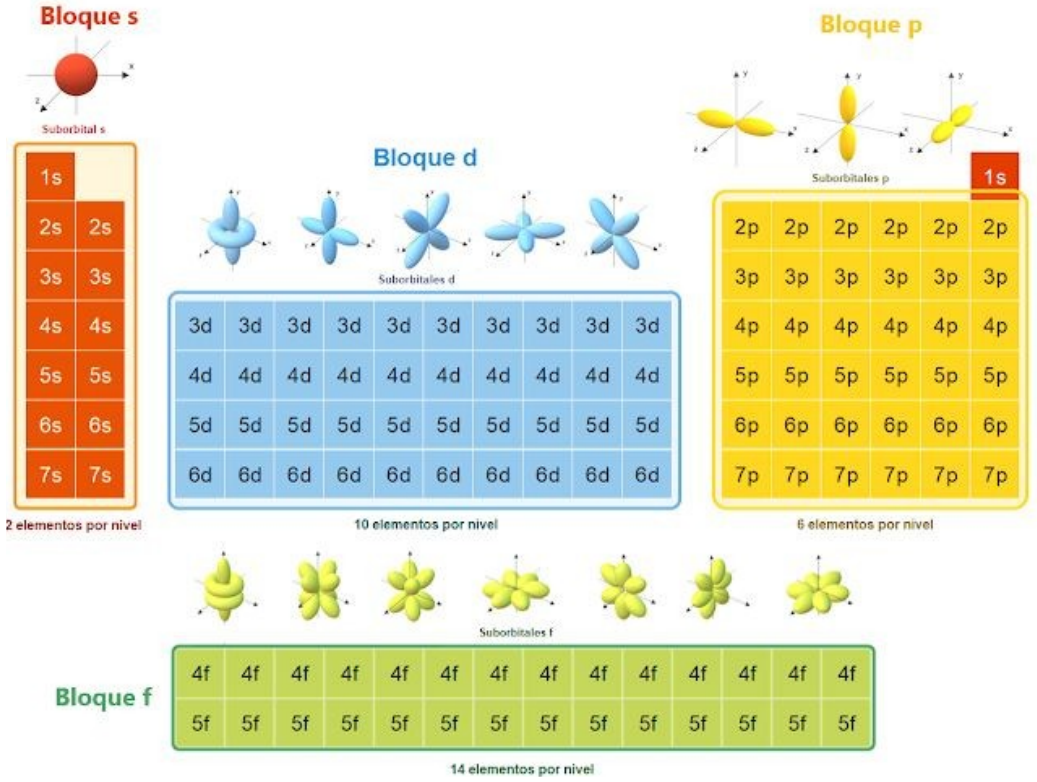
Desarrollo de la tabla periódica: Por lo general las tablas periódicas modernas indican el numero atómico junto al símbolo del elemento, el numero atómico señala el n° e- en los átomos de un elemnto y la configuración electrónica de los elementos ayuda a explicar las repeticiones de las propiedades físicas y químicas.

La importancia de la tabla periódica radica en el hecho de que mediante el conocimiento de las propiedades y las tendencias generales dentro de un grupo o periodo, se predice con bastante exactitud las propiedades de cualquier elemento.

Clasificación periódica de los elementos: La tabla periódica esta ordenada en grupos y periodos según sea su configuración electrónica en el estado fundamental de los elementos (El estado fundamental de un elemento es la configuración electrónica de menor energía y más estable que tiene un átomo. En esta configuración, los electrones se distribuyen en los niveles y orbitales de menor energía disponibles, siguiendo reglas cuánticas). De acuerdo con el subnivel que se ha llenado los elementos se dividen en las categorías de gases nobles, elementos de transición (o metales de transición), los lantánidos y los actínidos y los elementos representativos.



La reactividad química (capacidad de una sustancia, compuesto o elemento para reaccionar químicamente sola o con otra para formar un nuevo compuesto) de los elementos esta determinada en gran parte por sus electrones de valencia, dichos e- ocupan el ultimo nivel de energía externo y todos los e- que no son de valencia reciben el nombre de electrones de kernel o internos.



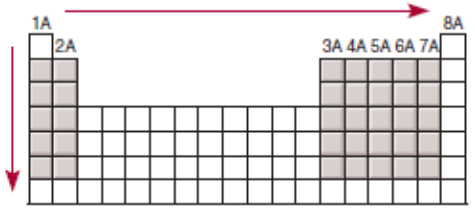
Todos los elementos de un determinado grupo de la tabla periódica tienen el mismo numero y tipos de e- de valencia, su similitud electrónica de valencia es lo que hace que los elementos en el mismo grupo tengan un comportamiento químico parecido:

- Metales alcalinos: Los elementos del grupo 1A tienen la configuración electrónica de valencia ns^1 y tienden a perder un e- para formar cationes monopositivos.
- Metales alcalinotérreos: Los elementos del grupo 2A tienen una configuración electrónica ns^2 y todos tienden a perder 2 e- para formar cationes dispositivos.

- Térreos: Los elementos del grupo 3A o 13 tienen un subnivel p incompleto, pero hay una variación notable de las propiedades químicas entre los elementos.
- Carbonoideos: Los elementos del grupo 4A o 14 tienen un subnivel p incompleto, pero hay una variación notable de las propiedades químicas entre los elementos.
- Nitrogenoideos: Los elementos del grupo 5A o 15 tienen un subnivel p incompleto, pero hay una variación notable de las propiedades químicas entre los elementos.
- Calcógenos o anfígenos: Los elementos del grupo 6A o 16 tienen un subnivel p incompleto, pero hay una variación notable de las propiedades químicas entre los elementos.
- Halógenos: Los elementos del grupo 7A o 17 tienen un subnivel p incompleto, pero hay una variación notable de las propiedades químicas entre los elementos. El oxígeno, nitrógeno, hidrogeno y los halogenuros existen como moléculas diatómicas siendo su forma mas estable.
- Gases nobles: Los elementos del grupo 8A o 18 se caracteriza por poseer su ultima capa de e- completamente llena haciéndolos inertes y dándoles una gran estabilidad con baja reactividad química. Todos los gases nobles son monoatómicos .
- Metales de transición: Los elementos del grupo 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 9B, 10B, 11B y 12B no siempre poseen la misma configuración electrónica, pero si siguen un patrón regular en el cambio de la configuración electrónica al siguiente periodo y todos tienen un subnivel d incompleto.
- Metales de transición interna: Los elementos lantánidos y actínidos tienen un subnivel f incompleto.

Los iones derivados de los átomos de casi todos los elementos representativos tienen la configuración electrónica externa de un gas noble, en la formaciones de cationes a partir de un átomo neutro se pierde uno o mas e- del último nivel energético o de su capa de valencia y tienden a la configuración estable de un gas noble mientras que en la formaciones de aniones a partir de un átomo neutro se gana uno o mas e- del nivel de valencia que también tienden a la configuración electrónica de un gas noble. Los elementos que poseen la misma configuración electrónica se llaman isoeléctricos como es el caso del Na^{+},F^{-},Ne o Al^{3+}, O^{2-} y N^{3-} y como H^{-} y He. Mientras que los metales de transición forman más de un catión y frecuentemente no son isoeléctricos con los gases nobles.

Variación periódica de las propiedades físicas: La configuración electrónica de los elementos señala una variación periódica al aumentar el número atómico y como consecuencia los elementos presentan variaciones periódicas de sus propiedades físicas y de su comportamiento químico.



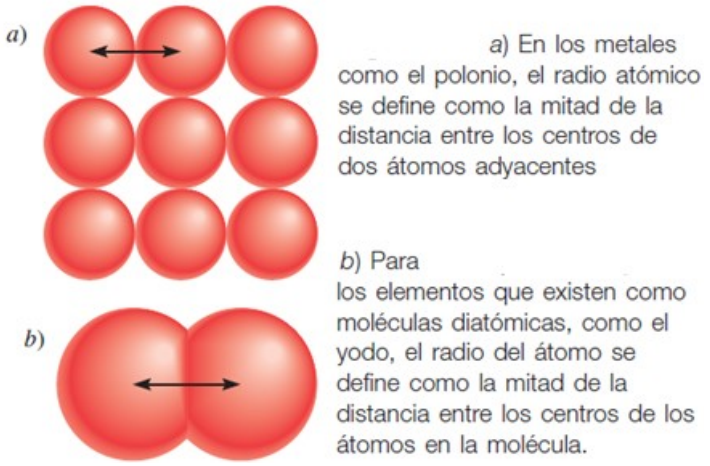
Para los elementos representativos, la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de arriba abajo en un grupo.

Carga nuclear efectiva: El efecto pantalla que los electrones cercanos al núcleo ejercen sobre los electrones externos en los átomos polielectrónicos, la presencia de otros electrones en un átomo reduce la atracción electrostática entre un determinado electrón y los protones cargados positivamente en el núcleo.

La carga nuclear efectiva (Z_{efect}) es la carga nuclear detectada por un electrón cuando se toman en cuenta tanto la carga nuclear real (Z) como los efectos repulsivos (pantalla) de los demás electrones. En general, Z_{efect} está dada por $Z_{efect} = Z - \vartheta$, en donde ϑ(sigma) es la constante de apantallamiento. La constante de apantallamiento es mayor que cero pero menor que Z.

Debido a que los electrones del kernel en promedio están más cerca del núcleo que los electrones de valencia , los electrones del kernel apantallan a los electrones de valencia mucho más de lo que los electrones de valencia se apantallan entre sí. De izquierda a derecha, vemos que el número de electrones del kernel ($1s^2$) permanece constante mientras la carga nuclear aumenta. Sin embargo, debido a que el electrón añadido es un electrón de valencia y éstos no se apantallan bien entre sí, el efecto neto de moverse a lo largo del periodo es ir encontrando una mayor carga nuclear efectiva ejercida sobre los electrones de valencia y la carga nuclear efectiva también aumenta conforme descendemos por un grupo periódico en particular. Sin embargo, como los electrones de valencia se agregan a orbitales cada vez más grandes a medida que n aumenta, la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones de valencia en realidad disminuye.

Radio atómico: Numerosas propiedades físicas, incluidas la densidad y los puntos de fusión y ebullición, se relacionan con el tamaño de los átomos, aunque es algo difícil definir su dimensión y la densidad electrónica de un átomo se extiende mucho más allá del núcleo, pero por lo general pensamos en el tamaño atómico como el volumen que contiene cerca de 90% de la densidad electrónica total alrededor del núcleo.



Se define el tamaño de un átomo en términos de su radio atómico , que es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica. Para los átomos que están unidos entre sí formando una red tridimensional, el radio atómico es simplemente la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos. Para elementos que existen como moléculas diatómicas sencillas, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula en particular.



Figura 8.5 Radios atómicos (en picómetros) de los elementos representativos de acuerdo con su posición en la tabla periódica. Observe que no hay un acuerdo general sobre el tamaño de los radios atómicos. Aquí se ilustran sólo las tendencias de los radios atómicos, no sus valores precisos.

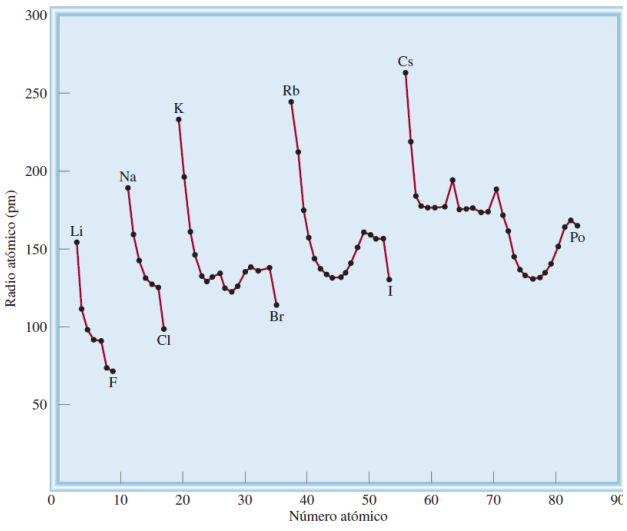
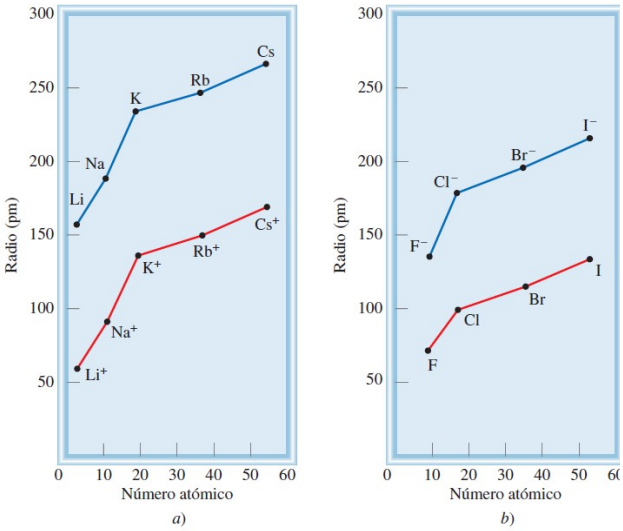


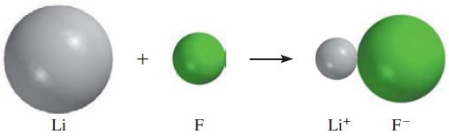
Figura 8.6 Gráfica del radio atómico (en picómetros) de elementos contra sus números atómicos.

Las tendencias periódicas son fácilmente identificables. Considere

los elementos del segundo periodo. Como la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha, el electrón de valencia adicionado en cada paso es atraído con mayor fuerza por el núcleo que el anterior. Por lo tanto, esperamos y encontramos que en efecto el radio atómico disminuye de Li a Ne. Dentro de un grupo encontramos que el radio atómico aumenta con el número atómico. Para los metales alcalinos del grupo 1A, el electrón de valencia reside en el orbital ns. Debido a que el tamaño del orbital aumenta con el número cuántico principal creciente n, el tamaño del radio atómico se incrementa, aunque la carga nuclear efectiva también aumente de Li a Cs.

Radio iónico: El radio iónico es el radio de un catión o un anión. Es posible medirlo por difracción de rayos X. El radio iónico afecta las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico. Por ejemplo, la estructura tridimensional de un compuesto iónico depende del tamaño relativo de sus cationes y aniones.





Cuando un átomo neutro se convierte en un ion, esperamos un cambio en el tamaño. Si el átomo forma un anión, su tamaño (o radio) aumenta, debido a que la carga nuclear permanece constante; sin embargo, la repulsión resultante debida a la adición de un electrón o electrones incrementa el dominio de la nube electrónica. Por otra parte, al desprender uno o más electrones de un átomo se reduce la repulsión electrón-electrón, si bien la carga nuclear permanece constante, así que la nube electrónica se contrae y el catión es más pequeño que el átomo.

Observamos que existen tendencias paralelas entre los radios iónico y atómico. Por ejemplo, tanto el radio atómico como el iónico aumentan a medida que se avanza de arriba abajo en un grupo. Para los iones derivados de elementos de diferentes grupos, la comparación sólo tiene significado si los iones son isoeléctricos.

Al examinar iones isoeléctricos, encontramos que los cationes son más pequeños que los aniones. Por ejemplo, Na^+ es menor que F^-. Ambos iones tienen el mismo número de electrones, pero el Na (Z= 11) tiene más protones que el F (Z = 9). La mayor carga nuclear efectiva del Na da como resultado un radio

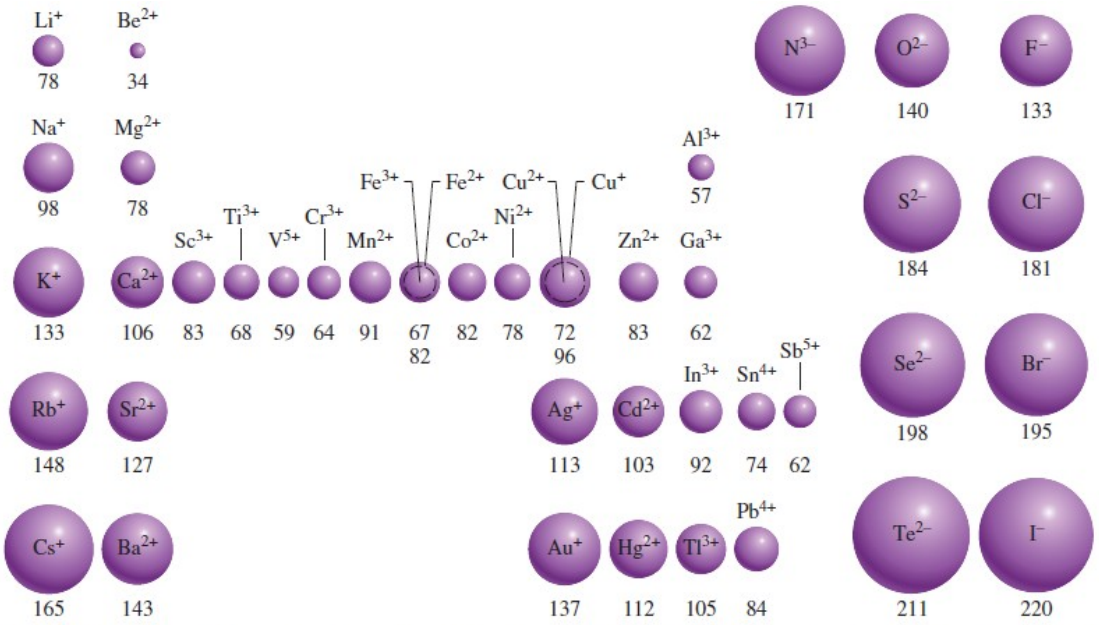


Figura 8.9 El radio iónico (en picómetros) de algunos elementos comunes, ordenados de acuerdo con su posición en la tabla periódica.

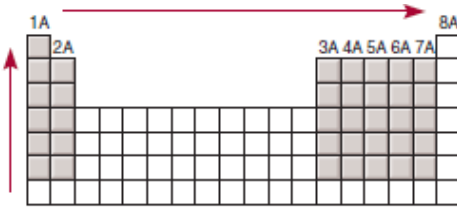
menor. Si analizamos los cationes isoeléctricos , observamos que los radios de los iones tripositivos (iones que tienen tres cargas positivas) son más pequeños que los radios de los iones dipositivos (iones que tienen dos cargas positivas) los cuales, a su vez, son más pequeños que los iones monopositivos (iones que tienen una carga positiva). Esta tendencia se aprecia bastante bien con el tamaño de tres iones isoeléctricos del tercer periodo: Al^{+3}, Mg^{+2} y Na^{+} , el ion Al^{+3} tiene el mismo número de electrones que el Mg^{+2}, pero tiene un protón más así la nube electrónica del Al^{+3} es atraída hacia el núcleo con más fuerza que en el caso del Mg^{+2},el menor radio del Mg^{+2}, comparado con el radio del Na^{+}, se explica de manera semejante. Al examinar los aniones isoeléctricos encontramos que el radio aumenta a medida que avanzamos desde los iones mononegativos (con carga -1) hacia los iones dinegativos (con carga -2), y así sucesivamente. De esta manera, el ion óxido es mayor que el ion fluoruro porque el oxígeno tiene un protón menos que el flúor; la nube electrónica se extiende más en el O^{-2}.

Variación de las propiedades físicas a lo largo de un periodo y en un grupo: Al desplazarse de izquierda a derecha a lo largo de un periodo hay una transición de metales a metaloides a no metales. Considere los elementos del tercer periodo, desde sodio hasta argón. El sodio, primer elemento del tercer periodo, es un metal muy reactivo, en tanto que el cloro, el penúltimo elemento del mismo periodo, es un no metal muy reactivo. Entre ellos, los elementos señalan una transición gradual desde las propiedades metálicas hasta las no metálicas. El sodio, el magnesio y el aluminio tienen redes atómicas tridimensionales extensas y se mantienen unidos mediante fuerzas características del estado metálico. El silicio es un metaloide, con una estructura tridimensional gigante en la cual los átomos de Si están unidos fuertemente. A partir del fósforo, los elementos existen como unidades moleculares sencillas y discretas (P_4, S_8, Cl_2 y Ar), que tienen bajos puntos de fusión y ebullición.

Dentro de un grupo periódico, las propiedades físicas varían de manera más predecible, en especial si los elementos se encuentran en el mismo estado físico.

Energía de ionización: No sólo hay una relación entre la configuración electrónica y las propiedades físicas, también existe una relación estrecha entre la configuración electrónica (una propiedad microscópica) y el comportamiento químico (una propiedad macroscópica), las propiedades químicas de cualquier átomo se determinan a partir de la configuración de los electrones de valencia de sus átomos.

La estabilidad de estos electrones externos se refleja de manera directa en la energía de ionización de los átomos . La energía de ionización (EI) es la energía mínima (en kJ/mol) necesaria para remover un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. En otras palabras, la energía de ionización es la cantidad de energía en kilojoules necesaria para desprender un mol de electrones de 1 mol de átomos en estado gaseoso. En dicha definición se especifica el estado gaseoso de los átomos porque en un átomo en estado gaseoso no hay influencia de los átomos vecinos y no existen fuerzas intermoleculares (es decir, fuerzas entre las moléculas) que deban tomarse en cuenta al realizar la medición de la energía de ionización.



El incremento en la primera energía de ionización se observa de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo arriba en un grupo para los elementos representativos.

La magnitud de la energía de ionización es una medida de qué tan “fuertemente” se encuentra unido el electrón al átomo. Cuanto mayor sea la energía de ionización, más difícil

será que se desprenda el electrón. Para los átomos polielectrónicos , la cantidad de energía requerida para desprender el primer electrón del átomo en su estado fundamental, se denomina primera energía de ionización (EI_1), segunda energía de ionización (EI_2) e incluso una la tercera energía de ionización (EI_3) según sea la energía necesaria para desprender 1 e- del átomo dado por energía + $X_{(g)} \rightarrow X^{+}_{(g)}$ + e-.

Cuando se desprende un electrón de un átomo neutro, disminuye la repulsión entre los electrones restantes, debido a que la carga nuclear permanece constante, se necesita más energía para desprender otro electrón del ion cargado positivamente. Así, las energías de ionización siempre aumentan en el siguiente orden $E_1 < E_2 < E_3$.

La ionización será siempre un proceso endotérmico y por convenio la energía absorbida por los átomos (o iones) durante el proceso de ionización tiene un valor positivo, así todas las energías de ionización son cantidades positivas.

Los elementos del grupo 1A (los metales alcalinos) que tienen las menores energías de ionización cada uno de estos metales posee un electrón de valencia (la configuración electrónica externa es ns1), apantallado de manera eficaz por los niveles internos que están completamente llenos y como consecuencia de esto resulta energéticamente fácil remover un electrón de un átomo de un metal alcalino para formar un ion positivo (Li1, Na1, K1, . . .). De manera significativa, las configuraciones electrónicas de cada uno de estos cationes son isoeléctricas de los gases nobles que los preceden inmediatamente en la tabla periódica.

Los elementos del grupo 2A (los metales alcalinotérreos) tienen valores más altos para la primera energía de ionización que los metales alcalinos, los metales alcalinotérreos cuentan con dos electrones de valencia (la configuración electrónica externa es ns2) debido a que los dos electrones s no se apantallan bien entre sí, la carga nuclear efectiva para un átomo de un metal alcalinotérreo es mayor que la del metal alcalino que le precede. La mayoría de los compuestos de los metales alcalinotérreos contienen iones dipositivos (Mg^{+2}, Ca^{+2}, Sr^{+2}, Ba^{+2}). El ion Be^{2+} es isoeléctrico del Li^{1+} y del He, el Mg^{2+} es isoeléctrico del Na^{+} y del Ne, y así sucesivamente.

Los metales tienen energías de ionización relativamente bajas si se comparan con los no metales, las energías de ionización de los metaloides por lo general se encuentran entre las de los metales y las de los no metales. La diferencia en las energías de ionización explica por qué los metales siempre forman cationes y los no metales forman aniones en los compuestos iónicos. (El único catión no metálico importante es el ion amonio, NH_4^{+}) En un grupo determinado, la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico (es decir, hacia abajo del grupo) los elementos de un mismo grupo tienen configuraciones electrónicas externas semejantes. Sin embargo, a medida que aumenta el número cuántico principal n, de igual manera se incrementa la distancia promedio entre los electrones de valencia y el núcleo. Una mayor separación entre el electrón y el núcleo significa que hay menor atracción, por lo que resulta más fácil desprender un electrón al ir de un elemento a otro hacia abajo del grupo. De la misma manera, el carácter metálico de los elementos de un grupo aumenta de arriba abajo. Esta tendencia es particularmente notoria para los elementos de los grupos 3A al 7A. Por ejemplo, en el grupo 4A, el carbono es un no metal, el silicio y el germanio son metaloides y el estaño y el plomo son metales.

Aunque la tendencia general en la tabla periódica es que la primera energía de ionización aumente de izquierda a derecha, existen algunas irregularidades. La primera excepción se encuentra entre los elementos de los grupos 2A y 3A del mismo periodo (por ejemplo, al ir del Be al B, y del Mg al Al). La primera energía de ionización de los elementos del grupo 3A es menor que la de los elementos del grupo 2A porque tienen sólo un electrón en el subnivel externo p (ns2np1), el cual se encuentra bien apantallado por los electrones del kernel y por los electrones ns2. En consecuencia, se necesita menor energía para desprender sólo un electrón p que para desprender un electrón s apareado del mismo nivel energético principal. La segunda irregularidad se localiza entre los grupos 5ª y 6A (por ejemplo, del N al O y del P al S). En los elementos del grupo 5A (ns2np3), los electrones p se encuentran en tres orbitales diferentes, de acuerdo con la regla de Hund. En el grupo 6A (ns2np4), el electrón adicional debe estar apareado con uno de los tres electrones p. La proximidad entre dos electrones en el mismo orbital provoca gran repulsión electrostática, lo que facilita la ionización de un átomo de un elemento del grupo 6A, incluso cuando la carga nuclear aumenta en una unidad. Por lo tanto, las energías de ionización para los elementos del grupo 6A son menores que las de los elementos del grupo 5A en el mismo periodo.

Tabla 8.2 Energías de ionización (kJ/mol) de los primeros 20 elementos

Z	Elemento	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta	Quinta	Sexta
1	H	1 312					
2	He	2 373	5 251				
3	Li	520	7 300	11 815			
4	Be	899	1 757	14 850	21 005		
5	B	801	2 430	3 660	25 000	32 820	
6	C	1 086	2 350	4 620	6 220	38 000	47 261
7	N	1 400	2 860	4 580	7 500	9 400	53 000
8	O	1 314	3 390	5 300	7 470	11 000	13 000
9	F	1 680	3 370	6 050	8 400	11 000	15 200
10	Ne	2 080	3 950	6 120	9 370	12 200	15 000
11	Na	495.9	4 560	6 900	9 540	13 400	16 600
12	Mg	738.1	1 450	7 730	10 500	13 600	18 000
13	Al	577.9	1 820	2 750	11 600	14 800	18 400
14	Si	786.3	1 580	3 230	4 360	16 000	20 000
15	P	1 012	1 904	2 910	4 960	6 240	21 000
16	S	999.5	2 250	3 360	4 660	6 990	8 500
17	Cl	1 251	2 297	3 820	5 160	6 540	9 300
18	Ar	1 521	2 666	3 900	5 770	7 240	8 800
19	K	418.7	3 052	4 410	5 900	8 000	9 600
20	Ca	589.5	1 145	4 900	6 500	8 100	11 000

Afinidad electrónica: Otra propiedad de los átomos que influye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones, dicha propiedad se denomina afinidad electrónica ,que es el valor negativo del cambio de energía que se desarrolla cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión dada por $X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$ como es el caso del flúor en donde $F_{(g)} + e^- \rightarrow F^-_{(g)}$ con $\Delta H = -328$ kJ/mol

A la afinidad electrónica del flúor se le asigna un valor de 1328 kJ/mol, cuanto más positiva sea la afinidad electrónica de un elemento, mayor la afinidad de un átomo de dicho elemento para aceptar un electrón. Otra manera de visualizar la afinidad electrónica es considerarla como la energía que se debe suministrar para desprender un electrón de un anión. Para el flúor escribimos donde $F^-_{(g)} \rightarrow F_{(g)} + e^-$ con $\Delta H = +328$ kJ/mol

De ese modo, un valor grande positivo de afinidad electrónica significa que el ion negativo es muy estable (es decir, el átomo tiene una gran tendencia a aceptar un electrón), al igual que una alta energía de ionización de un átomo significa que el electrón es muy estable en el átomo.

Experimentalmente, la afinidad electrónica se determina desprendiendo el electrón adicional de un anión. Sin embargo, en contraste con la energía de ionización, la afinidad electrónica es difícil de medir porque los aniones de muchos elementos son inestables.

La tendencia a aceptar electrones aumenta (los valores de afinidad electrónica se hacen más positivos) al moverse de izquierda a derecha en un periodo. Las afinidades electrónicas de los metales por lo general son menores que las de los no metales. Dentro de un grupo, la variación de los valores es pequeña. Los halógenos (grupo 7A) tienen los valores más altos de afinidad electrónica.

Tendencias generales de las propiedades químicas: Los elementos del mismo grupo se parecen entre sí en su comportamiento químico porque tienen configuraciones electrónicas externas semejantes, el primer miembro de cada grupo (el elemento del segundo periodo, desde el litio hasta el flúor) difiere del resto de los miembros del mismo grupo. Por ejemplo, el litio presenta muchas, pero no todas las propiedades características de los metales alcalinos, de forma semejante, el berilio es, hasta cierto punto, un miembro atípico del grupo 2A y así sucesivamente ya que la diferencia se atribuye al tamaño inusualmente pequeño del primer miembro de cada grupo

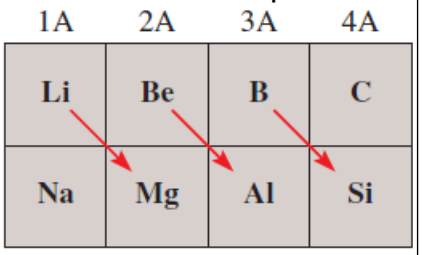


Figura 8.13 Relaciones diagonales en la tabla periódica.

Otra tendencia en el comportamiento químico de los elementos representativos son las relaciones diagonales, las relaciones diagonales se refieren a las semejanzas que existen entre pares de elementos de diferentes grupos y periodos en la tabla periódica.

De manera específica, los tres primeros miembros del segundo periodo (Li, Be y B) presentan muchas semejanzas con los elementos localizados diagonalmente debajo de ellos en la tabla periódica, la explicación de este fenómeno es la semejanza en la densidad de carga de sus cationes (la densidad de carga es la carga de un ion dividida entre su volumen.) Los cationes con densidad de carga parecida reaccionan de manera semejante con los aniones y, por lo tanto, forman el mismo tipo de compuestos.

Se dice que cada uno de estos pares presenta una relación diagonal.

La comparación de las propiedades de los elementos del mismo grupo es más válida si se trata de elementos del mismo tipo en relación con su carácter metálico. Estos lineamientos se aplican a los elementos de los grupos 1A y 2A, ya que todos son metálicos, y a los elementos de los grupos 7A y 8A, que son todos no metales. En el caso de los grupos 3A al 6A, donde los elementos cambian de no metales a metales o de no metales a metaloides, es natural esperar una variación mayor en las propiedades químicas aun cuando los miembros del mismo grupo tengan configuraciones electrónicas externas semejantes.

Hidrogeno $1s^1$: Tradicionalmente el hidrógeno se presenta en el grupo 1A pero en realidad forma una clase independiente.

Al igual que los metales alcalinos, tiene un solo electrón s de valencia y forma un ion monopositivo (H^+), el cual se encuentra hidratado en disolución y por otra parte, el hidrógeno también forma el ion hidruro (H^-) en compuestos iónicos como NaH y CaH_2. En este aspecto, el hidrógeno se parece a los halógenos, ya que todos forman iones mononegativos (F^-, Cl^-, Br^- y I^-) en los compuestos iónicos. Los hidruros iónicos reaccionan con agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido metálico correspondiente:

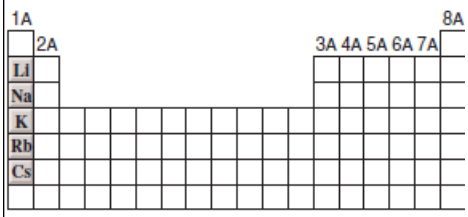
$2NaH_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$ Hidróxido de sodio.

$CaH_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow CaOH_{2(s)} + 2H_{2(g)}$ Hidróxido de calcio.

Desde luego, el compuesto más importante del hidrógeno es el agua, que se forma cuando el hidrógeno se quema en el aire:

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ Agua.

Elementos del grupo 1A ns^1 con n≥2:Todos estos elementos tienen una baja energía de ionización y por lo tanto gran tendencia a perder el único electrón de valencia. De hecho, en la mayoría de sus compuestos forman iones monopositivos.



Estos metales son tan reactivos que nunca se encuentran libres en la naturaleza, reaccionan con agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido metálico correspondiente $2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2MOH_{(ac)} + H_{2(g)}$

donde M representa un metal alcalino.

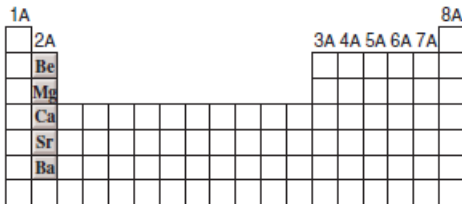
Cuando se exponen al aire, pierden en forma gradual su apariencia brillante debido a que se combinan con el oxígeno gaseoso para formar óxidos. El litio forma óxido de litio (que contiene el ion O^{-2}): $4Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Li_2O_{(s)}$.

Todos los demás metales alcalinos forman óxidos y peróxidos (que contienen el ion O_2^{-2}): $2Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Na_2O_{2(s)}$

El potasio, el rubidio y el cesio también forman superóxidos (que contienen el ion O_2^{-}): $K_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow KO_{2(s)}$

La razón de que se formen diferentes tipos de óxidos cuando los metales alcalinos reaccionan con el oxígeno tiene que ver con la estabilidad de los óxidos en el estado sólido, debido a que todos estos óxidos son compuestos iónicos, su estabilidad depende de la fuerza con que se atraen los cationes y los aniones. El litio tiende a formar predominantemente óxido de litio, porque tal compuesto es más estable que el peróxido de litio. La formación del resto de los óxidos de los metales alcalinos se explica de manera semejante.

Elementos del grupo 2A ns^2 con n≥2: Los metales alcalinotérreos son algo menos reactivos que los metales alcalinos . Tanto la primera como la segunda energía de ionización disminuye desde el berilio hacia el bario, es decir que tienden a formar iones M^{+2} (donde M representa un átomo de un metal alcalinotérreo), y el carácter metálico aumenta de arriba abajo.



La reactividad de los metales alcalinotérreos con el agua varía en forma considerable, el berilio no reacciona con el agua; el magnesio lo hace en forma lenta con el vapor de agua; el calcio, el estroncio y el bario son lo suficientemente reactivos para reaccionar con agua fría.

La reactividad de los metales alcalinotérreos con el oxígeno también aumenta desde el Be hasta el Ba, el berilio y el magnesio forman óxidos (BeO y MgO) sólo a temperaturas elevadas, en tanto que CaO, SrO y BaO se forman a temperatura ambiente.

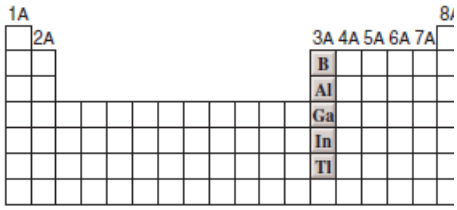
El magnesio reacciona con los ácidos en disolución acuosa liberando hidrógeno gaseoso.

El calcio, el estroncio y el bario también reaccionan con disoluciones acuosas de ácidos

para producir hidrógeno gaseoso. Sin embargo, como estos metales también atacan al agua, tienen lugar dos reacciones diferentes de manera simultánea.

Las propiedades químicas del calcio y el estroncio proporcionan un ejemplo interesante de semejanza periódica de grupo. El estroncio-90, un isótopo radiactivo, es uno de los productos principales de la explosión de una bomba atómica. Si una bomba atómica estalla en la atmósfera, el estroncio-90 formado se deposita lentamente en la tierra y el agua, y llega a los humanos a través de una cadena alimenticia más o menos corta. Por ejemplo, si las vacas comen hierba y toman agua contaminada, el estroncio-90 se encontrará en su leche. Debido a que el calcio y el estroncio son químicamente semejantes, los iones Sr21 pueden reemplazar a los iones Ca21 en los huesos de los humanos. La exposición constante del cuerpo a la radiación de alta energía que emiten los isótopos de estroncio-90 puede producir anemia, leucemia y otras enfermedades crónicas.

Elementos del grupo 3A $ns^2\ np^2$ con $n \geq 2$: El primer miembro del grupo 3A, el boro, es un

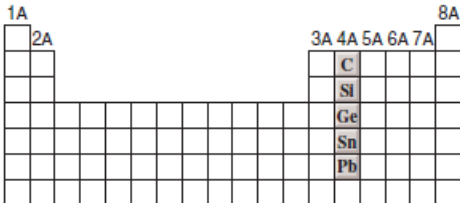


metaloide ; el resto son metales, el boro no forma compuestos iónicos binarios y no reacciona con el oxígeno gaseoso ni con el agua. El siguiente elemento, el aluminio, forma fácilmente óxido de aluminio cuando se expone al aire, el aluminio que tiene una capa protectora de óxido de aluminio es menos reactivo que el aluminio elemental. El aluminio sólo forma iones tripositivos y reacciona con ácido clorhídrico

Los demás elementos metálicos del grupo 3A forman tanto iones monopositivos como iones tripositivos. Al moverse hacia abajo del grupo, se encuentra que los iones monopositivos son más estables que los iones tripositivos.

Los elementos metálicos del grupo 3A también forman muchos compuestos moleculares, así al desplazarnos de izquierda a derecha a lo largo de la tabla periódica, observamos un cambio gradual de carácter metálico a no metálico en los elementos representativos.

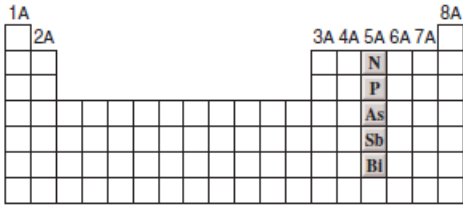
Elementos del grupo 4A $ns^2\ np^2$ con $n \geq 2$: El primer miembro del grupo 4A, el carbono, es



un no metal y los dos miembros siguientes, silicio y germanio, son metaloides y estos elementos no forman compuestos iónicos. Los elementos metálicos de este grupo, estaño y plomo no reaccionan con agua pero sí con ácidos (ácido clorhídrico, por ejemplo) para liberar hidrógeno gaseoso:

Los elementos del grupo 4A forman compuestos con estados de oxidación +2 y +4, para el carbono y el silicio, el estado de oxidación +4 es el más estable. Por ejemplo, el CO_2 es más estable que el CO y el SiO_2 es un compuesto estable, en tanto que SiO no existe en condiciones normales; sin embargo, a medida que se desciende en el grupo se invierte la tendencia en estabilidad.

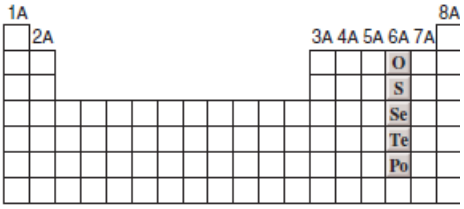
Elementos del grupo 5A $ns^2\ np^3$ con $n \geq 2$: En el grupo 5A, el nitrógeno y el fósforo son no



metales; el arsénico y el antimonio son metaloides y el bismuto es un metal, es de esperar una mayor variación en las propiedades dentro del grupo.

El nitrógeno elemental es un gas diatómico (N_2) forma numerosos óxidos (NO, N_2O,NO_2, N_2O_4 y N_2O_5) de los cuales sólo el N_2O_5 es un sólido; los otros son gases.

Elementos del grupo 6A ns^2 np^4 con n≥2: Los tres primeros miembros del grupo 6A (oxígeno, azufre y selenio) son no metales y los dos últimos (telurio y polonio) son metaloides.

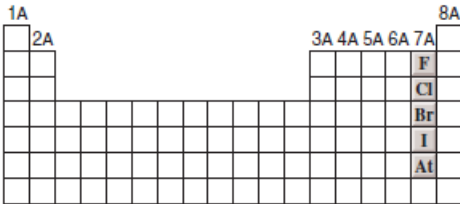


El oxígeno es un gas diatómico; el azufre y el selenio elementales tienen la fórmula molecular S_8 y Se_8, respectivamente; el telurio y el polonio poseen estructuras tridimensionales más extensas.

El oxígeno tiende a aceptar dos electrones para formar el ion óxido (O^{-2}) en muchos compuestos iónicos.

El azufre, el selenio y el telurio también forman aniones dinegativos (S^{-2}, Se^{-2} y Te^{-2}).

Los elementos de este grupo (en especial el oxígeno) forman una gran cantidad de compuestos moleculares con los no metales. Los compuestos importantes del azufre son SO_2, SO_3 y H_2S.



Elementos del grupo 7A ns^2 np^5 con n≥2: Todos los halógenos son no metales con la fórmula general X_2, donde X representa un elemento halógeno que por su gran reactividad, los halógenos nunca se encuentran en estado elemental en la naturaleza. (El último miembro del grupo 7A, el ástato, es un elemento radiactivo. Poco se sabe acerca de sus propiedades.)

El flúor es tan reactivo que reacciona con agua para generar oxígeno, la reacción entre el flúor molecular y el agua es muy compleja; los productos formados dependen de las condiciones de la reacción.

Los halógenos tienen altas energías de ionización y gran afinidad electrónica. Los aniones derivados de los halógenos (F-, Cl-, Br- y I-) se denominan halogenuros ,son isoeléctricos con los gases nobles que se localizan a su derecha en la tabla periódica.

Los halógenos también forman muchos compuestos moleculares, entre ellos mismos

y con elementos no metálicos de otros grupos, reaccionan con hidrógeno para formar halogenuros de hidrógeno dicha reacción es explosiva cuando se utiliza flúor, pero se vuelve cada vez menos violenta

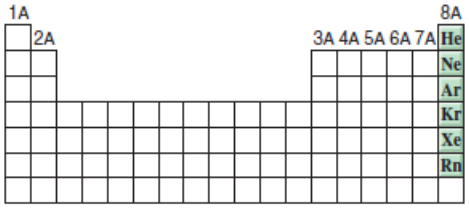
según se sustituye por cloro, bromo y yodo. Los halogenuros de hidrógeno se disuelven

en agua para formar los ácidos halogenhídricos . El ácido fluorhídrico (HF) es un ácido

débil (es decir, es un electrólito débil) pero los otros ácidos halogenhídricos (HCl, HBr y

HI) son ácidos fuertes (electrólitos fuertes).

Elementos del grupo 8A ns^2 np^6 con n≥2: Todos los gases nobles existen como especies monoatómicas Sus átomos tienen llenos por completo los subniveles externos ns y np, lo que les confiere una gran



estabilidad

Las energías de ionización de los elementos del grupo 8A se encuentran entre las más altas de todos los elementos y no tienden a aceptar más electrones.

Durante años, a estos elementos se les llamó gases inertes por su falta de reactividad, hasta 1963 nadie había logrado preparar un compuesto que contuviera alguno de estos elementos.

Símbolos y puntos de Lewis: El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de "configuración electrónica" dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos.

La explicación propuesta por Gilbert Newton Lewis es que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable, la estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoeléctrico con un gas noble.

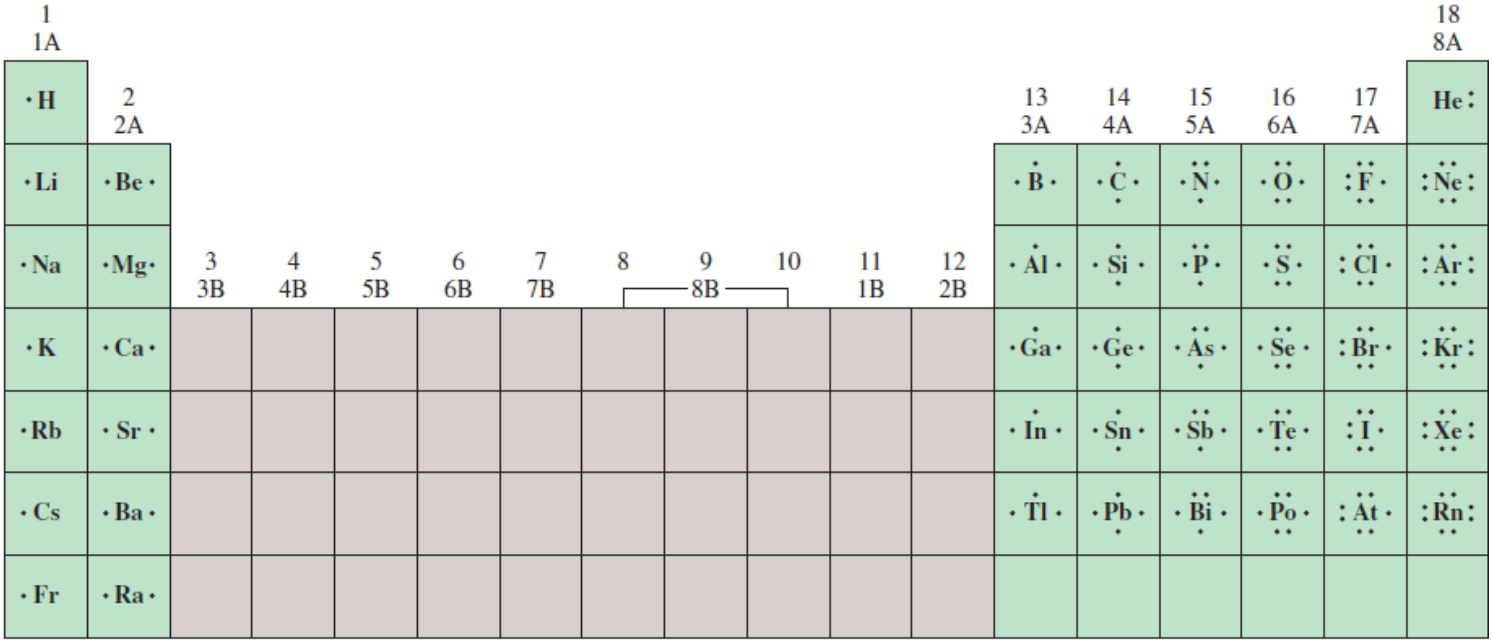
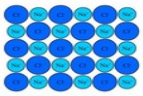
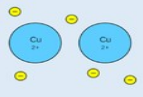


Figura 9.1 Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos desapareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico , sólo entran en contacto sus regiones más externas por esta razón, cuando estudiamos los enlaces químicos consideramos sobre todo los electrones de valencia de los átomos . Para reconocer los electrones de valencia y asegurarse de que el número total de electrones no cambia en una reacción química, los químicos utilizan el sistema de puntos desarrollado por Lewis .

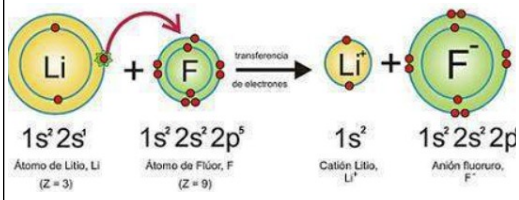
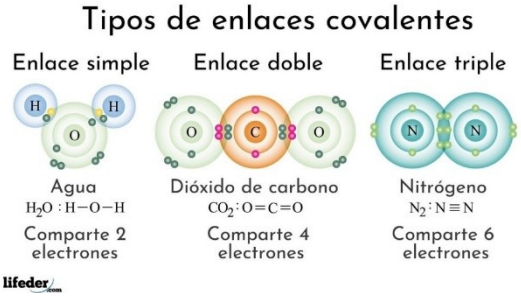
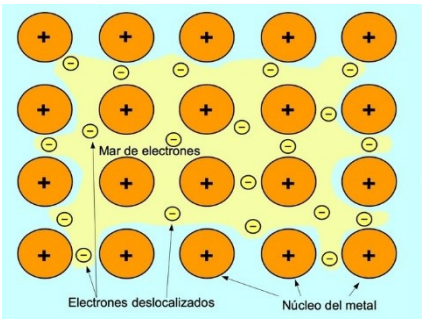
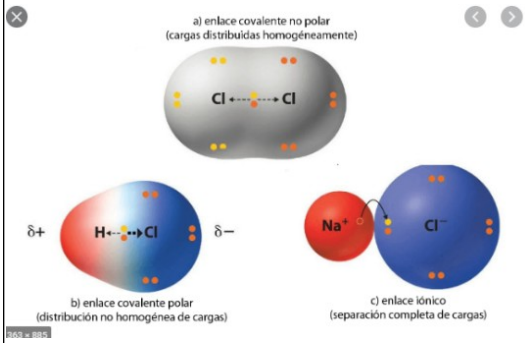
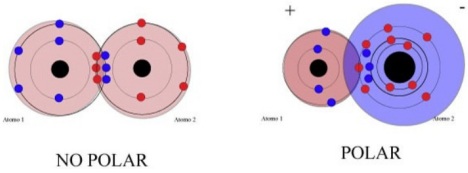
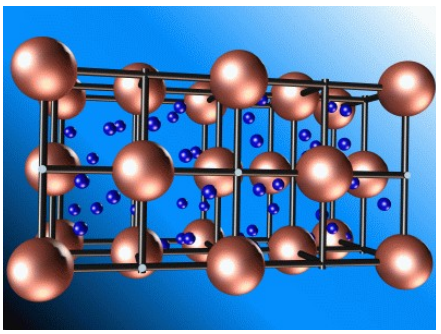
Un símbolo de puntos de Lewis consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia de un átomo del elemento. A excepción del helio, el número de electrones de valencia de cada átomo es igual al número de grupo del elemento. Por ejemplo, el Li es un elemento del grupo 1A y tiene un punto para un electrón de valencia; el Be es un elemento del grupo 2A y tiene dos electrones de valencia (dos puntos), y así sucesivamente.

Los elementos de un mismo grupo poseen configuraciones electrónicas externas similares y, en consecuencia, también se asemejan los símbolos de puntos de Lewis. Los metales de transición, lantánidos y actínidos tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos.

Enlace Químico	*Tipos de Elementos*	*Características y Propiedades*	*Estado de Agregación*	*Ejemplos*	*Representación Gráfica*	*Tipos*
Iónico	Elemento Metal + Elemento No Metal Se ceden y se reciben electrones. Forman compuestos iónicos.	Puntos de fusión altos. Puntos de ebullición altos. Son duros, pero frágiles. No conducen electricidad en estado sólido, pero si en fundición o disolución. Su solubilidad es variable.	Sólido a temperatura ambiente.	Cloruro de Sodio (NaCl). Fluoruro de Litio (LiF). Bromuro de Potasio (KBr). Hidróxido de Potasio (KOH). Óxido de Calcio (CaO). Yoduro de Potasio (KI).		Sin tipos.
Metálico	Ocurre entre dos átomos de metales. Todos los átomos envueltos pierden electrones de sus capas mas externas.	Puntos de fusión altos, con variaciones. Puntos de ebullición altos. Son dúctiles y maleables. Conductores de electricidad. Insolubles en líquidos.	Sólido a temperatura ambiente, excepto el Mercurio (Hg).	Enlaces entre átomos de Zinc (Zn), Cobre (Cu), Oro (Au), Hierro (Fe), Galio (Ga), Plomo (Pb), etc.		Sin tipos.
Covalente	Elemento No Metal + Elemento No Mental Comparten electrones. Forman compuestos moleculares.	Puntos de fusión altos. Puntos de ebullición altos. Son duros, no son frágiles ni maleables. Solo algunos casos son capaces de conducir corriente eléctrica. No son solubles en líquidos, pero puede variar en algunos casos.	Pueden estar en los 3 estados de la materia a temperatura ambiente.	Agua (H_2O). Glucosa ($C_6H_{12}O_6$). Amoniaco (NH_3). Metano (CH_4). Dióxido de Silicio (SiO_2). Diamante (C).		Enlace Covalente Simple. Enlace Covalente Doble. Enlace Covalente Triple. Enlace Covalente Polar. Enlace Covalente no Polar. Enlace Covalente Coordinado.

Principales tipos de enlaces químicos: Un enlace químico es una fuerza de atracción que mantiene unido a dos o más átomos de un mismo o diferente elemento para formar una sustancia o compuesto más estable, dicha unión se produce mediante la interacción de sus electrones de valencia que son los e- presentes en la capa mas externa de los átomos quienes ceden o comparten electrones para alcanzar una configuración electrónica mas estable similar a la de los gases nobles.

Los átomos se unen para alcanzar una mayor estabilidad lo que generalmente se logra completando su último nivel de energía con 8e- por regla del octeto con excepción del helio y puede ocurrir por:

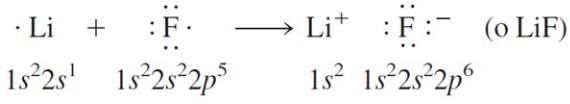
Iónico	Covalente	Metálico
Se forma por la transferencia completa de electrones de un átomo a otro, creando iones con cargas opuestas (un catión y un anión) que se atraen electrostáticamente. 	Se crea cuando dos átomos comparten pares de electrones de valencia, lo que permite que ambos átomos alcancen una configuración electrónica estable. 	Ocurre entre átomos de metales, donde los electrones están deslocalizados formando una "nube electrónica" que mantiene unidos a los iones metálicos. 
Formación:Ocurre principalmente entre un metal y un no metal, se caracteriza por la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Esto crea iones con cargas opuestas (cationes y aniones) que se atraen electrostáticamente, formando un compuesto. 	Formación: Se produce entre dos átomos no metálicos que comparten pares de electrones para alcanzar la estabilidad. Covalente Polar: Los electrones se comparten de forma desigual debido a una diferencia significativa en la electronegatividad de los átomos. Covalente Apolar: Los electrones se comparten de forma más equitativa, ya que la diferencia de electronegatividad es menor. 	Formación: Ocurre entre átomos de metales, donde los electrones de valencia se liberan y se mueven libremente en una estructura de "mar de electrones", creando una atracción entre los iones metálicos positivos. 

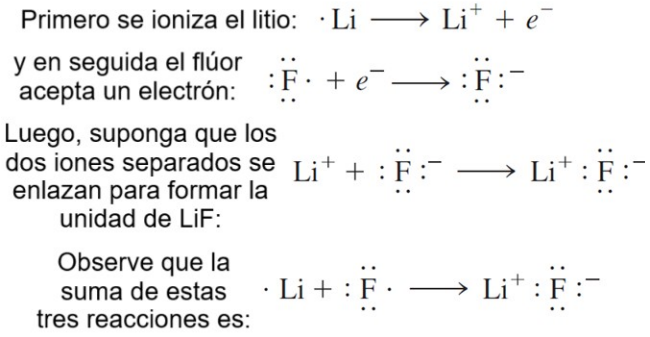
Propiedades: Suelen tener altos puntos de fusión y ebullición, son solubles en agua y pueden conducir la electricidad en solución.	Propiedades: Pueden ser sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente, y generalmente no conducen la electricidad.	Propiedades:Son buenos conductores de calor y electricidad, tienen propiedades como la maleabilidad (pueden deformarse) y la ductilidad (pueden estirarse en hilos).

Enlace iónico: Los átomos de los elementos con bajas energías de ionización tienden a formar cationes en cambio los que tienen alta afinidad electrónica tienden a formar aniones . Como regla, los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen más probabilidad de formar cationes en los compuestos iónicos, y los más aptos para formar aniones son los halógenos y el oxígeno, en consecuencia, la composición de una gran variedad de compuestos iónicos resulta de la combinación de un metal del grupo 1A o 2A y un halógeno u oxígeno.

La fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico se denomina enlace iónico .

Por ejemplo, la reacción entre litio y flúor produce fluoruro de litio, un polvo blanco venenoso que se usa para disminuir el punto de fusión de la soldadura y en la fabricación de cerámica. La configuración electrónica del litio es $1s^2 2s^1$ y la del flúor es $1s^2 2s^2 2p^5$, cuando estos átomos entran en contacto, el electrón de valencia $2s^1$ del litio se transfiere al átomo de flúor.

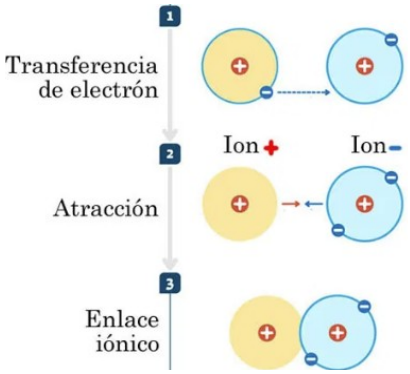




Al usar los símbolos de puntos de Lewis, la reacción se representa como:

El enlace iónico en el LiF es la atracción electrostática entre el ion litio con carga positiva y el ion fluoruro con carga negativa. el compuesto es eléctricamente neutro.

El enlace iónico es una atracción electrostática entre iones de cargas opuestas, formados por la transferencia permanente de uno o más electrones de valencia de un átomo a otro. Un átomo que pierde electrones se convierte en un catión (carga positiva) y el que los gana se transforma en un anión (carga negativa). Este tipo de enlace se produce comúnmente entre un metal y un no metal, resultando en la formación de compuestos iónicos.
Formación: Se forma entre átomos con una gran diferencia de electronegatividad.
Composición: Generalmente involucra la combinación de un metal y un no metal.
Ejemplo: El cloruro de sodio (sal común), donde el sodio (metal) transfiere un electrón al cloro (no metal), es un ejemplo clásico.



Energía reticular de os compuestos iónicos: Con los valores de energía de ionización y afinidad electrónica de los elementos podemos predecir qué elementos forman compuestos iónicos, pero, ¿cómo evaluamos la estabilidad de un compuesto iónico ? La energía de ionización y la afinidad electrónica están definidas para procesos que ocurren en

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor a 1.7	Iónico

fase gaseosa, aunque todos los compuestos iónicos son sólidos a 1 atm y 258C. El estado sólido es una condición muy distinta porque cada catión se rodea de un número específico de aniones y viceversa. En consecuencia, la estabilidad global del compuesto iónico sólido depende de las interacciones de todos los iones y no sólo de la interacción de un catión con un anión.

Una medida cuantitativa de la estabilidad de cualquier sólido iónico es su energía reticular , que se define como la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones en estado gaseoso y tienen una diferencian de electronegatividad mayor a 1.7.

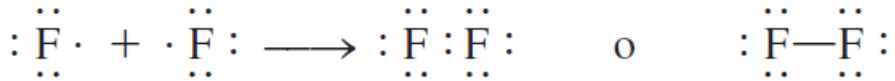
Energía reticular y fórmulas de los compuestos iónicos: La energía reticular es una medida de la estabilidad de los compuestos iónicos , de modo que su magnitud puede ayudar a explicar las fórmulas de tales compuestos, la energía de ionización de un elemento aumenta con rapidez conforme se liberan los electrones de sus átomos.

¿Qué sucede con el cloruro de sodio? ¿Por qué su fórmula es NaCl y no $NaCl_2$ (que contiene el ion Na^{2+})?

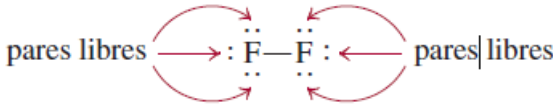
aunque el Na^{2+} no posee la configuración electrónica de un gas noble, esperaríamos que el compuesto fuera $NaCl_2$, ya que el Na^{2+} tiene más carga y, por lo tanto, el hipotético $NaCl_2$ podría tener mayor energía reticular. De nuevo, la respuesta se halla en el balance entre el suministro de energía (es decir, las energías de ionización) y la estabilidad ganada con la formación del sólido. La suma de las dos primeras energías de ionización del sodio es 496 kJ/mol + 4560 kJ/mol = 55056 kJ/mol el compuesto $NaCl_2$ no existe, pero si suponemos que su energía reticular es de 2527 kJ/mol (la misma que para el $MgCl_2$), observamos que la energía producida sería demasiado pequeña para compensar la energía que demanda formar el ion Na^{2+}.

Enlace covalente: El primer avance importante en este sentido surgió con la proposición de Gilbert Lewis de que la formación de un enlace químico implica que los átomos compartan electrones. Lewis describió la formación de un  enlace químico en el hidrógeno como:

Este tipo de apareamiento de electrones es un ejemplo de enlace covalente , un enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos. Los compuestos covalentes son aquellos que sólo contienen enlaces covalentes. Para simplificar, el par de electrones compartidos se representa a menudo como una sola línea, así el enlace covalente de la molécula de hidrógeno se escribe como H—H. En el enlace covalente, cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos, esta atracción mantiene unidos a los dos átomos en la molécula de H_2 y es la responsable de la formación de enlaces covalentes en otras moléculas.

En los enlaces covalentes entre átomos polielectrónicos sólo participan los electrones de valencia, considere por ejemplo la molécula de flúor, F_2 con configuración electrónica del F es $1s^2 2s^2 2p^5$, los electrones 1s son de baja energía y pasan la mayor parte del tiempo cerca del núcleo, por lo que no participan en la formación del enlace y en consecuencia cada átomo de F tiene siete electrones de valencia (los electrones 2s y 2p), sólo hay un electrón no apareado en F, de modo que la formación de la molécula de  F_2 se representa como sigue:

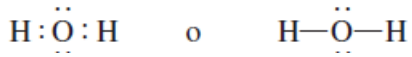
Para formar F_2 sólo participan dos electrones de valencia mientras que los demás electrones no enlazantes se llaman pares libres , es decir, pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente. Así, cada átomo de F en la molécula de F_2 tiene tres pares libres de electrones:



Las estructuras con las que se representan los compuestos covalentes, como H_2 y F_2, se conocen como estructuras de Lewis . Una estructura de Lewis es una representación de un enlace covalente, donde el par de electrones compartidos se indica con líneas o como pares de puntos entre dos átomos, y los pares libres no compartidos se indican como pares de puntos en los átomos individuales. En una estructura de Lewis sólo se muestran los electrones de valencia.

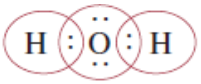
Consideremos la estructura de Lewis para la molécula de agua, señala el símbolo de puntos de Lewis para el oxígeno con dos puntos no apareados o dos electrones no apareados, por lo que esperamos que el oxígeno pueda formar dos enlaces covalentes.

Como el hidrógeno tiene un solo electrón, sólo puede formar un enlace covalente, de modo que la estructura de Lewis para el agua es



En este caso, el átomo de O tiene dos pares libres, en tanto que el átomo de hidrógeno carece de pares libres porque usó su único electrón para formar un enlace covalente.





Los átomos de F y O adquieren la configuración de gas noble en las moléculas de F_2 y H_2O al compartir electrones:

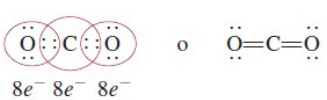
La formación de estas moléculas ilustra la regla del octeto , propuesta por Lewis: un átomo diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia, es decir, se forma un enlace covalente cuando no hay suficientes electrones para que cada átomo individual complete su octeto, al compartir electrones en un enlace covalente, cada átomo completa su octeto.

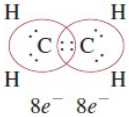
Para el hidrógeno, el requisito es que obtenga la configuración electrónica del helio o un total de dos electrones.

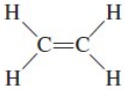
La regla del octeto funciona, principalmente, para los elementos del segundo periodo de la tabla periódica, estos elementos sólo tienen subniveles 2s y 2p, en los que puede haber un total de ocho electrones, cuando un átomo de uno de estos elementos forma un compuesto covalente, obtiene la configuración electrónica de gas noble [Ne] compartiendo electrones con otros átomos del mismo compuesto.

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes, en un enlace sencillo dos átomos se unen por medio de un par de electrones, pero en muchos compuestos se forman enlaces múltiples , es decir, cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones. Si dos átomos comparten dos pares de electrones, el enlace covalente se denomina enlace doble .

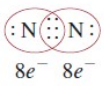
nomina ***enlace doble***. Estos enlaces se encuentran en moléculas como dióxido de carbono (CO_2) y etileno (C_2H_4):



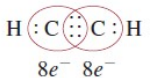




Un ***enlace triple*** surge cuando *dos átomos comparten tres pares de electrones*, como en la molécula de nitrógeno (N_2):



La molécula de acetileno (C_2H_2) también tiene un enlace triple, en este caso entre dos átomos de carbono:



Advierta que en el etileno y el acetileno todos los electrones de valencia son enlazantes no hay pares libres en los átomos de carbono, de hecho, a excepción del monóxido de carbono, las moléculas estables de carbono no tienen pares libres en estos átomos.

Los enlaces múltiples son más cortos que los enlaces covalentes sencillos, la longitud de enlace se define como la distancia entre el núcleo de dos átomos unidos por un enlace covalente en una molécula y para un par dado de átomos, como carbono y nitrógeno, los enlaces triples son más cortos que los dobles, que a su vez son más cortos que los enlaces sencillos. Además, los enlaces múltiples más cortos son más estables que los enlaces sencillos, como veremos más adelante.

Un enlace covalente es un tipo de enlace químico donde dos átomos comparten uno o más pares de electrones para lograr una configuración electrónica más estable, similar a la de un gas noble. Este tipo de enlace ocurre típicamente entre átomos no metálicos con una diferencia de electronegatividad menor a 1.7.
La compartición de electrones puede ser equitativa (enlace covalente apolar) o desigual (enlace covalente polar), dependiendo de la electronegatividad de los átomos involucrados. Un enlace covalente es polar cuando los átomos que comparten electrones lo hacen de forma desigual, creando polos con cargas positivas y negativas; por el contrario, un enlace covalente es apolar cuando la compartición de electrones es equitativa, sin distinción de cargas. La diferencia clave radica en la electronegatividad de los átomos involucrados: mayor diferencia genera un enlace polar, mientras que menor o nula diferencia lo hace apolar.

Comparaciones de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos:
Los compuestos iónicos y covalentes exhiben marcadas diferencias en sus propiedades físicas generales, debido a que sus enlaces son de distinta naturaleza.

En los compuestos covalentes existen dos tipos de fuerzas de atracción, una de ellas es la que mantiene unidos a los átomos de una molécula una medida cuantitativa de esta atracción es la entalpía de enlace , y la otra fuerza de atracción opera entre las moléculas que se llama fuerza intermolecular . Como las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de una molécula, las moléculas de un compuesto covalente se unen con menos fuerza y en consecuencia los compuestos covalentes casi siempre son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión. Por otro lado, las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos los iones en un compuesto iónico, por lo común son muy fuertes, de modo que los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión elevados. Muchos compuestos iónicos son solubles en agua, y sus disoluciones acuosas conducen la electricidad debido a que estos compuestos son electrólitos fuertes.La mayoría de los compuestos covalentes son insolubles en agua, o si se llegan a disolver, sus disoluciones acuosas por lo general no conducen electricidad porque estos compuestos son no electrólitos.

Los compuestos iónicos fundidos conducen electricidad porque contienen cationes y aniones que se mueven libremente, los compuestos covalentes líquidos o fundidos no conducen electricidad porque no hay iones presentes, se comparan algunas propiedades generales de un compuesto iónico común, el cloruro de sodio , con las de un compuesto covalente, el tetracloruro de carbono (CCl_4) .

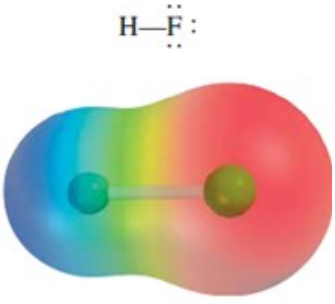


Figura 9.4 Mapa de potencial electrostático de la molécula de HF. La distribución varía de acuerdo con los colores del arcoíris. La región más rica en electrones es roja; la región más pobre en electrones es azul.

Electronegatividad: Un enlace covalente, como se indicó antes, es el que forman dos átomos que comparten un par de electrones, en una molécula como el H_2, donde los dos átomos son idénticos, cabe

H—F :

esperar que los electrones se compartan en forma equitativa, es decir, que los electrones pasen el mismo tiempo alrededor de cada átomo. Sin embargo, en el enlace covalente de la molécula de HF, los átomos de H y F no comparten por igual los electrones porque son átomos distintos:

El enlace en HF se denomina enlace covalente polar , o simplemente enlace polar porque los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro, la evidencia experimental indica que en la molécula de HF, los electrones pasan más tiempo cerca del átomo de flúor (F) y este reparto desigual de electrones es comparable con una transferencia parcial de electrones o un desplazamiento de la densidad electrónica del H al F, como consecuencia del “reparto desigual” del par de electrones de enlace, alrededor del átomo de flúor hay una densidad electrónica hasta cierto punto mayor y, en forma correspondiente, una menor densidad electrónica cerca del hidrógeno.

A menudo se ve el enlace de HF y otros enlaces polares como un punto intermedio entre un enlace covalente (no polar), donde los electrones se comparten en forma equitativa, y un enlace iónico, donde la transferencia de electrón(es) es casi completa.

Una propiedad útil para distinguir el enlace covalente no polar del enlace covalente polar es la electronegatividad , es decir, la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico. Los elementos con electronegatividad alta tienen mayor tendencia para atraer electrones que los elementos con electronegatividad baja y como es de esperarse, la electronegatividad se relaciona con la afinidad electrónica y la energía de ionización asi un átomo como el flúor que tiene la mayor afinidad electrónica (tiende a tomar electrones fácilmente) y una energía de ionización alta (no pierde electrones con facilidad), tiene electronegatividad alta.

La “electronegatividad” es un concepto relativo, ya que la electronegatividad de un elemento sólo se puede medir respecto de la de otros elementos. Linus Pauling desarrolló un método para calcular las electronegatividades relativas de la mayoría de los elementos, un análisis cuidadoso de esta tabla indica las tendencias y relaciones entre los valores de electronegatividad de distintos elementos. Por lo general, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a través de un periodo de la tabla periódica, y coincide con la disminución del carácter metálico de los elementos. En cada grupo, la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico y el carácter metálico. Observe que los metales de transición no siguen esta tendencia.

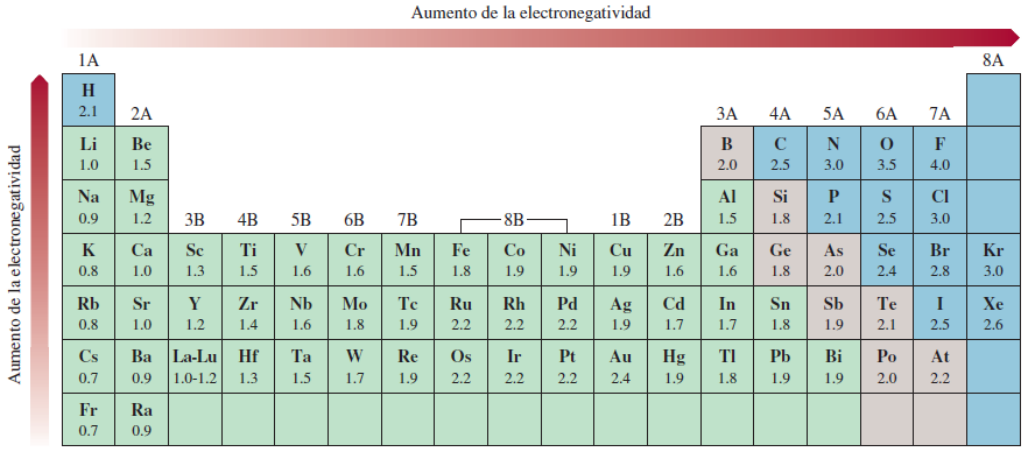


Figura 9.5 Electronegatividad de los elementos comunes.

Los elementos más electronegativos como los halógenos, el oxígeno, el nitrógeno y el azufre, se ubican en el ángulo superior derecho de la tabla periódica, y los elementos menos electronegativos (los metales alcalinos y alcalinotérreos) se agrupan en el ángulo inferior izquierdo.

Los átomos de los elementos con grandes diferencias de electronegatividad tienden a formar enlaces iónicos (como los que existen en el NaCl y el CaO) entre sí, porque el átomo del elemento menos electronegativo cede su(s) electrón(es) al átomo del elemento más electronegativo, un enlace iónico por lo general une un átomo de un elemento metálico con un átomo de un elemento no metálico. Los átomos de elementos con electronegatividades parecidas tienden a formar entre ellos enlaces covalentes polares porque el desplazamiento de la densidad electrónica suele ser pequeño, en la mayoría de los enlaces covalentes participan átomos de elementos no metálicos y sólo los átomos del mismo elemento, con igual electronegatividad, se unen por medio de un enlace covalente puro . Estas tendencias y características son las esperadas, de acuerdo con lo que se sabe de la energía de ionización y la afinidad electrónica.

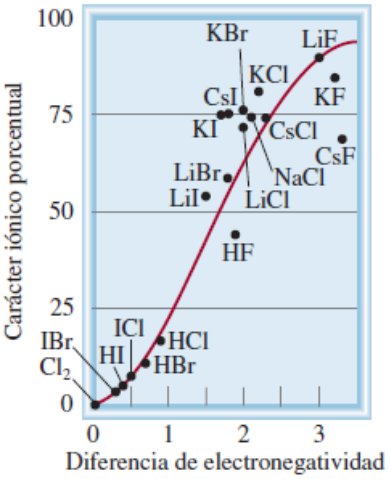
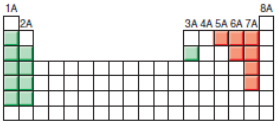


Figura 9.7 Relación entre el carácter iónico porcentual y la diferencia de electronegatividad.

Aunque no hay una distinción clara entre un enlace polar y un enlace iónico , la siguiente regla ayuda a distinguirlos. El enlace iónico se forma cuando la diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados es de 2.0 o más, esta regla se aplica para la mayoría, pero no para todos los compuestos iónicos. A veces, los químicos emplean el término de carácter iónico porcentual para describir la naturaleza de un enlace. Un enlace iónico puro tendría un carácter iónico de 100%, aunque no se conoce dicho enlace, en tanto que un enlace covalente puro o no polar tiene 0% de carácter iónico

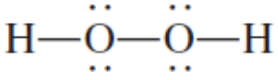


Los elementos más electronegativos son los no metales (grupos 5A-7A), y los elementos menos electronegativos son los metales alcalinos y alcalinotérreos (grupos 1A-2A), y el aluminio (grupo 3A). El berilio es el primer miembro del grupo 2A, y principalmente forma compuestos covalentes.

Los conceptos de electronegatividad y afinidad electrónica están relacionados pero son diferentes, ambas propiedades indican la tendencia de un átomo para atraer electrones, sin embargo, la afinidad electrónica se refiere a la atracción de un átomo aislado por un electrón adicional, en tanto que la electronegatividad es una medida de la habilidad de un átomo (enlazado con otro) para atraer los electrones compartidos. Además, la afinidad electrónica es una cantidad susceptible de medirse en forma experimental, en tanto que la electronegatividad es un valor estimado que no se puede medir.

Electronegatividad y numero de oxidación: El concepto de “electronegatividad” se basa en estas reglas para asignar números de oxidación a los elementos que están formando compuestos, en esencia el número de oxidación se refiere al número de cargas que tendría un átomo si los electrones fueran transferidos por completo al átomo más electronegativo de los átomos que forman una molécula.

Examine la molécula de NH_3, donde el átomo de N forma tres enlaces sencillos con los átomos de H, como el N es más electronegativo que el H, la densidad electrónica se desplazará desde el H hacia el N. Si la transferencia de carga fuera completa, cada H donaría un electrón al N, que tendría una carga total de -3, en tanto que cada H tendría una carga de +1. Así, en la molécula de NH_3, al N se le asigna un número de oxidación de -3 y al H un número de oxidación de +1.

El oxígeno suele tener un número de oxidación de -2 en sus compuestos, excepto en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), cuya estructura de Lewis es:  Un enlace entre átomos idénticos no contribuye al número de oxidación de esos átomos porque el par de electrones del enlace está igualmente compartido

. Como el H tiene un número de oxidación de +1, cada átomo de O tiene un número de oxidación de -1.

La electronegatividad es la capacidad de un átomo para atraer electrones en un enlace químico, mientras que el estado de oxidación es la carga hipotética de un átomo en un compuesto, asignada al átomo más electronegativo en un enlace para obtener un estado de oxidación negativo. La electronegatividad es una propiedad atómica que aumenta en la tabla periódica de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba, y la diferencia entre ellas ayuda a determinar el estado de oxidación de los elementos en un compuesto, ya que el átomo más electronegativo siempre obtiene la carga negativa.
Determinación del estado de oxidación: La electronegatividad es fundamental para asignar los estados de oxidación en compuestos binarios y iones poliatómicos. Al átomo más electronegativo se le asigna la carga negativa, mientras que al menos electronegativo se le asigna una carga positiva.
Polaridad de los enlaces: La diferencia en electronegatividad influye en la polaridad del enlace. Una gran diferencia indica un enlace iónico, mientras que una pequeña diferencia da como resultado un enlace covalente.
Variabilidad del estado de oxidación: La electronegatividad efectiva de un átomo puede aumentar con su estado de oxidación, ya que un estado de oxidación más alto significa que un átomo tiene una mayor atracción por los electrones.(Un estado de oxidación más alto significa que un átomo ha perdido electrones o los comparte de manera que tiene una carga formal más positiva, lo que indica que se ha oxidado. Un número de oxidación positivo más alto significa una mayor tendencia a ceder electrones o una mayor capacidad para aceptarlos de otros átomos con menor electronegatividad.)

- Pérdida de electrones: Un estado de oxidación positivo más alto, como +3 o +5, indica que el átomo ha perdido electrones. Cuanto mayor sea el número, mayor es la pérdida de electrones.
- Potencial de oxidación: Este aumento en el estado de oxidación es el proceso conocido como oxidación. El átomo que se oxida es un agente reductor, es decir, tiene la capacidad de donar electrones.
- Electronegatividad: Los elementos menos electronegativos (como los metales) tienden a tener estados de oxidación más altos en los compuestos con elementos más electronegativos (como el oxígeno).
- Estado de oxidación más alto = Más positivo (o menos negativo).
- Mayor oxidación = Pérdida neta de electrones.
- Mayor oxidación = Pérdida neta de electrones.

Escritura de la estructura de Lewis: Aunque la regla del octeto y las estructuras de Lewis no dan una visión completa del enlace covalente, son de gran utilidad para representar los enlaces en muchos compuestos, y explicar las propiedades y reacciones de las moléculas. Por esta razón es conveniente practicar la escritura de las estructuras de Lewis de los compuestos.

Los pasos básicos son:

1) Escriba la estructura fundamental del compuesto mediante símbolos químicos para mostrar qué átomos están unidos entre sí. Para compuestos sencillos esto es relativamente fácil. Para compuestos complejos debemos tener más información o hacer predicciones razonables. En general el átomo menos electronegativo ocupa la posición central. El hidrógeno y el l úor suelen ocupar las posiciones terminales en las estructuras de Lewis.
2) Cuente el número total de electrones de valencia presentes y, si fuera necesario, consulte la i gura 9.1. En los aniones poliatómicos , sume el número total de cargas negativas. (Por ejemplo, en el ion CO322 añadimos dos electrones porque la carga 22 indica que hay dos electrones adicionales, además de los que aportan los átomos.) En los cationes

poliatómicos restamos el número de cargas positivas del total. (Así, para el NH4 1 restamos un electrón porque la carga 11 indica la pérdida de un electrón del grupo de los átomos.) los siguientes:

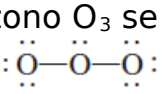
3) Dibuje un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Complete los octetos de los átomos enlazados al átomo central. (Tenga presente que la capa de valencia del átomo de hidrógeno se completa con sólo dos electrones.) Los electrones pertenecientes al átomo central o a los átomos que lo rodean deben quedar representados como pares libres si no participan en el enlace. El número total de electrones empleados es el que se determinó en el paso 2.
4) Después de terminar los pasos 1-3, si el átomo central tiene menos de ocho electrones, trate de formar enlaces dobles o triples entre el átomo central y los átomos que lo rodean, utilizando los pares libres de los átomos circundantes para completar el octeto del átomo central.

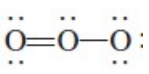
Carga formal y estructura de Lewis:Cuando se compara el número de electrones de un átomo aislado con los electrones asociados al mismo átomo en una estructura de Lewis, podemos determinar la distribución electrónica en la molécula y dibujar la estructura de Lewis más probable.

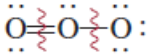
El procedimiento para contar los electrones es como sigue: en un átomo aislado, el número de electrones asociados es simplemente el número de electrones de valencia. (Como siempre, no necesitamos considerar los electrones del kernel.) En una molécula, los electrones asociados a un átomo son sus pares libres más los electrones del par o los pares de enlace entre ese átomo y otro(s) átomo(s). Sin embargo, como los electrones se comparten en un enlace, los electrones del par enlazante se deben dividir equitativamente entre los átomos que forman el enlace. La diferencia de carga eléctrica entre los electrones de valencia de un átomo aislado y el número de electrones asignados a ese átomo en una estructura de Lewis es la carga formal del átomo .

Para asignar el número de electrones a un átomo en una estructura de Lewis, procedemos de la siguiente forma:

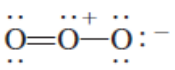
1) Todos los electrones no enlazantes del átomo se asignan al átomo.
2) Rompemos los enlaces entre el átomo y los otros átomos y asignamos la mitad de los electrones enlazantes al átomo.

El concepto de carga formal lo mostramos con la molécula de ozono O_3 se le agregan enlaces y electrones para satisfacer la regla del octeto para los dos  átomos de los extremos:

Observe que aunque utilizamos todos los electrones disponibles, la regla del octeto no se cumplió para el átomo central. Para resolver esto, convertimos un par libre de uno de los átomos terminales en un segundo  enlace entre ese átomo y el átomo central, como sigue:



e^- de valencia	6	6	6
e^- asignados al átomo	6	5	7
Diferencia (carga formal)	0	+1	−1

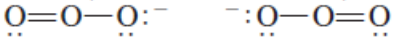


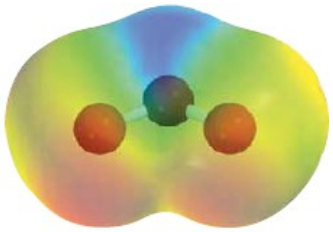
Ahora se puede calcular la carga formal de cada átomo del O_3 mediante el siguiente esquema: donde las líneas onduladas rojas denotan la ruptura de los enlaces. Observe que la ruptura de un enlace sencillo da como resultado la transferencia de un electrón, la ruptura de un enlace doble

produce la transferencia de dos electrones a cada uno de los átomos enlazados, y así sucesivamente. Así, las cargas formales de los átomos en O_3 son

Para una sola carga positiva o negativa omitimos el número 1.

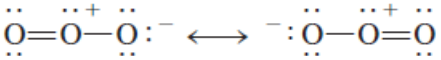
El concepto de resonancia: Al dibujar la estructura de Lewis del ozono (O_3) satisfacemos la regla del octeto para el átomo central porque colocamos un enlace doble entre este átomo y uno de los dos átomos de O externos. De hecho, el enlace doble lo podemos colocar en cualquier extremo de la molécula, como se muestra en estas dos estructuras de Lewis equivalentes:





Mapa del potencial electrostático del O_3. La densidad electrónica está distribuida de manera uniforme entre los dos átomos de O de los extremos.

Sin embargo, ninguna de estas dos estructuras de Lewis explica las longitudes de enlace conocidas en el O_3. Esperaríamos que el enlace O—O en el O_3 fuera más largo que el enlace O——O, debido a que se sabe que los enlaces dobles son más cortos que los sencillos. No obstante, los resultados experimentales indican que los dos enlaces oxígeno-oxígeno tienen la misma longitud (128 pm). Para resolver esta discrepancia escribimos ambas estructuras de Lewis para representar la molécula de ozono:



Cada una de estas estructuras se conoce como estructura de resonancia . Una estructura de resonancia es, por lo tanto, una de dos o más estructuras de Lewis para una sola molécula, la cual no se puede representar adecuadamente mediante una sola estructura de Lewis. La doble flecha señala que las estructuras mostradas son estructuras de resonancia.

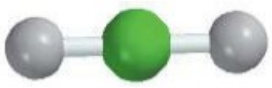
El término resonancia ya sugiere que se utilizan dos o más estructuras de Lewis para representar una molécula particular, describimos el ozono, una molécula real, en términos de dos estructuras familiares pero que no existen.

El error más frecuente sobre el concepto de “resonancia ” es creer que una molécula como el ozono cambia rápido de una a otra estructura. Recuerde que ninguna de las estructuras de resonancia representa realmente la molécula, ésta tiene su propia estructura estable única.

La “resonancia” es una invención humana, diseñada para indicar las limitaciones de estos sencillos modelos de enlace.

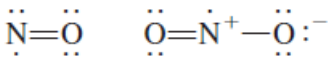
Excepciones a la regla del octeto:Como se mencionó antes, la regla del octeto se aplica principalmente a los elementos del segundo periodo. Las excepciones a la regla del octeto caen en tres categorías que se_distinguen por un octeto incompleto , un número impar de electrones o más de ocho electrones_de valencia alrededor del átomo central.

1. El octeto incompleto: En algunos compuestos, el número de electrones que rodean el átomo central de una molécula estable es inferior a ocho. Considere, por ejemplo, el berilio, un elemento del grupo 2A (y del segundo periodo). La configuración electrónica del berilio es $1s^2 2s^2$; tiene dos electrones de valencia en el orbital 2s. En fase gaseosa, el hidruro de berilio (BeH_2) $H—Be—H$ existe como moléculas discretas. La estructura de Lewis del BeH_2 es como se observa, sólo cuatro electrones rodean el átomo de Be y no hay forma de satisfacer la regla del octeto para el berilio en esta molécula.



El berilio, a diferencia de los demás elementos del grupo 2A, forma principalmente compuestos covalentes de los cuales el BeH_2 es un ejemplo.

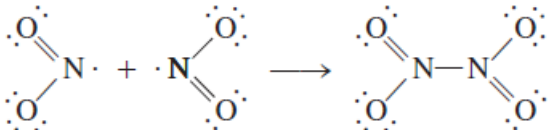
2. <u>Moléculas con numero impar de electrones</u>: Algunas moléculas contienen un número impar de electrones . Entre ellas se encuentra el óxido nítrico (NO) y el dióxido de nitrógeno (NO2) :



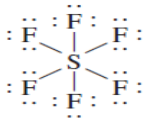
Puesto que requerimos un número par de electrones para completar ocho, la regla del octeto no puede cumplirse para todos los átomos en cualquiera de estas moléculas.

Las moléculas con número impar de electrones algunas veces se denominan radicales, muchos radicales son altamente reactivos. La razón es que el electrón desapareado tiende a formar un enlace covalente con un electrón desapareado de otra molécula.

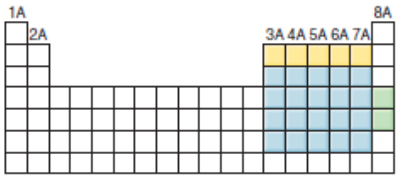
Por ejemplo, cuando dos moléculas de dióxido de nitrógeno chocan, forman tetróxido de dinitrógeno en el cual la regla del octeto se satisface para los átomos de N y O.



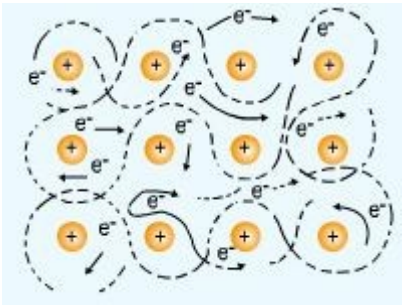
3. <u>El octeto expandido:</u> Los átomos de los elementos del segundo periodo no tienen más de ocho electrones de valencia alrededor del átomo central, pero los átomos de los elementos del tercer periodo de la tabla periódica en adelante forman algunos compuestos en los que hay más de ocho electrones alrededor del átomo central. Además de los orbitales 3s y 3p, los elementos del tercer periodo también tienen orbitales 3d que pueden formar enlaces. Estos orbitales permiten que un átomo forme un octeto expandido .



Entre los compuestos que poseen este tipo de octeto se encuentra el hexafluoruro de azufre, un compuesto muy estable. La configuración electrónica del azufre es $[Ne]3s^2 3p^4$. En el SF_6, cada uno de los seis electrones de valencia del azufre forma un enlace covalente con un átomo de flúor, de tal forma que hay doce electrones alrededor del átomo central de azufre.

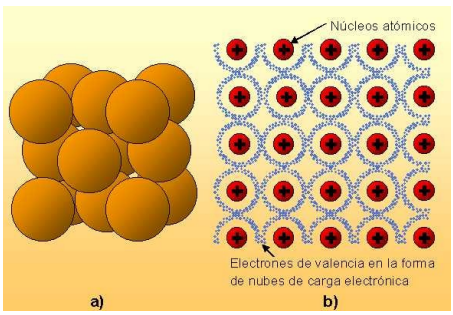


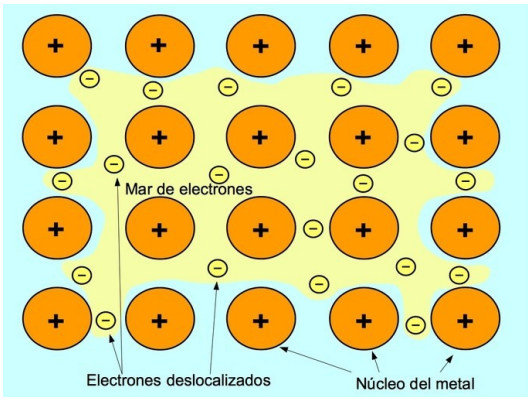
Amarillo: los elementos del segundo periodo no pueden tener un octeto expandido. Azul: los elementos del tercer periodo y los que les siguen pueden tener un octeto expandido. Verde: los gases nobles por lo general sólo tienen un octeto expandido.



<u>Enlace metálico:</u> El enlace metálico es una fuerza química que mantiene unidos los átomos de los metales, resultando de la atracción electrostática entre los núcleos atómicos positivos (cationes) y una "nube" o "mar de electrones" deslocalizados que los rodean. Esta estructura de electrones móviles es la responsable de las propiedades únicas de los metales, como su conductividad eléctrica y térmica, su maleabilidad (capacidad de formar láminas) y ductilidad (capacidad de formar hilos), y su brillo característico.

- Cationes metálicos: Son los átomos de metal que han perdido sus electrones de valencia y, por lo tanto, tienen una carga positiva.
- Electrones de valencia deslocalizados: Estos electrones ya no pertenecen a un átomo en particular, sino que se mueven libremente a través de toda la red metálica, formando una "nube" o "mar de electrones".





Cómo funciona:

1) Pérdida de electrones: Los átomos de los metales ceden sus electrones más externos, que se desprenden de los núcleos atómicos originales.
2) Formación de cationes: Al perder electrones, los átomos se convierten en iones metálicos con carga positiva (cationes).
3) Atracción y cohesión: La fuerza de atracción entre estos cationes cargados positivamente y la nube de electrones móviles (cargada negativamente) es lo que mantiene unida la estructura del metal.

Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de líneas tridimensionales que adquieren estructuras tales como: la típica de empaquetamiento compacto de esferas (hexagonal compacta), cúbica centrada en las caras o la cúbica centrada en el cuerpo.

En este tipo de estructura cada átomo metálico está rodeado por otros doce átomos(seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los electrones de valencia son extraídos de sus orbitales. Este enlace sólo puede estar en sustancias en estado sólido

El enlace metálico es característico de los elementos metálicos. Es un enlace fuerte, primario, que se forma entre elementos de la misma especie. Al estar los átomos tan cercanos unos de otros, interaccionan sus núcleos junto con sus nubes electrónicas, empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan los núcleos rodeados de tales nubes. Estos electrones libres son los responsables de que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica. Los metales generalmente presentan brillo y son maleables.

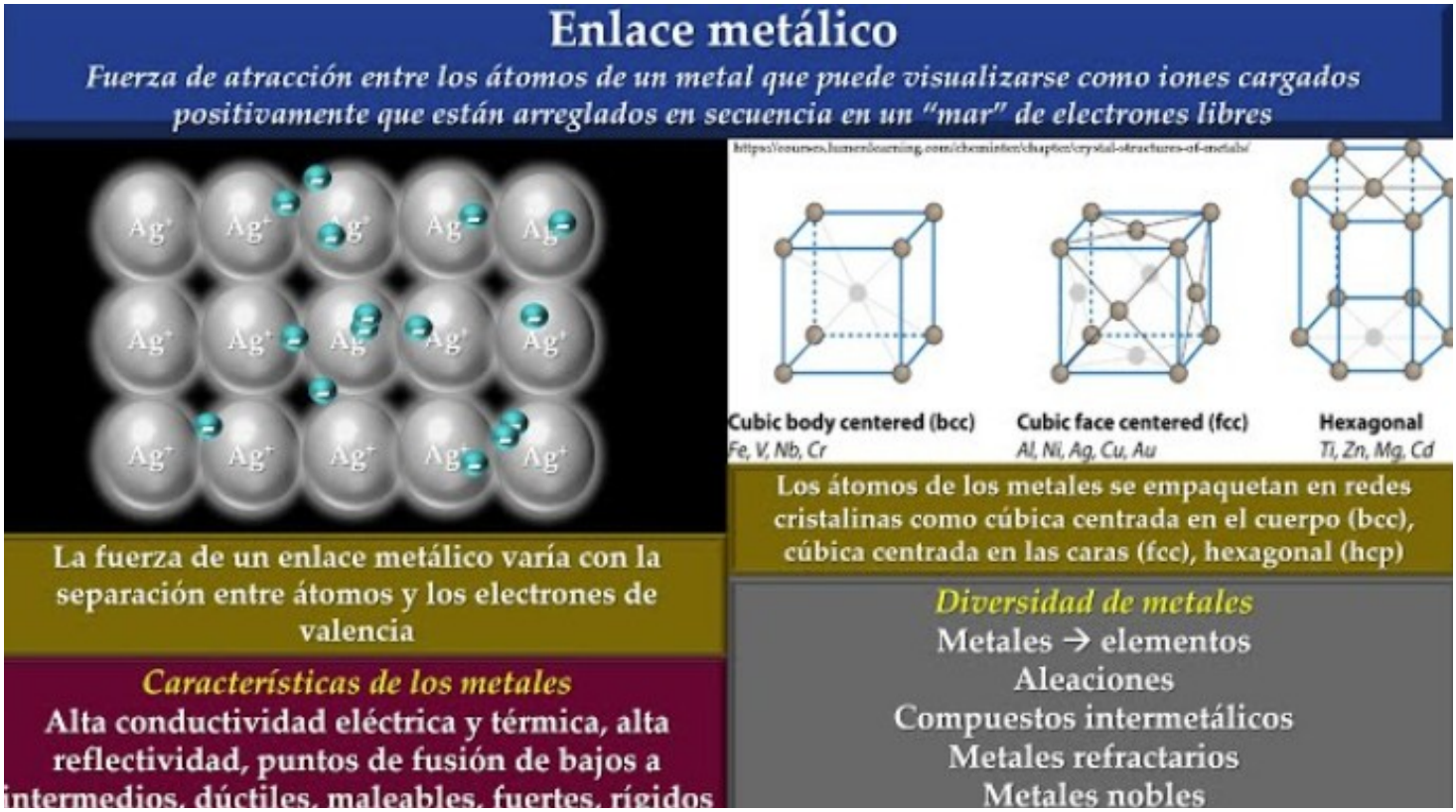
Los elementos con un enlace metálico están compartiendo un gran número de electrones de valencia, formando un mar de electrones rodeando un enrejado gigante de cationes.

Muchos de los metales tienen puntos de fusión más altos que otros elementos no metálicos, por lo que se puede inferir que hay enlaces más fuertes entre los distintos átomos que los componen.

La vinculación metálica es no polar, apenas hay diferencia de electronegatividad entre los átomos que participan en la interacción de la vinculación (en los metales, elementales puros) o muy poca (en las aleaciones), y los electrones implicados en lo que constituye la interacción a través de la estructura cristalina del metal. El enlace metálico explica muchas características físicas de metales, tales como solidez, dureza, maleabilidad, ductilidad, buenos en la conducción de calor y electricidad, y con brillo o lustre (devuelven la mayor parte de la energía lumínica que reciben).

La vinculación metálica es la atracción electrostática entre los átomos del metal o cationes y los electrones deslocalizados. Esta es la razón por la cual se puede explicar un deslizamiento de capas, dando por resultado su característica maleabilidad y ductilidad.

Los átomos del metal tienen por lo menos un electrón de valencia, no comparten estos electrones con los átomos vecinos, ni pierden electrones para formar los iones. En su lugar los niveles de energía externos de los átomos del metal se traslapan. Son como enlaces



covalentes identificados.

Teoría cinética molecular de líquidos y sólidos: Utilizamos la teoría cinética molecular para explicar el comportamiento de los gases en función del movimiento constante y aleatorio de sus moléculas, las distancias entre las moléculas gaseosas son tan grandes (comparadas con su tamaño) que, a las temperaturas y presiones ordinarias (es decir, 25°C y 1 atm), no hay una interacción apreciable entre ellas. Debido a que en los gases hay mucho espacio vacío, es decir, espacio no ocupado por moléculas, los gases se comprimen con facilidad. Las fuerzas débiles que operan entre las moléculas de los gases también les permiten expandirse y llenar el volumen del recipiente que los contiene. Asimismo, el enorme espacio vacío entre los gases explica su baja densidad en condiciones normales.

Los líquidos y los sólidos son un caso distinto. La diferencia principal entre los estados condensados (líquidos y sólidos) y el estado gaseoso estriba en la distancia entre las moléculas . En los líquidos, las moléculas están tan juntas que hay muy poco espacio vacío, por ello son más difíciles de comprimir y, en condiciones normales, son mucho más densos que los gases. Las moléculas de los líquidos se mantienen juntas por uno o más tipos de fuerzas de atracción, las cuales estudiaremos en la siguiente sección. En este caso, las moléculas no escapan a las fuerzas de atracción y por ello los líquidos también tienen un volumen definido. Sin embargo, como las moléculas se mueven con libertad, un líquido puede fluir, derramarse y adoptar la forma del recipiente que lo contiene.

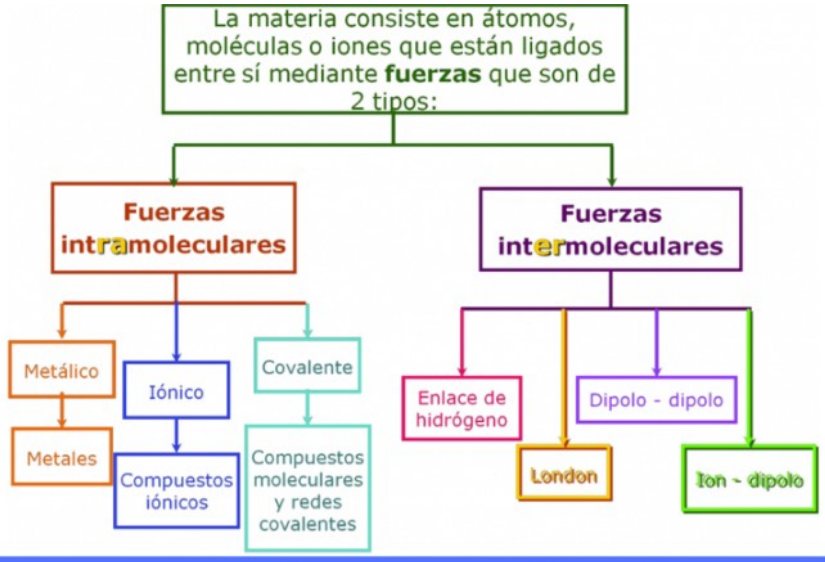
En un sólido, las moléculas ocupan una posición rígida y prácticamente no tienen libertad para moverse. Muchos sólidos tienen como característica un ordenamiento de largo alcance , es decir, sus moléculas están distribuidas en una configuración regular tridimensional. En un sólido hay aún menos espacio vacío que en un líquido. Por ello, los sólidos son casi incompresibles, y su forma y volumen están bien definidos. Con algunas excepciones (como

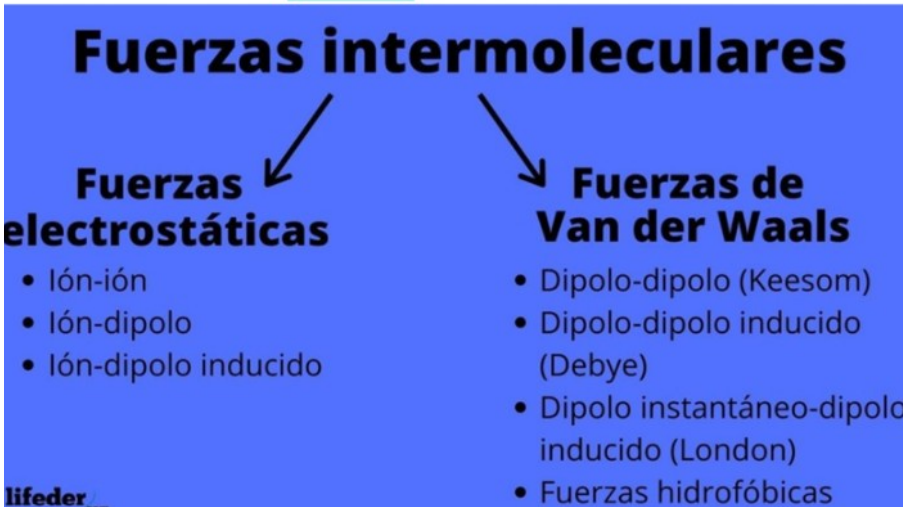
la del agua, que es la más importante), la densidad de la forma sólida es mayor que la de la forma líquida para una sustancia dada.

En una sustancia suelen coexistir los dos estados. El ejemplo más común es el de un cubo de hielo (sólido) flotando en un vaso de agua (líquido). Los químicos se refieren a las fases como los distintos estados de una sustancia presentes en un sistema. Una fase es una parte homogénea de un sistema, y aunque está en contacto con otras partes del mismo, está separada de esas partes por un límite bien definido. Así, el vaso de agua con hielo contiene tanto la fase sólida como la fase líquida del agua.

Fuerzas intermoleculares: Las fuerzas intermoleculares son fuerzas de atracción entre las moléculas. Estas fuerzas son las responsables del comportamiento no ideal de los gases, ejercen aún más influencia en las fases condensadas de la materia, es decir, en los líquidos y los sólidos. A medida que desciende la temperatura de un gas disminuye la energía cinética promedio de sus moléculas. Así, a una temperatura suficientemente baja, las moléculas ya no tienen la energía necesaria para liberarse de la atracción de las moléculas vecinas. En este momento las moléculas se agregan y forman pequeñas gotas de líquido, esta transición de la fase gaseosa a la fase líquida se conoce como condensación .

A diferencia de las fuerzas intermoleculares, las fuerzas intramoleculares mantienen juntos los átomos de una molécula, estas fuerzas estabilizan las moléculas individuales, en tanto que las fuerzas intermoleculares son las principales responsables de las propiedades macroscópicas de la materia (por ejemplo, punto de fusión y punto de ebullición). Las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las intramoleculares, por ello, se necesita menos energía para evaporar un líquido que para romper los enlaces de sus moléculas.





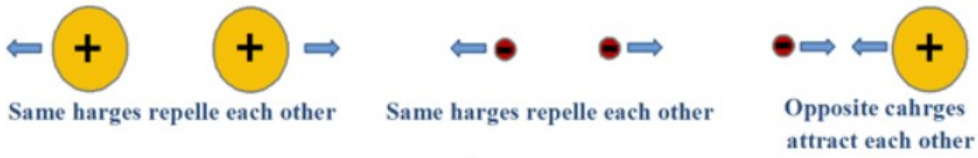
Por ejemplo, para evaporar 1 mol de agua en su punto de ebullición son suficientes alrededor de 41 kJ de energía; en cambio, para romper los dos enlaces O—H en 1 mol de moléculas de agua es necesario aplicar unos 930 kJ de energía. En general, los puntos de ebullición de las sustancias reflejan la magnitud de las fuerzas intermoleculares que actúan entre las moléculas. En el punto de ebullición se debe suministrar suficiente energía para vencer las fuerzas de atracción entre las moléculas a fin de que entren en la fase de vapor. Si se precisa más energía para separar las moléculas de la sustancia A que de la sustancia B es porque las moléculas de A están unidas por fuerzas intermoleculares más

fuertes; por lo tanto, el punto de ebullición de A será mayor que el de B. El mismo principio se aplica también al punto de fusión de las sustancias .

Por lo general, los puntos de fusión de las sustancias aumentan con la intensidad de las fuerzas intermoleculares, para comprender las propiedades de la materia condensada es necesario entender los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares. Las fuerzas dipolo-dipolo , dipolo-dipolo inducido y las fuerzas de dispersión integran lo que los químicos denominan fuerzas de van der Waals , nombradas así en reconocimiento al físico holandés Johannes van der Waals.

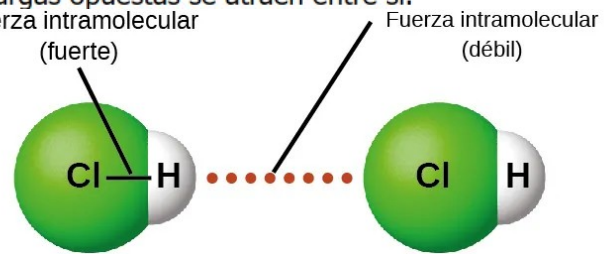
Los iones y dipolos se atraen entre sí mediante fuerzas electrostáticas conocidas como fuerzas ion-dipolo, que no son fuerzas de van der Waals. El enlace de hidrógeno es un tipo de interacción dipolo-dipolo particularmente fuerte, dado que sólo unos pocos elementos participan en la formación del enlace de hidrógeno, éste se trata como una categoría aparte. Según la fase de una sustancia, la naturaleza de los enlaces químicos y los tipos de elementos que la componen, en la atracción total entre las moléculas pueden actuar distintos tipos de interacciones.

Existen interacciones electrostáticas entre cargas o cargas parciales, es decir, las mismas cargas se repelen entre sí y las cargas opuestas se atraen.



Cifra3.9.1:Las cargas iguales se repelen entre sí y las cargas opuestas se atraen entre sí.

Existen dos tipos de fuerzas electrostáticas en compuestos o moléculas, las fuerzas intramoleculares que existen entre los átomos enlazados de un compuesto o una molécula, y las fuerzas intermoleculares que existen entre moléculas.



Fuerzas intramoleculares: Las fuerzas intramoleculares son los enlaces químicos que mantienen unidos a los átomos en las moléculas. Los tres tipos principales de enlaces químicos son el enlace metálico, el enlace iónico y el enlace covalente.	Fuerzas intermoleculares: Las fuerzas intermoleculares son las interacciones electrostáticas entre moléculas. Si bien estas fuerzas suelen ser mucho más débiles que las intramoleculares, desempeñan un papel importante en la determinación de las propiedades de los compuestos.

Las fuerzas intramoleculares > que las fuerzas intermoleculares.

1)Enlace iónico: Ocurre entre un metal y un no metal en donde se ceden e-, ambos elementos tienen una diferencia de electronegatividad mayor a 1.7.	Fuerzas electrostáticas	Fuerzas de Van der Waals
	Se refiere a la atracción o repulsión entre partículas cargadas, como iones o moléculas polares con cargas positivas y negativas	Son fuerzas intermoleculares débiles que operan a distancias cortas. Son la suma de varios tipos de interacciones, todas basadas en fenómenos electrostáticos como Keesom, Debye y London.

2)Enlace metálico: Ocurre entre metales y semimetales en donde sus núcleos positivos se encuentran rodeados de los electrones radicales o de su último nivel energético formando una nube o mar de electrones, su electronegatividad es muy baja ya que ambos elementos tienen electronegatividades parecidas	1) Fuerzas electrostáticas: ion-ion. 2) Fuerzas electrostáticas: ion-dipolo. 3) Fuerzas electrostáticas: ion – dipolo inducido. 4) 3) Fuerzas electrostáticas: Enlace hidrogeno.	1) Fuerzas de Van der Waals: Dipolo – dipolo (Keesom). 2) Fuerzas de Van der Waals: Dipolo – Dipolo inducido (Debye). 3) Fuerzas de Van der Waals: Dipolo instantáneo – dipolo inducido (London). 4) Fuerzas de Van der Waals: Fuerza hidrofóbica.
3)Enlace covalente: Ocurre entre un metal y un metal en donde se comparten electrones, tienen electronegatividades bajas inferior a 1.7.		

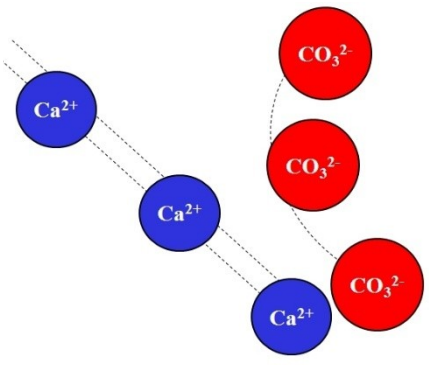
Las fuerzas intermoleculares pueden ser de dos tipos: electrostáticas o de Van der Waals. Las electrostáticas son todas aquellas donde tenemos iones, los cuales son átomos o moléculas cargados eléctricamente (+ o -). Mientras, las de Van der Waals involucran átomos o moléculas neutros, que por fluctuaciones en su distribución electrónica se polarizan y se atraen o repelen entre sí.

Las fuerzas intermoleculares pueden compararse a la unión existente entre distintas piezas de Legos. Dependiendo de sus formas y orientaciones, sus uniones se vuelven más débiles o fuertes, al igual que cambian el diseño y las dimensiones finales de la construcción. Cuanto más fuerte sean estas fuerzas, más difícil será separar las piezas de Legos o, en el caso de la química, las moléculas. Esto también significa que habrá mayor compactación y que, por lo tanto, las moléculas definirán líquidos más viscosos, gases más pesados o sólidos más densos. Otras propiedades físicas como los puntos de fusión y ebullición, la volatilidad, la textura, etc., también son reflejos macroscópicos de las fuerzas intermoleculares que gobiernan entre las moléculas o iones de un compuesto o de unas mezclas. Por ejemplo: las fuerzas intermoleculares de los gases son muy débiles en comparación a las de una piedra

La fuerza electrostática se refiere a la atracción o repulsión entre partículas cargadas (iones o dipolos permanentes), mientras que las fuerzas de Van der Waals son un tipo específico de interacciones electrostáticas débiles y de corto alcance que surgen de la inducción de dipolos temporales (en moléculas no polares) y dipolos permanentes (en moléculas polares), e incluso entre dipolos instantáneos, son el resultado de un desplazamiento momentáneo o permanente de los electrones en los átomos o moléculas, creando un desequilibrio de carga que da lugar a fuerzas atractivas o repulsivas.

<u>Fuerzas electrostáticas: Ion - ion:</u> Los iones de cargas opuestas se atraen con mucha fuerza, la cual obedece la ley de Coulomb, y decrece rápidamente cuanto más se alejen los iones.

Por ejemplo, el ion Ca^{2+} es de carga positiva, un catión, mientras el CO_3^{2-} es un ion de carga negativa, un anión. Al ser sus cargas opuestas, Ca^{2+} y CO_3^{2-} se atraen entre sí, evidenciándose que mientras más cercas estén, más juntos permanecerán. Por el contrario, iones con la misma carga, ya sean positivos o negativos, se repelen con la misma fuerza pero en sentido opuesto. Así, el Ca^{2+} repelería a iones como Na^+, Mg^{2+}, K^+, etc., a menos que haya otros aniones que disminuyan la repulsión.



De todas las fuerzas intermoleculares, las del tipo ión-ión es la más simple; pero al mismo tiempo, la más fuerte de todas. Se necesita de mucha energía o calor para separar los iones.

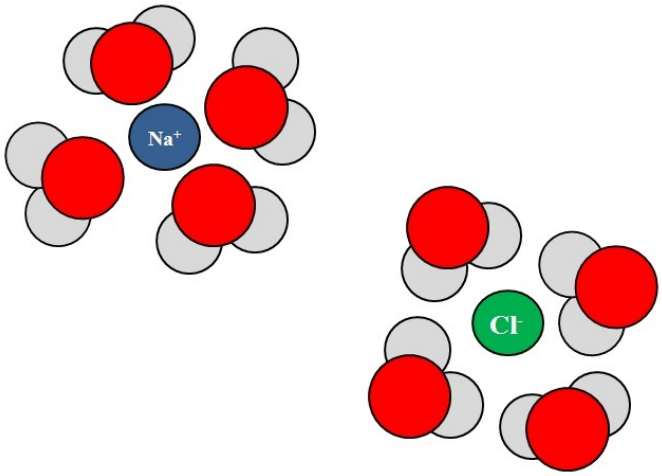
La magnitud de la fuerza electrostática se rige por la Ley de Coulomb:
- La magnitud de la fuerza electrostática se rige por la Ley de Coulomb.
- Es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa.

Las fuerzas electrostáticas ion-ion son interacciones de atracción o repulsión entre dos iones, donde los iones de cargas opuestas se atraen y los de cargas iguales se repelen, de acuerdo con la Ley de Coulomb. Estas fuerzas son fundamentales en la formación de compuestos iónicos.

La naturaleza de la fuerza depende del signo de la carga de los iones, se atraen cuando un ion positivo (catión) se encuentra con un ion negativo (anión), se atraen entre sí y se repelen cuando dos iones positivos o dos iones negativos están cerca, se repelen.

Fuerzas electrostáticas: Ion - dipolo: Los iones también pueden interactuar con átomos o moléculas neutras, tales como las del agua. Esto es especialmente cierto cuando se trata de las moléculas de un solvente, el cual solvata, es decir, rodea a los iones en el seno de su líquido.

Por ejemplo, el cloruro de sodio, NaCl, se compone de iones Na^+ y Cl^-. Cuando sus cristales se echan al agua, las moléculas del agua, H_2O o HOH, hidratan o rodean a los iones del NaCl; pero el modo en que lo hacen varía dependiendo del ion en cuestión. Así, vemos en la imagen superior que el ion Na^+ es hidratado por los átomos de oxígeno del H_2O. Mientras, el ion Cl^- es hidratado por los átomos de hidrógeno.



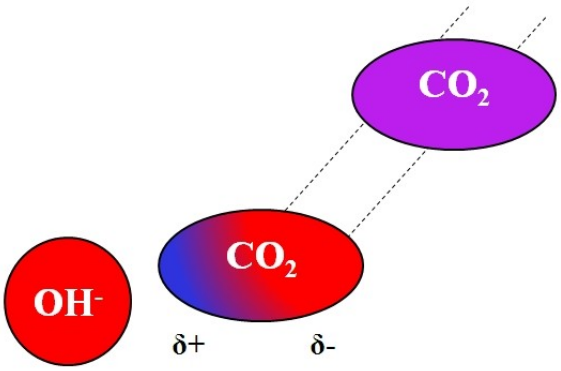
¿Por qué? Porque el agua es una sustancia polar, lo que significa que posee un dipolo: un polo con carga parcial positiva, y otro con carga parcial negativa.

El átomo de oxígeno, por ser más electronegativo, atrae los electrones hacia sí, localizándose por lo tanto los electrones con mayor frecuencia en torno a ese átomo; cosa que no sucede igual con los átomos de hidrógeno, menos electronegativos. El oxígeno, por ser más negativo, se orienta hacia el Na^+; mientras que los hidrógenos, por ser más positivos, se orientan hacia el Cl^-, ya que cargas opuestas se atraen.

Las fuerzas ion-dipolo son interacciones electrostáticas atractivas entre un ion con carga eléctrica completa y una molécula neutra que tiene un dipolo permanente (un extremo positivo y uno negativo). Un ion positivo (catión) será atraído por el extremo parcialmente negativo de una molécula polar, mientras que un ion negativo (anión) será atraído por el extremo parcialmente positivo.

Se basa en la atracción electrostática entre cargas opuestas, similar a la ley de Coulomb, donde la fuerza es directamente proporcional a la magnitud de las cargas y la fuerza del dipolo, e inversamente proporcional a la distancia entre el ion y el dipolo.

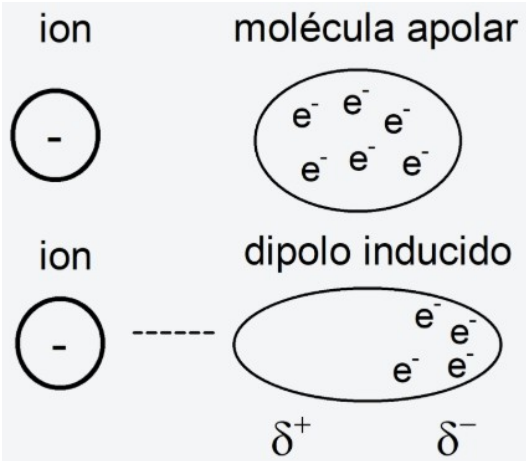
Fuerzas electrostáticas: Ion – dipolo inducido: No solo las moléculas polares o con dipolos pueden interaccionar con los iones. Para los átomos o moléculas neutras, aunque no tengan dipolos, la distribución de sus electrones es susceptible a los efectos inductivos de iones cercanos; es decir, los iones ocasionan una momentánea y breve polarización, la suficiente para que haya una notable interacción.



Supóngase por ejemplo la interacción entre el ion OH^- y la molécula de CO_2. El CO_2 es un compuesto neutro, cuya molécula (en morado) carece de dipolo. Sin embargo, a medida que se aproxima al OH^-, la carga negativa de este repele a los electrones de los átomos de oxígeno del CO^2.Cuanto más cerca estén el OH^- y el CO_2, más fuerte será la repulsión. En consecuencia, comienza a establecerse un dipolo inducido por el OH^- sobre el CO_2. Aparece entonces un polo positivo δ+ debido a que los electrones, repelidos, "emigran" hacia el otro extremo de la molécula. Así, el OH^- y el CO_2 permanecen lo suficiente juntos para que reaccionen entre sí. Esta es la razón por la que el CO_2 es particularmente soluble en soluciones alcalinas.

Las fuerzas electrostáticas de tipo ion-dipolo inducido son fuerzas de atracción débiles entre un ion cargado y una molécula no polar que, al acercarse el ion, su campo eléctrico distorsiona la nube de electrones de la molécula no polar, creando un dipolo temporal o inducido. Esta polarización temporal de la molécula apolar resulta en una distribución de carga alterada, con una región de carga parcial positiva y otra de carga parcial negativa, lo que permite la atracción electrostática con el ion cercano.

Pasos para su formación:



1) Aproximación del ion: Un ion (con carga positiva o negativa) se acerca a una molécula que no tiene un dipolo permanente (es decir, una molécula apolar).
2) Polarización inducida: El campo eléctrico generado por el ion perturba la nube electrónica de la molécula apolar, atrayendo o repeliendo los electrones de forma que se crea una asimetría en la distribución de la carga
3) Formación del dipolo: Esta distorsión crea un dipolo inducido en la molécula apolar, generando una zona con carga parcial positiva y una zona con carga parcial negativa.
4) Atracción: El extremo del dipolo inducido que tiene la carga opuesta a la del ion es atraído hacia él, formando la fuerza de atracción ion-dipolo inducido.

Fuerzas de dispersión:¿Qué fuerzas de atracción se establecen entre las sustancias no polares? Si un ion o una molécula polar se acerca a un átomo (o una molécula no polar), la distribución electrónica del átomo (o molécula) se distorsiona por la fuerza que ejerce el ion o la molécula polar, dando lugar a una clase de dipolo. Se dice que el dipolo del átomo (o molécula no polar) es un dipolo inducido porque la separación de sus cargas positiva y negativa se debe a la proximidad de un ion o una molécula polar. La interacción atractiva entre un ion y el dipolo inducido se conoce como interacción ion-dipolo

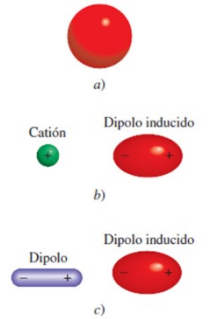


Figura 11.4 *a*) Distribución esférica de la carga en un átomo de helio. *b*) Distorsión ocasionada por el acercamiento de un catión. *c*) Distorsión ocasionada por el acercamiento de un dipolo.

inducido , en tanto que la atracción entre una molécula polar y el dipolo inducido se conoce como interacción dipolo-dipolo inducido.

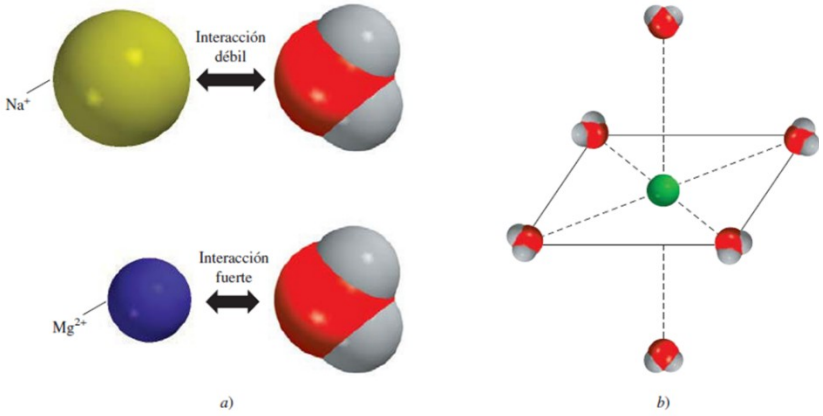


Figura 11.3 *a*) Interacción de una molécula de agua con un ion Na^+ y con un ion Mg^{2+}. *b*) En disolución acuosa, los iones metálicos por lo general están rodeados por seis moléculas de agua en una distribución octaédrica.

La probabilidad de inducir un momento dipolar depende no sólo de la carga del ion o de la fuerza del dipolo, sino también de la polarizabilidad del átomo o molécula, es decir, de qué tan fácil se distorsiona la distribución electrónica del átomo (o molécula). En general, un átomo o molécula tiende a ser más polarizable a medida que aumenta el número de electrones y se hace más difusa la nube electrónica . Por nube difusa se entiende una nube electrónica que se distribuye en un volumen considerable, de tal forma que los electrones no están fuertemente unidos al núcleo.

El carácter polarizable de los gases que contienen átomos o moléculas no polares (por ejemplo, He y N2) les permite condensarse. En un átomo de helio los electrones se mueven a cierta distancia del núcleo. En un instante cualquiera los átomos pueden tener un momento dipolar generado por las posiciones específicas de los electrones. Este momento dipolar se denomina dipolo instantáneo porque dura sólo una pequeña fracción de segundo. En otro instante, los electrones cambian de posición y el átomo tiene un nuevo dipolo instantáneo, y así sucesivamente.

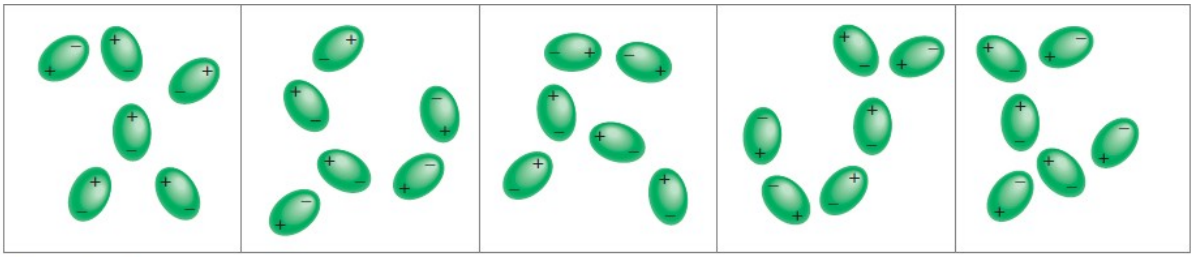
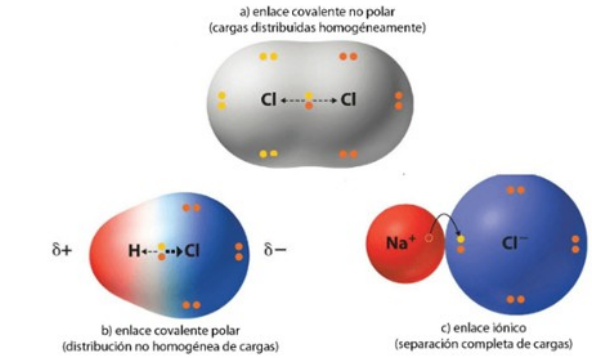


Figura 11.5 Interacción entre dipolos inducidos. Estos patrones existen tan sólo momentáneamente; al instante siguiente se distribuyen de otra forma. Este tipo de interacción es responsable de la condensación de los gases no polares.

Sin embargo, en un tiempo promedio (el tiempo que toma medir un momento dipolar) el átomo no tiene momento dipolar porque los dipolos instantáneos se cancelan entre sí. En un conjunto de átomos de He, es posible que el dipolo instantáneo de un solo átomo induzca un dipolo en cada uno de sus átomos vecinos, en el siguiente instante, un dipolo instantáneo distinto puede crear dipolos temporales en los átomos de He que lo rodean. El punto importante es que este tipo de interacción produce fuerzas de dispersión , es decir, fuerzas de atracción que se generan a partir de los dipolos temporales inducidos en los átomos o moléculas.

A temperaturas muy bajas (y a velocidades atómicas reducidas), las fuerzas de dispersión son lo bastante fuertes para mantener unidos los átomos de He y hacer que el gas se condense. Esto también explica la atracción entre moléculas no polares.

Un dipolo en enlaces químicos se refiere a una separación de cargas eléctricas opuestas, donde un átomo en un enlace atrae los electrones más fuertemente que el otro, resultando en una distribución desigual de electrones y creando polos negativos y positivos dentro de la molécula. Esto se debe a una diferencia en la electronegatividad entre los átomos, lo que genera un dipolo de enlace y hace que la molécula sea polar.



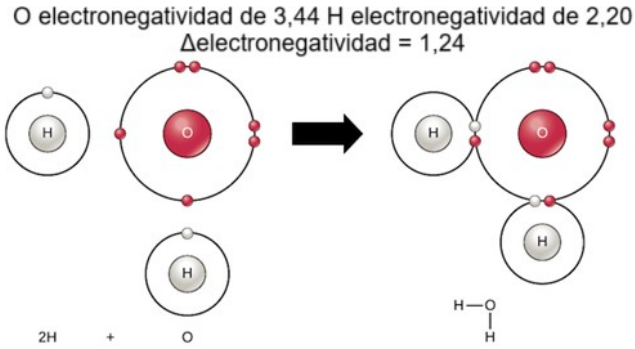
Diferencia de electronegatividad: Cuando dos átomos con diferentes niveles de electronegatividad se enlazan covalentemente, el átomo más electronegativo atrae los electrones del enlace hacia sí.

Cargas parciales: Esto crea un desequilibrio en la distribución electrónica, dando lugar a una región de carga parcial negativa (donde hay más densidad electrónica) y una región de carga parcial positiva (donde hay menos densidad electrónica).

Momento dipolar: Esta separación de cargas se cuantifica mediante el momento dipolar, que es un vector que indica la magnitud de la carga y la distancia entre ellas.

Tipos de dipolos en el enlace:

Dipolo de enlace: Es el dipolo que se forma dentro de un enlace covalente polar.



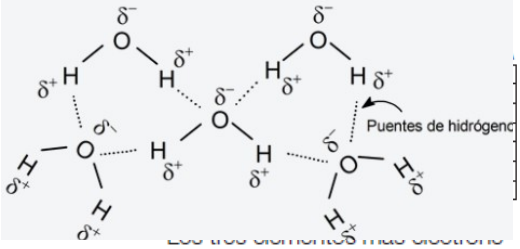
Dipolo molecular: Si los dipolos de enlace individuales dentro de una molécula no se cancelan debido a su geometría, la molécula completa tendrá un dipolo molecular y se considerará polar.

En 1930, Fritz London2 ofreció una interpretación de los dipolos temporales desde el punto de vista de la mecánica cuántica, London demostró que la magnitud de esta fuerza de atracción es directamente proporcional al grado de polarización del átomo o molécula. Como se esperaría, las fuerzas de dispersión pueden ser muy débiles esto es válido para el helio, que tiene un punto de ebullición de sólo 4.2 K o 2269°C (observe que el helio tiene sólo dos electrones fuertemente unidos en el orbital 1s. En consecuencia, el átomo de helio es poco polarizable).Las fuerzas de dispersión aumentan con la masa molar . Como las moléculas con mayor masa molar suelen tener más electrones, las fuerzas de dispersión aumentan con el número de electrones. Además, una mayor masa molar a menudo refleja un átomo más grande, y es más fácil alterar su distribución electrónica porque el núcleo atrae con menos fuerza a los electrones externos, el punto de fusión aumenta con el número de electrones en la molécula. dado que todas estas moléculas son no polares, las únicas fuerzas intermoleculares de atracción presentes son las fuerzas de dispersión.

<u>Fuerzas electrostáticas: Enlace hidrogeno:</u> Los enlaces por puente de hidrógeno tienen lugar cuando en un compuesto químico un átomo de hidrógeno se enlaza con otro fuertemente electronegativo, como nitrógeno, oxígeno o flúor.

Esto le deja al hidrógeno una leve carga electropositiva parcial, lo suficiente como para interactuar nuevamente con otros átomos electronegativos (los mismos N, O y F) de otra molécula, haciendo de puente o enlace entre las dos.

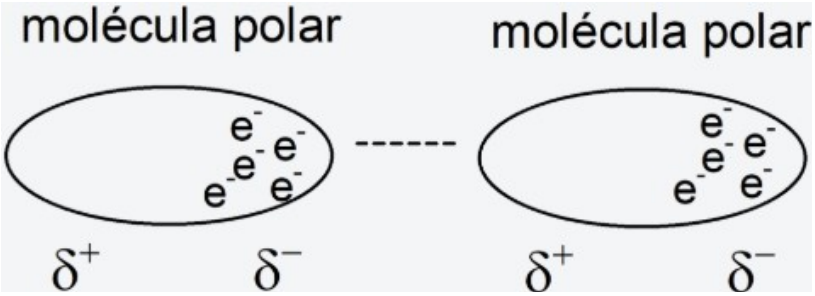
Estos enlaces serán más fuertes mientras más electronegativo sea el átomo enlazado con hidrógeno, el cual es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo entre el



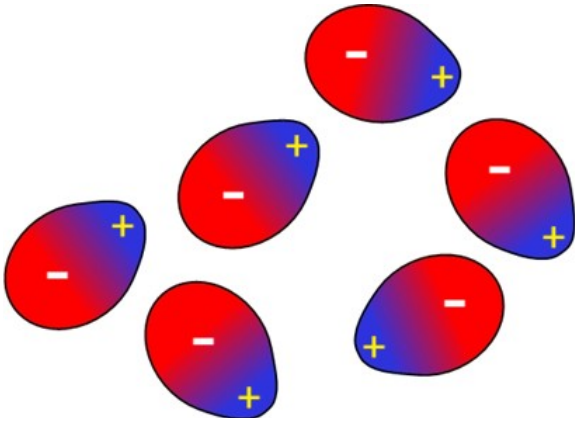
gativos que participan en enlaces de hidrógeno.

átomo de hidrógeno de un enlace polar, como N—H, O—H o F—H, y un átomo electronegativo de O, N o F.

Fuerzas de Van der Waals: Dipolo – dipolo (Keesom): Se trata de fuerzas entre dos dipolos permanentes, conocidas como fuerzas de Keesom. Estas interacciones ocurren entre moléculas polares, que tienen un polo positivo (densidad de carga $\delta+$) y uno negativo (densidad de carga $\delta-$), por lo que el polo positivo interactúa con el negativo. Para romperlas hace falta introducir más energía de la que sería necesaria para separar moléculas no polares.



Los puentes de hidrógeno se consideran a menudo un ejemplo de esto.



Cargas opuestas se atraen, cargas iguales se repelen. Lo mismo es cierto para los dipolos: polos opuestos (δ+ y δ-) se atraen, mientras que polos iguales se repelen. Los polos positivos o δ+ están representados arriba con el color azul, en cambio que los polos negativos o δ-, están representados con el color rojo.

Nótese cómo las moléculas de arriba se orientan y ordenan de tal modo que los polos opuestos se encuentren, alejando en el proceso a los polos iguales. Este ordenamiento es lo que se conoce como las interacciones o fuerzas dipolo-dipolo (fuerzas de Keesom), y son las fuerzas intermoleculares más importantes entre las moléculas polares.

Por ejemplo, las moléculas de H_2O, HCl, HF, CO, entre otras, se ordenan de modos similares. Cuanto más polares sean, más fuertes serán sus fuerzas dipolo-dipolo; y por lo tanto, más difícil será separar sus moléculas.

El HF es más polar que el HCl, por lo que el punto de ebullición del HF es superior (19.5 ºC) al del HCl (-85.05 ºC). Resulta increíble el efecto que tienen las fuerzas intermoleculares sobre las propiedades físicas. La más pequeña variación, y la sustancia se comportará totalmente diferente de lo esperado.

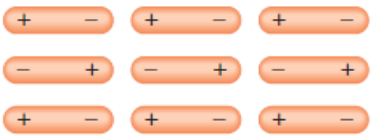
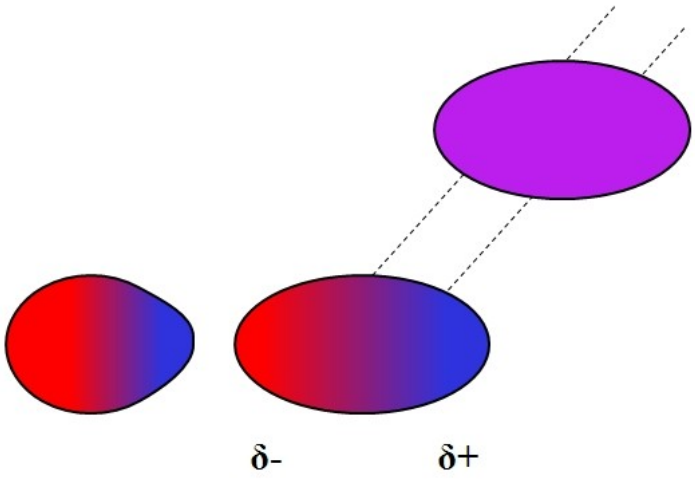


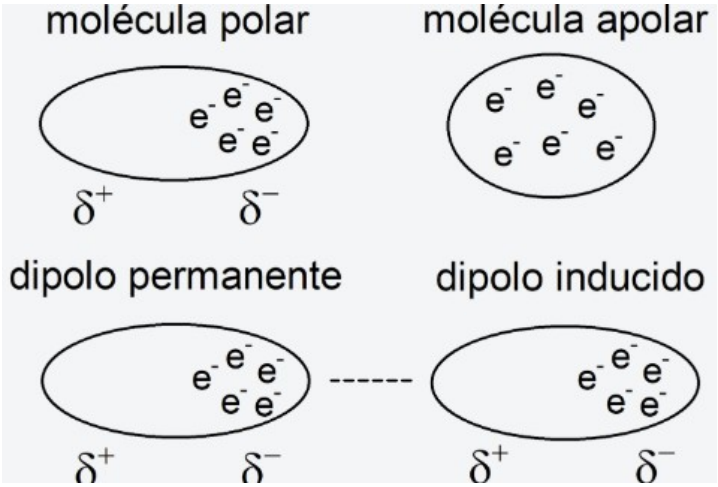
Figura 11.1 Las moléculas que tienen un momento dipolar permanente tienden a alinearse con las polaridades opuestas en la fase sólida para lograr la atracción máxima interactiva.

Las fuerzas dipolo-dipolo son las fuerzas de atracción entre moléculas polares , es decir, entre moléculas que poseen momentos dipolares. Su origen es electrostático y se pueden entender en función de la ley de Coulomb . A mayor momento dipolar mayor será la fuerza.

Fuerzas de Van der Waals: Dipolo – dipolo inducido (Debye): Son fuerzas que se generan cuando un dipolo induce un dipolo en una molécula apolar, por lo que son interacciones que ocurren entre moléculas polares y apolares. Luego este dipolo inducido podrá interactuar con otro dipolo, como si se tratase de las fuerzas de Keesom. Por esta razón puede disolverse, por ejemplo, gases no polares (como el Cl) en solventes polares.

Los dipolos, al igual que los iones, también pueden fluctuar o afectar la distribución electrónica de átomos o moléculas neutras. Así vemos, en la imagen, que un dipolo de repente polariza a una molécula neutra. Se dice por lo tanto que se trata de una fuerza dipolo-dipolo inducido, pues el segundo dipolo es



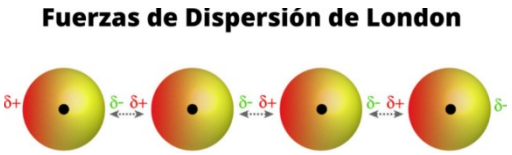


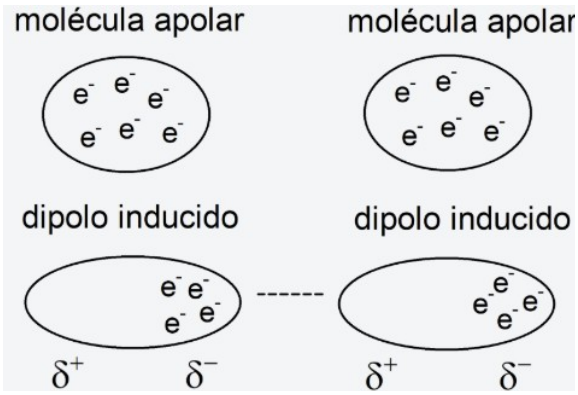
momentáneo, no permanente.

Por ejemplo, el agua es capaz de disolver una pequeña cantidad de O_2, pero la suficiente para que la fauna marina respire.

Si el H_2O no pudiera inducir un dipolo en el O_2, todo el oxígeno de los mares escaparía a la superficie, pues no habría interacciones entre ambas moléculas.

Fuerzas de Van der Waals: Dipolo instantáneo – dipolo inducido (London): Consideradas a menudo entre las Fuerzas de Van der Waals (y llamadas fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido), ocurren solo entre moléculas apolares que al aproximarse sufren una distorsión en sus nubes electrónicas y producen

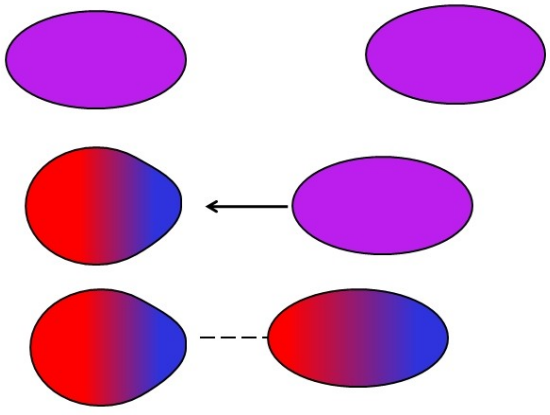




recíprocamente dipolos inducidos transitorios.

Esto luego les permitirá juntarse, mediante sus extremos opuestos eléctricamente, con una fuerza proporcional a la cantidad de electrones que presenten y que se han visto, por ende, distribuidos de otra forma.

Los átomos o moléculas neutras no necesitan de iones o dipolos vecinos para sufrir por sí solas fluctuaciones en la distribución de sus cargas internas. Los electrones no están quietos, sino que se mueven por toda la molécula. En algún momento, tendrá lugar un dipolo instantáneo, el cual si está muy cerca de una molécula o átomo neutro, inducirá un dipolo en ellos.

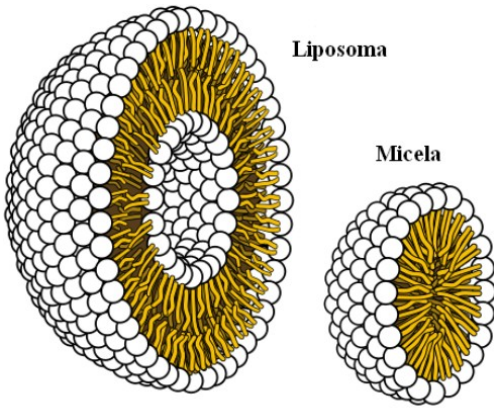


Cuanto más grandes y asimétricas sean estas moléculas, más probable será que ocurran los dipolos instantáneos. Es por eso que los compuestos de mayores masas atómicas presentan fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido más intensas.

Este tipo de fuerzas de Van der Waals es mejor conocida como fuerzas de London.

Por ejemplo, los gases nobles (He, Ne, Ar, etc.) se mantienen unidos gracias a las fuerzas de London, al igual que los gases del aire (O_2, N_2, CO_2,

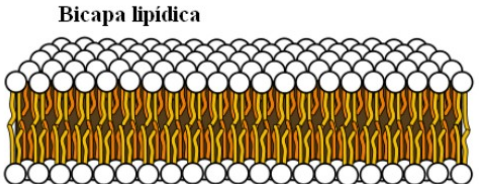
etc.) asimismo esta fuerza es la más predominante entre hidrocarburos como el metano, CH_4, y el propano $CH_3CH_2CH_3$.



Fuerzas de Van der Waals: Fuerza hidrofóbica: Son un resultado especial de las fuerzas de London y de las repulsiones entre sustancias con diferentes polaridades.

Las grasas son poco afines al agua, por lo que es insoluble en esta.

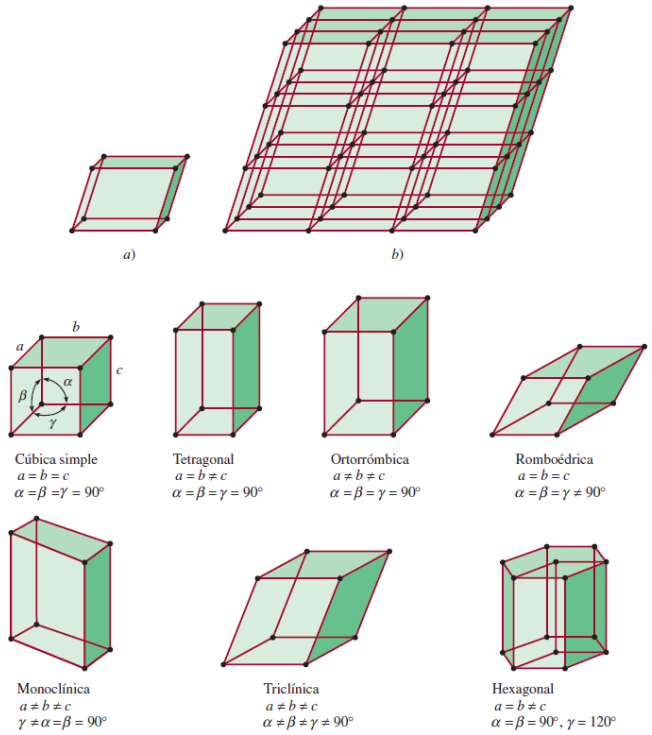
Las moléculas de la grasa buscan agruparse de tal modo que sus interacciones con el agua sean lo más mínimo posible, y esto lo logra formando estructuras 3D como las mostradas.



Así, las moléculas de grasas, como los fosfolípidos, se unen para formar bicapas lipídicas, micelas y liposomas.

Si se observa, estas moléculas poseen una cabeza de color blanco que representa una porción polar, afín al agua; así como una cola apolar, que repele a las moléculas del agua. Las colas buscan situarse en el interior de estas estructuras supramoleculares, de manera que no interaccionen con el agua.

Estructura cristalina: Los sólidos se dividen en dos categorías: cristalinos y amorfos. El hielo es un sólido cristalino que posee un ordenamiento estricto y regular, es decir, sus átomos, moléculas o iones ocupan posiciones específicas. Gracias a la distribución de estas partículas en el sólido cristalino, las fuerzas netas de atracción intermolecular son máximas. Las fuerzas que mantienen la estabilidad de un cristal pueden ser iónicas, covalentes, de van der Waals, de enlaces de hidrógeno o una combinación de todas ellas. Un sólido amorfo , como el vidrio, carece de un ordenamiento bien definido y de un orden molecular repetido.



Una celda unitaria es la unidad estructural básica que se repite en un sólido cristalino. Cada esfera representa un átomo, ion o molécula y se denomina punto reticular. En muchos cristales este punto en realidad no contiene tal partícula; en su lugar, puede haber varios átomos, iones o moléculas distribuidos en forma idéntica alrededor de cada punto reticular. Sin embargo, para simplificar se supone que cada punto reticular está ocupado por un solo átomo. Éste es el caso para la mayoría de los metales. Cada sólido cristalino se representa con uno de los siete tipos de celdas unitarias.

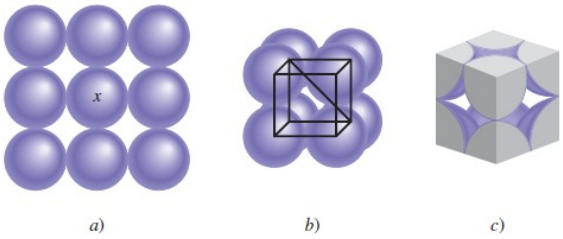
La geometría de la celda unitaria cúbica es particularmente simple porque todos los lados y ángulos son iguales. Cualquiera de las celdas unitarias, al reproducirlas en el espacio tridimensional, forman una estructura reticular característica de un sólido cristalino.

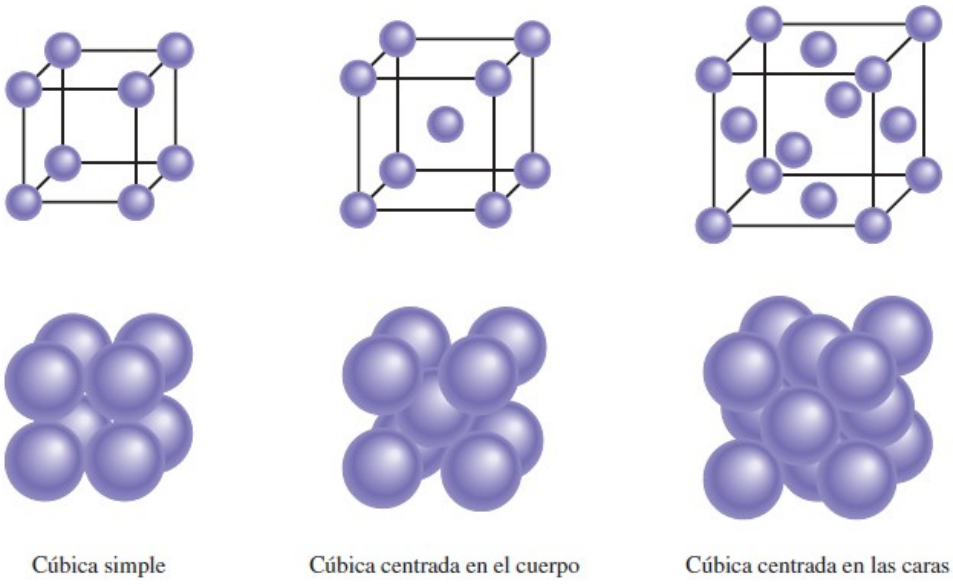
Empaquetamiento de esferas: Los requerimientos geométricos generales para que se forme un cristal se entienden si se analizan las distintas formas en que se pueden empacar varias esferas idénticas (por ejemplo, las pelotas de ping-pong) para formar una estructura

tridimensional ordenada. La manera en que las esferas se acomodan en capas determina el tipo de celda unitaria final.

La estructura tridimensional se genera al colocar una capa encima y otra debajo de esta capa, de tal manera que las esferas de una capa cubren totalmente las esferas de la capa inferior. Este procedimiento se repite para generar muchas capas como las de un cristal.

Examine la esfera marcada con una “x”, y verá que ésta se encuentra en contacto con otras cuatro esferas en su misma capa, con una esfera de la capa superior y con una esfera de la capa inferior. Se dice que cada esfera con este arreglo tiene un número de coordinación de 6 porque tiene seis vecinos inmediatos.

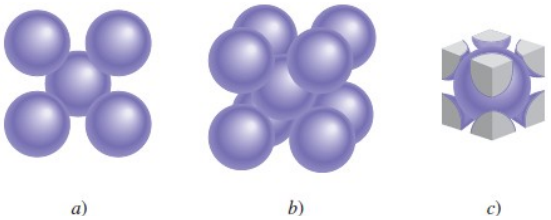




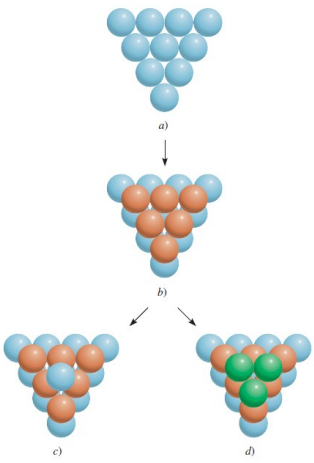
El número de coordinación se define como el número de átomos (o iones) que rodean un átomo (o ion) en una red cristalina. Su magnitud refleja qué tan compactas están empacadas las esferas: cuanto mayor es el número de coordinación, más juntas están las esferas. La unidad básica que se repite en la distribución de las esferas recién descrita se denomina celda cúbica simple, los otros tipos de celdas cúbicas son la celda cúbica centrada en el cuerpo y la celda cúbica centrada en las caras

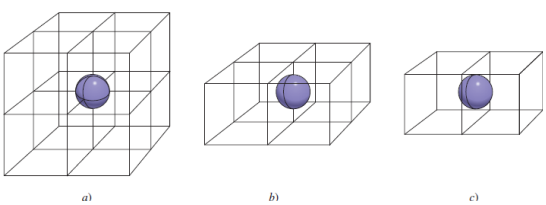
Una distribución cúbica centrada en el cuerpo se distingue de una cúbica simple en que la segunda capa de esferas se acomoda en los huecos de la primera capa, en tanto que la tercera lo hace en los huecos de la segunda capa , cada esfera de esta estructura tiene un número de coordinación de 8 (cada una está en contacto con cuatro esferas de la capa superior y cuatro de la capa inferior). En la celda cúbica centrada en las caras hay esferas en el centro de cada una de las seis caras del cubo, además de las ocho esferas de los vértices.

Dado que cada celda unitaria de un sólido cristalino es adyacente a otras celdas unitarias, la mayoría de los átomos de la celda se comparten con las celdas vecinas.



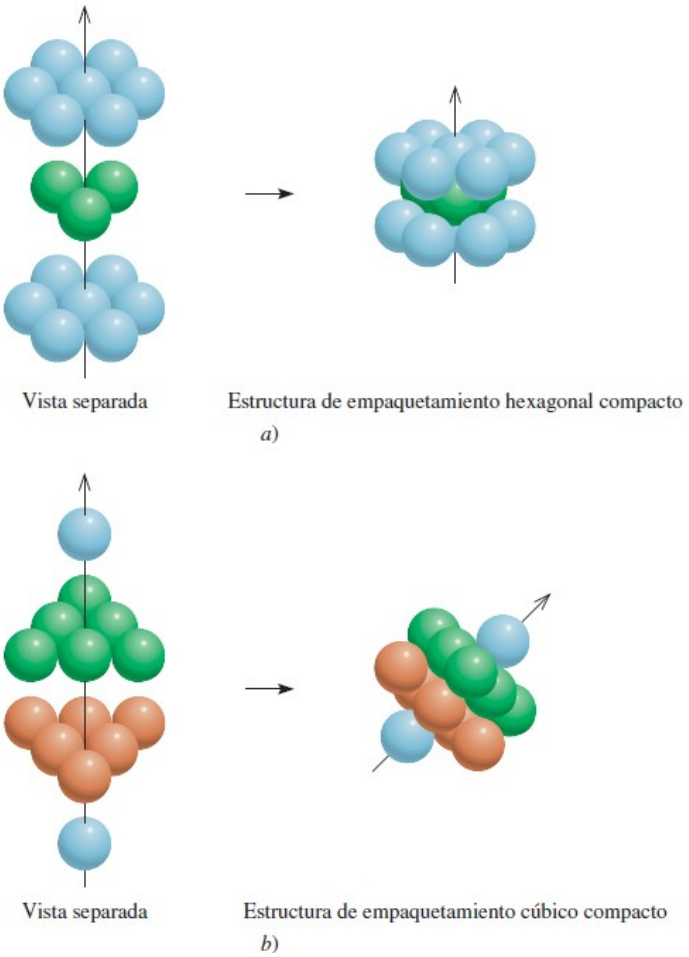
Una celda cúbica centrada en el cuerpo contiene el equivalente a dos esferas completas, una en el centro y otra producto de la contribución de las ocho esferas compartidas en los vértices. Una celda cúbica centrada en las caras contiene cuatro esferas completas, tres que se constituyen a partir de los seis átomos centrados en las caras y otra más de las ocho esferas compartidas en los vértices.





Empaquetamiento compacto: En las celdas cúbicas simple y centrada en el cuerpo hay más espacio vacío que en la celda cúbica centrada en las caras. El arreglo más eficiente de las esferas, denominado empaquetamiento compacto que se llamará capa A. Examinando la única esfera encerrada, se ve claramente que la rodean seis vecinas próximas en la capa. En la segunda capa (que se llamará B) las esferas se empacan en los huecos que quedan entre las esferas de la primera capa, de manera que todas las esferas están lo más juntas posible.

Hay dos formas en que la tercera capa de esferas puede cubrir la segunda capa para hacer más compacto el empaquetamiento. Las esferas se pueden acomodar en los huecos de tal modo que cada esfera de la tercera capa quede directamente sobre una esfera de la primera capa ,dado que no hay diferencia entre la distribución de la primera y la tercera capas, a la tercera capa también se le llama capa A. De manera alternativa, es posible que las esferas de la tercera capa se acomoden en los huecos que están directamente sobre la primera capa de esferas. En este caso, a esta tercera capa se le denomina capa C también se muestra las “vistas separadas” y las estructuras que resultan de estos dos arreglos. El arreglo ABA se conoce como estructura hexagonal compacta (hcp, por sus siglas en inglés, hexagonal close-packed structure), y el arreglo ABC es el de una estructura cúbica compacta (ccp, por sus siglas en inglés, cubic close-packed structure), que corresponde al cubo centrado en las caras ya descrito.



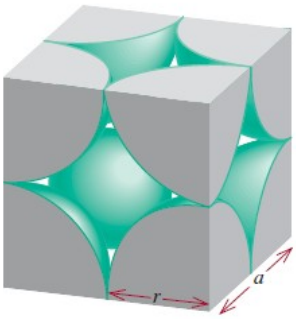
Observe que en la estructura hcp las esferas de cada una de las otras capas ocupan la misma posición vertical (ABABAB…), en tanto que en la estructura ccp las esferas de cada cuarta capa ocupan la misma posición vertical (ABCABCA…). Cada esfera de ambas estructuras tiene un número de coordinación de 12 (cada esfera está en contacto con seis esferas de su propia capa, tres de la capa de arriba y tres de la capa de abajo). Las estructuras hcp y ccp representan la forma más eficiente de empacar esferas idénticas en una celda unitaria, por lo que no es posible aumentar el número de coordinación más allá de 12.

Muchos metales y gases nobles, que son monoatómicos, forman cristales con estructuras hcp o ccp.

Por ejemplo, los átomos de magnesio, titanio y zinc cristalizan como una estructura hcp, en tanto que el aluminio, el níquel y la plata cristalizan en la distribución ccp. Todos los gases nobles sólidos tienen la estructura ccp, a excepción del helio, que cristaliza en la estructura hcp.

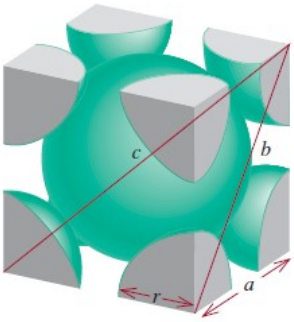
Es natural preguntarse por qué un conjunto de sustancias relacionadas, como los metales de transición o los gases nobles, forman estructuras cristalinas distintas, la respuesta se encuentra en la estabilidad relativa de una estructura cristalina particular, la cual está

determinada por las fuerzas intermoleculares. Así, el magnesio metálico tiene la estructura hcp porque esta distribución de átomos de Mg le da mayor estabilidad al sólido.



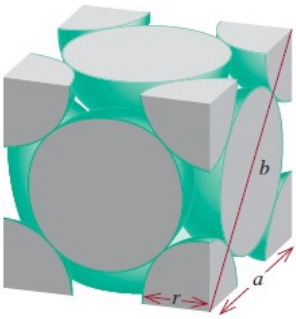
scc

$a = 2r$



bcc

$b^2 = a^2 + a^2$
$c^2 = a^2 + b^2$
$= 3a^2$
$c = \sqrt{3}a = 4r$
$a = \frac{4r}{\sqrt{3}}$



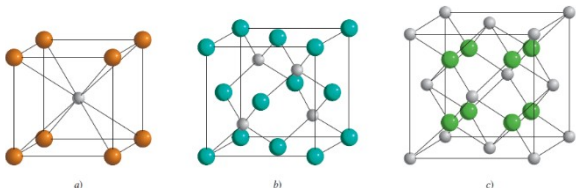
fcc

$b = 4r$
$b^2 = a^2 + a^2$
$16r^2 = 2a^2$
$a = \sqrt{8}r$

La relación existente entre el radio atómico r y la longitud de la arista a de una celda cúbica simple, una celda cúbica centrada en el cuerpo y una celda cúbica centrada en las caras. Esta relación sirve para determinar el radio atómico de una esfera si se conoce la densidad del cristal, como se verá en el siguiente ejemplo.

Tipos de cristales: Las estructuras y propiedades de los cristales , como punto de fusión, densidad y dureza, están determinadas por el tipo de fuerzas que mantienen unidas las partículas, cualquier cristal se puede clasificar en uno de cuatro tipos : iónico, covalente, molecular o metálico.

Cristales iónicos: Los cristales iónicos tienen dos características importantes: 1) están formados de especies cargadas, y 2) los aniones y los cationes suelen ser de distinto tamaño.



El conocimiento del radio de los iones ayuda a comprender la estructura y estabilidad de estos compuestos.

No es posible medir el radio de un ion individual, pero en ocasiones es posible obtener un estimado razonable de esta propiedad. Por ejemplo, si sabemos que el radio del ion I_2 en el KI es de unos 216 pm, podemos calcular el radio del ion K^+ en el KI, y a partir de éste el radio del Cl_2 en el KCl, y así sucesivamente.

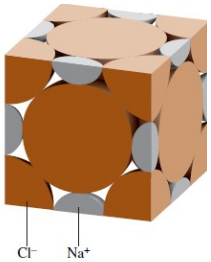


Figura 11.27 Porciones de iones Na^+ y Cl^- en una celda unitaria cúbica centrada en las caras.

La mayor parte de los cristales iónicos tienen puntos de ebullición elevados, lo cual refleja la gran fuerza de cohesión que mantiene juntos a los iones. La estabilidad de los cristales iónicos depende en parte de la energía reticular cuanto mayor sea esta energía, más estable es el compuesto. Estos sólidos no conducen electricidad debido a que los iones están en una posición fija. Sin embargo, en estado fundido o disueltos en agua, los iones se mueven libremente y el líquido conduce electricidad.

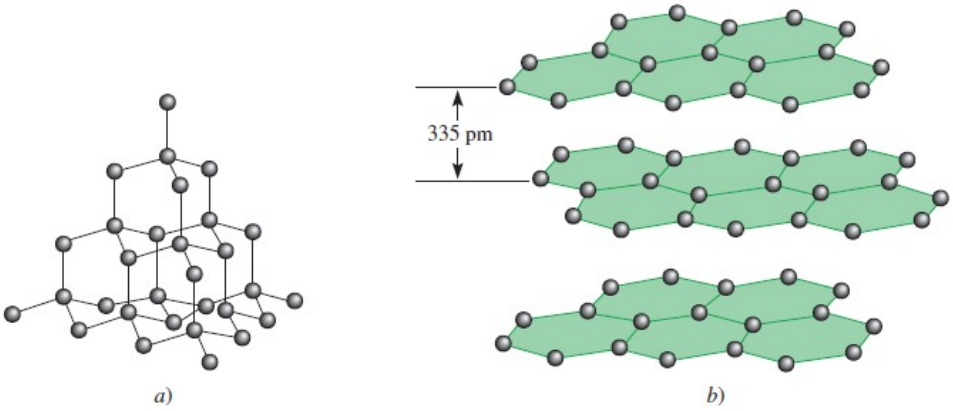


Figura 11.28 *a*) Estructura del diamante. Cada carbono está enlazado de manera tetraédrica a otros cuatro átomos de carbono. *b*) Estructura del grafito. La distancia entre las capas sucesivas es de 335 pm.

Cristales covalentes: Los átomos de los cristales covalentes se mantienen unidos en una red tridimensional únicamente por enlaces covalentes. Los dos alótropos del carbono , el diamante y el grafito, son ejemplos bien conocidos el

diamante, cada átomo de carbono presenta hibridación sp3; está enlazado a otros cuatro átomos

Los enlaces covalentes fuertes en tres dimensiones contribuyen a la dureza particular del diamante [es el material más duro que se conoce) y a su elevado punto de fusión (3 550°C)]. Los átomos de carbono se distribuyen en el grafito en forma de anillos de seis miembros. Todos los átomos tienen hibridación sp2; cada átomo está enlazado a otros tres átomos mediante enlaces covalentes. El orbital 2p remanente sin hibridar se utiliza para formar un enlace pi. De hecho, cada capa de grafito tiene la clase de orbital molecular deslocalizado que se encuentra en el benceno.

Como los electrones se pueden mover libremente en este orbital, el grafito es un buen conductor de electricidad en dirección de los planos de los átomos de carbono. La dureza del grafito se debe a los enlaces covalentes; sin embargo, como las capas se mantienen unidas por fuerzas débiles de van der Waals se pueden deslizar entre sí.

El cuarzo (SiO_2) es otro tipo de cristal covalente, la distribución de los átomos de silicio en el cuarzo es semejante a la del carbono en el diamante, pero en el cuarzo hay un átomo de oxígeno entre cada par de átomos de Si. Como el Si y el O tienen diferentes electronegatividades, el enlace Si—O es polar, no obstante, el SiO_2 comparte algunas de las propiedades del diamante, como la dureza y el punto de fusión alto (1 610°C).

Cristales moleculares: En un cristal molecular , los puntos reticulares están ocupados por moléculas que se mantienen unidas por fuerzas de van der Waals y enlaces de hidrógeno. El dióxido de azufre (SO_2) sólido es un ejemplo de un cristal molecular, en el que la fuerza de atracción predominante es una interacción dipolo-dipolo . Los enlaces de hidrógeno intermoleculares son los que mantienen la red tridimensional del hielo.

Los cristales de I2, P4 y S8 son otros ejemplos de cristales moleculares, con excepción del hielo, las moléculas de los cristales moleculares suelen empacarse tan juntas como su tamaño y forma lo permitan. Debido a que las fuerzas de van der Waals y los enlaces de hidrógeno son más débiles que los enlaces iónicos y covalentes, los cristales moleculares son más quebradizos que los cristales covalentes o iónicos, de hecho la mayoría de los cristales moleculares se funden a temperaturas menores de 100°C.

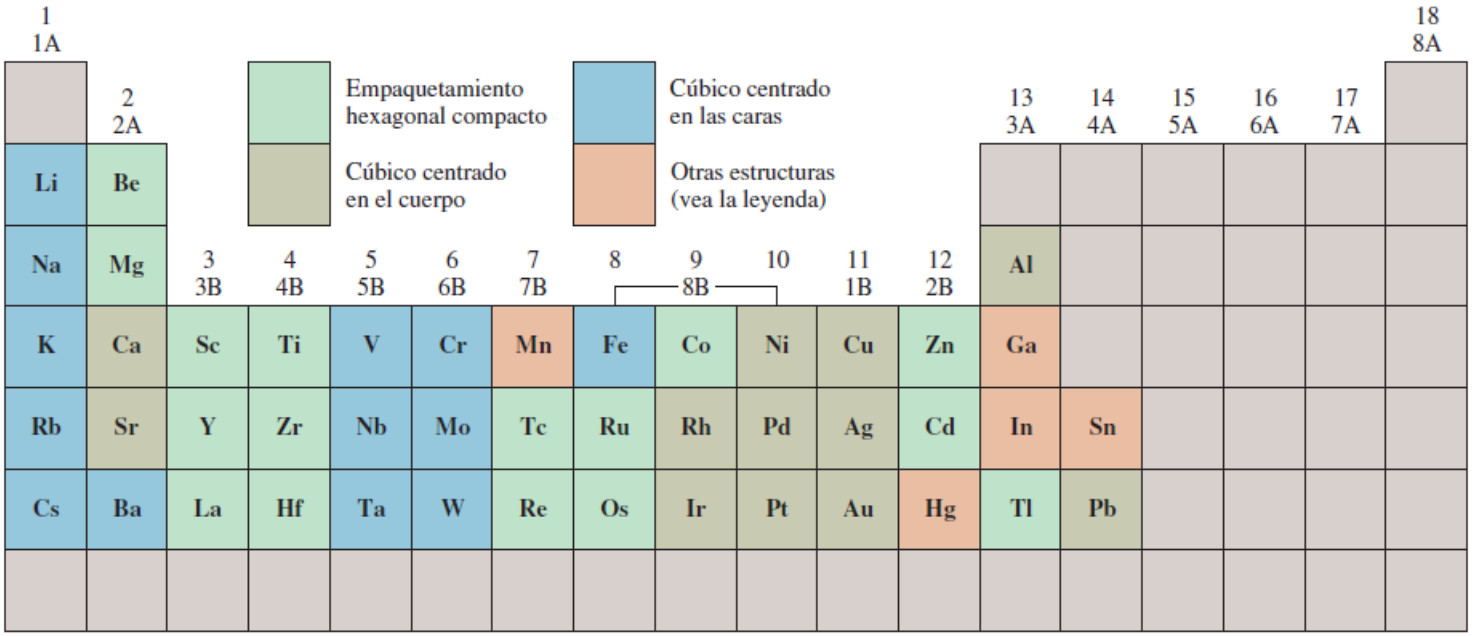


Figura 11.29 Estructuras cristalinas de los metales. Los metales se muestran según sus posiciones en la tabla periódica. El Mn tiene una estructura cúbica, el Ga una estructura ortorrómbica, el In y el Sn una estructura tetragonal, y el Hg una estructura romboédrica (vea la figura 11.15).

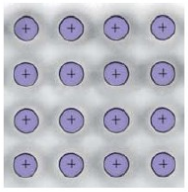


Figura 11.30 Corte transversal de un cristal metálico. Cada carga positiva representa el núcleo y los electrones internos de un átomo metálico. El área gris que rodea los iones metálicos positivos indica el mar móvil de electrones.

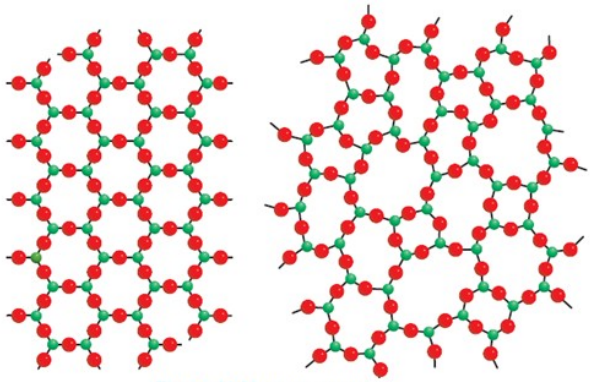
Cristales metálicos: En cierto sentido, la estructura de los cristales metálicos es la más simple porque cada punto reticular del cristal está ocupado por un átomo del mismo metal, los cristales metálicos por lo regular tienen una estructura cúbica centrada en el cuerpo o en las caras; también pueden ser hexagonales de empaquetamiento compacto. Por consiguiente, los elementos metálicos suelen ser muy densos.

Los enlaces en los cristales de metales son diferentes de los de otros tipos de cristales. En un metal, los electrones de enlace están deslocalizados en todo el cristal. De hecho, los átomos metálicos en un cristal se pueden imaginar como una distribución de iones positivos inmersos en un mar de electrones de valencia deslocalizados ,la gran fuerza de cohesión debida a la deslocalización electrónica es la que le confiere la resistencia al metal.

La movilidad de los electrones deslocalizados hace que los metales sean buenos conductores de calor y electricidad.

Tipo de cristal	Fuerza(s) que mantiene unidas a las unidades	Propiedades generales	Ejemplos
Iónico	Atracción electrostática	Duro, quebradizo, punto de fusión alto, mal conductor del calor y la electricidad	NaCl, LiF, MgO, $CaCO_3$
Covalente	Enlace covalente	Duro, punto de fusión alto, mal conductor del calor y la electricidad	C (diamante),† SiO_2 (cuarzo)
Molecular*	Fuerzas de dispersión, fuerzas dipolo-dipolo, enlaces de hidrógeno	Suave, punto de fusión bajo, mal conductor de la electricidad	Ar, CO_2, I_2, H_2O, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarosa)
Metálico	Enlace metálico	Suave a duro, punto de fusión bajo a alto, buen conductor del calor y la electri	Todos los elementos metálicos, por ejemplo: Na, Mg, Fe, Cu

Sólidos amorfos: Los sólidos son más estables cuando están en forma cristalina. Sin embargo, si un sólido se forma con rapidez (por ejemplo, cuando un líquido se enfría muy rápido), sus átomos o moléculas no tienen tiempo de alinearse por sí mismos y pueden quedar fijos en posiciones distintas a las de un cristal ordenado.



a) *b)*

Figura 11.31 Representación bidimensional de *a*) cuarzo cristalino y *b*) vidrio de cuarzo no cristalino. Las pequeñas esferas representan el silicio. En realidad, la estructura del cuarzo es tridimensional. Cada átomo de Si está enlazado de manera tetraédrica a cuatro átomos de O.

El sólido así formado se llama amorfo, los sólidos amorfos , como el vidrio, carecen de una distribución tridimensional regular de átomos.

El vidrio es uno de los materiales más valiosos y versátiles de la civilización. Es también uno de los más antiguos: hay artículos de vidrio que datan del año 1000 a.C. El vidrio es un producto de fusión de materiales inorgánicos ópticamente transparente que se ha enfriado a un estado rígido sin cristalizar. Por producto de fusión queremos decir que el vidrio es una mezcla fundida de dióxido de silicio (SiO_2) , su principal componente, y otros compuestos como óxido de sodio (Na_2O) , óxido de boro (B_2O_3) y ciertos óxidos de metales de transición que le confieren color y otras propiedades. En algunos aspectos, el vidrio se comporta más como un líquido que como un sólido. Los estudios de difracción de rayos X demuestran que el vidrio carece de un ordenamiento periódico regular.

Nombre	Composición	Propiedades y usos
Vidrio de cuarzo puro	100% SiO_2	Expansión térmica baja, transparente a un amplio margen de longitudes de onda. Utilizado en la investigación óptica.
Vidrio Pyrex	SiO_2, 60-80% B_2O_3, 10-25% Al_2O_3, pequeña cantidad	Expansión térmica baja; transparente a la radiación visible e infrarroja, pero no a la radiación ultravioleta. Se usa principalmente en laboratorios y en la fabricación de utensilios para cocinas domésticas.
Vidrio de cal sodada	SiO_2, 15%	Atacado fácilmente por sustancias químicas y sensible a los impactos térmicos.
	Na_2O, 15%	Transmite la luz visible, pero absorbe radiación ultravioleta.
	CaO, 10%	Se utiliza principalmente para ventanas y botellas.

El color del vidrio se debe en gran medida a la presencia de iones metálicos (como óxidos). Por ejemplo, el vidrio verde contiene óxido de hierro(III), Fe_2O_3, u óxido de cobre(II), CuO; el vidrio amarillo contiene óxido de uranio(IV), UO_2; el vidrio azul contiene óxidos de cobalto(II) y de cobre(II), CoO y CuO, y el vidrio rojo contiene pequeñas partículas de oro y cobre. Advierta que la mayoría de los iones mencionados aquí se derivan de los metales de transición.

Cambios de fase: Los cambios de fase , o las transformaciones de una fase a otra, se presentan cuando se agrega o se quita energía (casi siempre en forma de calor). Los cambios de fase son cambios físicos que se distinguen porque cambia el orden molecular; en la fase sólida las moléculas alcanzan el máximo ordenamiento, y en la fase gaseosa tienen el mayor desorden. Conviene tener presente que la relación entre el cambio de energía y el aumento o disminución del orden molecular ayudará a entender la naturaleza de estos cambios físicos.

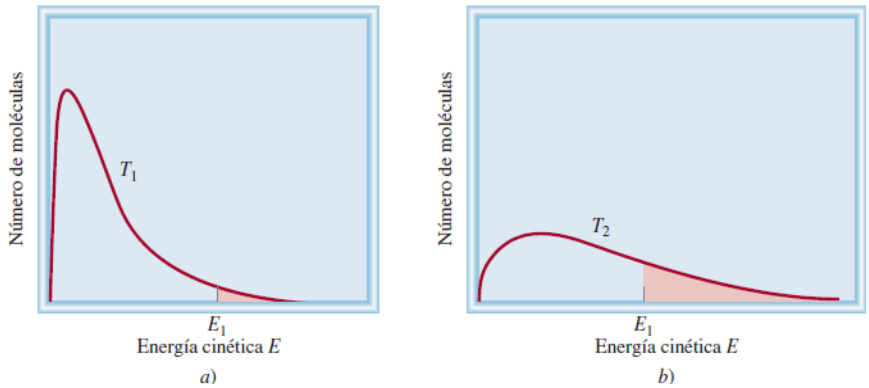


Figura 11.32 Curvas de distribución de energía cinética para las moléculas en un líquido *a*) a temperatura T_1 y *b*) a una temperatura más alta T_2. Observe que a la temperatura más alta, la curva se aplana. Las áreas sombreadas representan el número de moléculas que poseen energía cinética igual o mayor que cierta energía cinética E_1. Cuanto más alta sea la temperatura, mayor será el número de moléculas con energía cinética alta.

Equilibrio líquido-vapor: Las moléculas de un líquido no están fijas en una retícula rígida. Aunque carecen de la libertad total de movimiento de las moléculas gaseosas, están en continuo movimiento.

Como los líquidos son más densos que los gases, la rapidez con la que se dan las colisiones entre las moléculas es mucho mayor en la fase líquida que en la fase gaseosa. Cuando las moléculas de un líquido tienen suficiente energía para escapar de la superficie, sucede un cambio de fase. La evaporación o vaporización es el proceso en el cual un líquido se transforma en gas.

¿En qué forma la evaporación depende de la temperatura? La distribución de energía cinética de las moléculas de un líquido a dos temperaturas distintas. Como observamos, cuanto mayor es la temperatura, mayor es la energía cinética y, por lo tanto, más moléculas dejan la fase líquida.

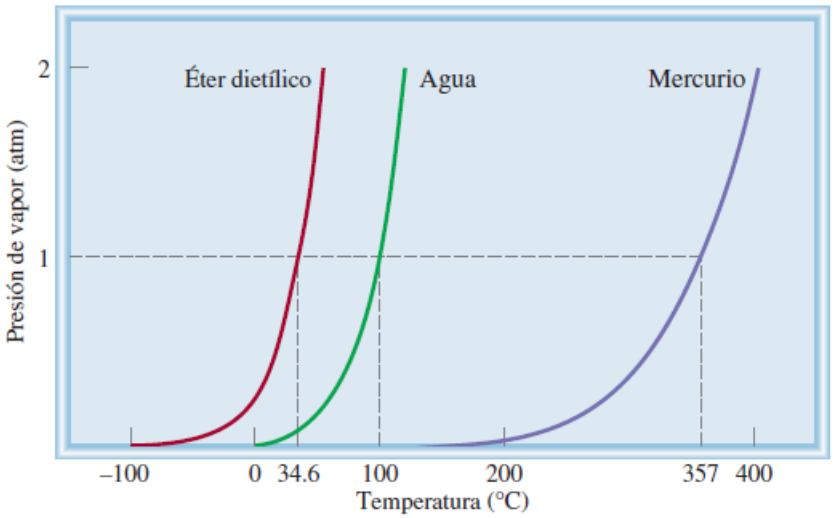


Figura 11.35 Incremento en la presión de vapor con temperatura para tres líquidos. Los puntos de ebullición normales de los líquidos (a 1 atm) se muestran en el eje horizontal. El fuerte enlace metálico en el mercurio produce una presión de vapor mucho más baja para el líquido a temperatura ambiente.

Equilibrio líquido-sólido: La transformación de un líquido en sólido se conoce como congelación ; el proceso inverso se denomina fusión . El punto de fusión de un sólido o el punto de congelación de un líquido es la temperatura a la cual las fases sólida y líquida coexisten en el equilibrio.

El punto de fusión (o congelación) normal de una sustancia es la temperatura a la cual una sustancia se funde (o se congela) a 1 atm de presión. Por lo general, omitimos la palabra “normal” cuando la presión es de 1 atm.

El equilibrio líquido-sólido más común ocurre entre el agua y el hielo. A 0°C y 1 atm, el equilibrio dinámico está representado por hielo Δ agua. Una demostración práctica de este equilibrio dinámico lo proporciona un vaso de agua con hielo. Cuando los cubos de hielo se derriten para formar agua, parte del agua entre los cubos de hielo se puede congelar para mantenerlos juntos. Éste no es un verdadero equilibrio dinámico; dado que el vaso no se mantiene a 0°C, llegará un momento en que todos los cubos de hielo se derritan.

La temperatura de una sustancia conforme absorbe calor de su entorno y observamos que a medida que un sólido se calienta, su temperatura aumenta hasta alcanzar su punto de fusión. A esta temperatura, la energía cinética promedio de las moléculas se ha vuelto lo bastante grande como para comenzar a superar las fuerzas intermoleculares que mantenían juntas a estas moléculas en el estado sólido. Inicia una transición de la fase sólida a la líquida , en la cual la absorción de calor se usa para separar más y más moléculas del sólido. Es importante observar que durante esta transición (A ¡ B) la energía cinética promedio de las moléculas no cambia, así que la temperatura se

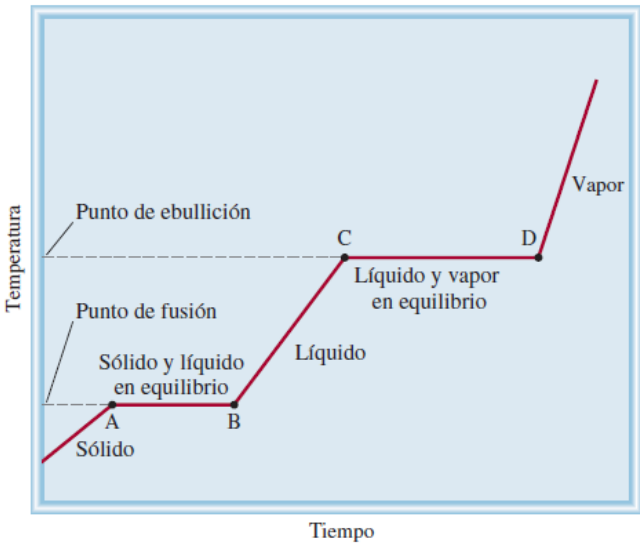


Figura 11.38 Curva de calentamiento típica, desde la fase sólida a la fase gaseosa de una sustancia, pasando por la fase líquida. Debido a que ΔH_{fus} es menor que ΔH_{vap}, una sustancia se funde en menos tiempo que lo que le toma hervir. Esto explica por qué la meseta AB es más corta que la meseta CD. Las pendientes de las líneas de calentamiento del sólido, el líquido y el vapor están determinadas por el calor específico de la sustancia en cada estado

mantiene constante. Una vez que la sustancia se ha fundido por completo, una mayor absorción de calor aumenta su temperatura hasta que se alcanza el punto de ebullición (B ¡ C). Aquí, ocurre la transición de la fase líquida a la gaseosa (C ¡ D) en la cual el calor absorbido se usa para romper las fuerzas intermoleculares que unen las moléculas en la fase líquida, por lo que la temperatura permanece constante! Una vez que esta transición ha llegado a su fin, la temperatura del gas aumenta cuando se le aplica más calor.

Por otro lado, cuando un líquido se evapora, sus moléculas se separan por completo y se necesita una cantidad considerablemente mayor de energía para vencer las fuerzas de atracción. Como esperamos, el enfriamiento de una sustancia tiene el efecto opuesto al calentamiento. Si eliminamos calor de una muestra de gas a una velocidad uniforme, su temperatura disminuye. Conforme se forma el líquido, se libera calor del sistema porque su energía potencial está disminuyendo. A esto se debe que la temperatura del sistema permanezca constante durante la condensación (D ¡ C). Una vez que todo el vapor se ha condensado, la temperatura del líquido comienza a bajar. Por último, al continuar el enfriamiento del líquido se llega a la congelación (B ¡ A).

Un líquido se puede enfriar temporalmente por debajo de su punto de congelación. A este proceso se le denomina sobreenfriamiento y se presenta cuando el calor del líquido se elimina tan rápido que las moléculas literalmente no tienen tiempo de acomodarse en la estructura ordenada de un sólido. Un líquido sobreenfriado es inestable; la agitación leve o la adición de una pequeña “semilla” de un cristal de la misma sustancia hará que se solidifica que con rapidez.

Equilibrio sólido-vapor: Los sólidos también experimentan evaporación y, por consiguiente, poseen una presión de vapor.

El proceso en el cual las moléculas pasan directamente de sólido a vapor se conoce como sublimación . El proceso inverso se denomina deposición , es decir, las moléculas hacen la transición directa de vapor a sólido. El naftaleno , la sustancia con la que se fabrican bolitas para combatir la polilla, tiene una presión de vapor (de equilibrio) bastante alta para un sólido (1 mmHg a 53°C); por ello, su vapor picante impregna muy rápido un espacio cerrado. El yodo también sublima. Arriba de la temperatura ambiente, el color violeta del vapor del yodo es fácilmente visible en un recipiente cerrado.

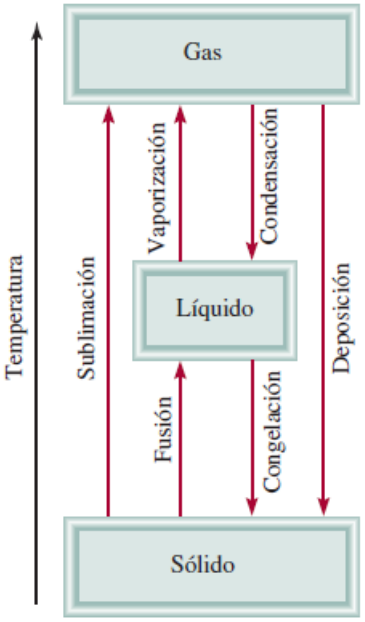


Figura 11.39 Los diferentes cambios de fase por los que una sustancia puede pasar.

Como las moléculas están unidas con más fuerza en un sólido, su presión de vapor suele ser mucho menor que la del líquido correspondiente. La energía (por lo general en kilojoules) necesaria para sublimar un mol de un sólido recibe el nombre de calor molar de sublimación (DHsub) , y es igual a la suma de los calores molares de fusión y vaporización.

Diagramas de fases: Las relaciones completas entre las fases sólida, líquida y de vapor se representan mejor en una sola gráfica conocida como diagrama de fases . Un diagrama de fases resume las condiciones en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas. En esta sección analizaremos los diagramas de fases del agua y del dióxido de carbono.

El agua: La gráfica se divide en tres regiones y cada una representa una fase pura. La línea que separa dos de las regiones indica las condiciones en las que estas dos fases pueden estar en equilibrio. Por ejemplo, la curva trazada entre las fases líquida y vapor muestra la variación de la presión de vapor con la temperatura.

Del mismo modo, las otras dos curvas indican las condiciones para que se establezca un equilibrio entre el hielo y el agua líquida, y entre el hielo y el vapor de agua. (Observe que la línea que limita las fases sólida-líquida tiene pendiente negativa.) El punto en el que se unen las tres curvas se denomina punto triple , y corresponde a la única condición en la que las tres fases pueden estar en equilibrio entre sí. Para el agua, este punto está a 0.01°C y 0.006 atm.

Los diagramas de fases permiten predecir los cambios en el punto de fusión y en el punto de ebullición de una sustancia debido a los cambios de la presión externa. También permiten anticipar las direcciones de las transiciones de las fases producidas por los cambios de temperatura y presión. Los puntos normales de fusión y ebullición del agua a 1 atm de presión son 0°C y 100°C, respectivamente.

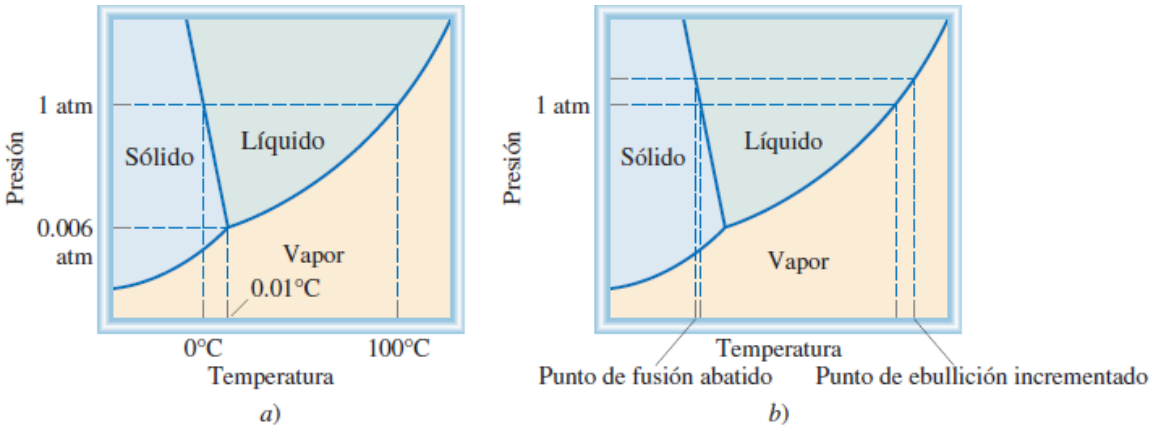


Figura 11.40 *a*) Diagrama de fases del agua. Cada línea sólida entre dos fases especifica las condiciones de presión y temperatura en las cuales pueden coexistir dos fases en equilibrio. El punto en el que las tres fases pueden existir en equilibrio (0.006 atm y 0.01°C) se denomina punto triple. *b*) En este diagrama de fases puede apreciarse que a medida que se incrementa la presión del hielo desciende su punto de fusión y que al incrementar la presión del agua líquida se eleva su punto de ebullición.

¿Qué pasaría si el agua se fundiera o hirviera a alguna otra presión? muestra que si la presión aumenta por arriba de 1 atm, incrementará el punto de ebullición y disminuirá el punto de fusión. Una disminución de la presión abatirá el punto de ebullición e incrementará el punto de fusión.

Dióxido de carbono: El diagrama de fases del dióxido de carbono tiene mucha semejanza con el del agua, con una excepción importante: la pendiente de la curva entre las fases sólida y líquida es positiva. De hecho, esto es válido para casi todas las demás sustancias.

El agua se comporta de otra forma porque el hielo es menos denso que el agua líquida. El punto triple del dióxido de carbono está a 5.2 atm y 257°C.

Conviene hacer una observación interesante acerca del diagrama de fases, toda la fase líquida está muy por arriba de la presión atmosférica, por consiguiente, es imposible que el dióxido de carbono sólido se funda a la presión de 1 atm. En cambio, cuando el CO2 sólido se calienta a 278°C se sublima. De hecho, el dióxido de carbono sólido se conoce como hielo seco porque parece hielo y no se funde.

Por esta propiedad, el hielo seco se utiliza como refrigerante.

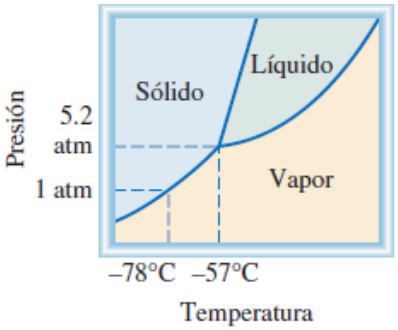


Figura 11.41 Diagrama de fases del dióxido de carbono. Observe que la línea divisoria entre sólido y líquido tiene una pendiente positiva. La fase líquida no es estable por debajo de 5.2 atm, así que sólo las fases sólidas y de vapor pueden existir en condiciones atmosféricas.

Tipos de disoluciones: Una disolución o solución es una mezcla homogénea de dos o

Componente 1	Componente 2	Estado de la disolución resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO_2 en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H_2 gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Latón (Cu/Zn), soldadura (Sn/Pb)

más sustancias. Debido a que esta definición no restringe, en modo alguno, la naturaleza de las sustancias implicadas, se distinguen seis tipos de disoluciones , dependiendo del estado físico original (sólido, líquido o gaseoso) de los componentes.

Los químicos también diferencian las disoluciones por su capacidad para disolver un soluto, una disolución saturada contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica mientras que una disolución no saturada contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver y una disolución sobresaturada , contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada.

Las disoluciones sobresaturadas no son muy estables con el tiempo una parte del soluto se separa de la disolución sobresaturada en forma de cristales. La cristalización es el proceso en el cual un soluto disuelto se separa de la disolución y forma cristales. Observe que tanto la precipitación como la cristalización describen la separación de un exceso de la sustancia sólida a partir de la disolución sobresaturada.Sin embargo, los sólidos que se forman durante estos dos procesos tienen apariencia diferente, en general pensamos que los precipitados están formados por partículas pequeñas, en tanto que los cristales pueden ser grandes y bien formados.

Enfoque molecular del proceso de disolución: Las atracciones intermoleculares que mantienen juntas las moléculas en líquidos y sólidos también tienen una función importante en la formación de las disoluciones. Cuando una sustancia (el soluto) se disuelve en otra (el disolvente), las partículas del soluto se dispersan en el disolvente, las partículas de soluto ocupan lugares que estaban ocupados por las moléculas de disolvente.

La facilidad con la que una partícula de soluto reemplaza a una molécula de disolvente depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones :

- interacción disolvente-disolvente
- interacción soluto-soluto
- interacción disolvente-soluto

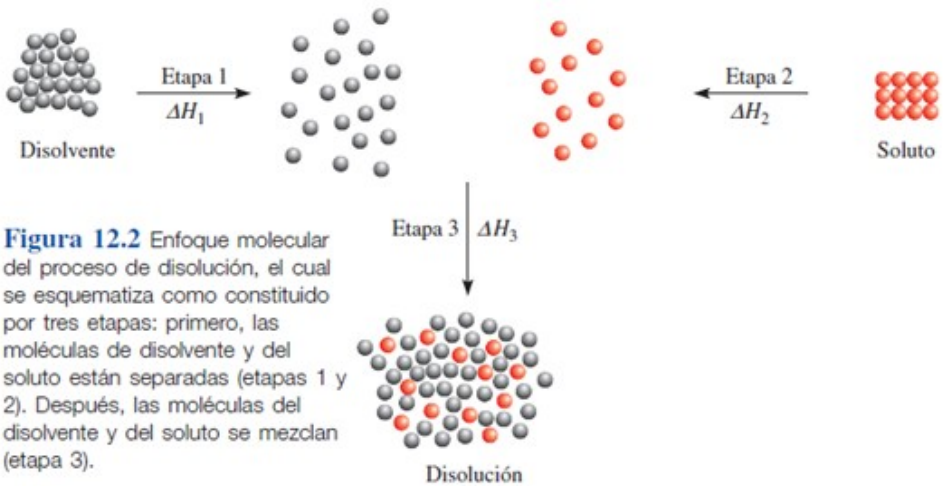


Figura 12.2 Enfoque molecular del proceso de disolución, el cual se esquematiza como constituido por tres etapas: primero, las moléculas de disolvente y del soluto están separadas (etapas 1 y 2). Después, las moléculas del disolvente y del soluto se mezclan (etapa 3).

Por simplificación, entendemos que el proceso de disolución se lleva a cabo en tres etapas diferentes.

La etapa 1 es la separación de las moléculas del disolvente y la etapa 2 implica la separación de las moléculas del soluto. Estas etapas requieren energía para romper las fuerzas de atracción intermoleculares, como consecuencia, son endotérmicas.

En la etapa 3 las moléculas del disolvente y del soluto se mezclan. Este proceso puede ser exotérmico o endotérmico. El calor de disolución ΔH_{disol} está dado por $\Delta H_{disol} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H$ Si la atracción soluto-disolvente es mayor que la atracción disolvente-disolvente y que la atracción soluto-soluto, el proceso de disolución será favorable o exotérmico $\Delta H_{disol} < 0$ pero si la interacción soluto-disolvente es más débil que las interacciones disolvente-disolvente y soluto-soluto, el proceso de disolución será endotérmico $\Delta H_{disol} > 0$. Resulta sorprendente el

hecho de que un soluto pueda disolverse en un disolvente si la atracción entre sus propias moléculas es más fuerte que la atracción soluto-disolvente. El proceso de disolución, igual que todos los procesos físicos y químicos, está regido por dos factores, uno es el factor energético, que determina si un proceso de disolución es exotérmico o endotérmico y el segundo factor se refiere a la tendencia hacia el desorden inherente a todos los procesos naturales. Lo mismo que las cartas de una baraja se mezclan al barajarse, cuando se mezclan las moléculas de soluto y de disolvente para formar una disolución hay un incremento de aleatoriedad o desorden. En estado puro, el disolvente y el soluto poseen cierto grado de orden, que se caracteriza por la disposición más o menos regular de átomos, moléculas o iones en el espacio tridimensional. Gran parte de este orden se destruye cuando el soluto se disuelve en el disolvente y por lo tanto, el proceso de disolución es acompañado por aumento del desorden, este aumento es en el desorden del sistema, lo que favorece la solubilidad de una sustancia, incluso si el proceso de disolución es endotérmico.

La solubilidad es una medida de la cantidad de soluto que se disolverá en cierto disolvente a una temperatura específica el dicho “lo semejante disuelve a lo semejante” es de gran ayuda para predecir la solubilidad de una sustancia en determinado disolvente. Esta expresión significa que es probable que dos sustancias cuyas fuerzas intermoleculares son del mismo tipo y magnitud sean solubles entre sí.

Unidades de concentración: El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su concentración , es decir, la cantidad de soluto presente en determinada cantidad de una disolución. Los químicos utilizan diferentes unidades de concentración; cada una de ellas tiene ciertas ventajas, así como algunas limitaciones. Examinaremos las cuatro unidades de concentración más comunes: porcentaje en masa, fracción molar, molaridad y molalidad.

Tipos de unidades de concentración
Porcentaje en masa
El porcentaje en masa (también llamado porcentaje en peso o peso porcentual) es la relación de la masa de un soluto en la masa de la disolución, multiplicado por 100%: $$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$
Fracción molar (X)
La fracción molar de un componente de una disolución , el componente A, se representa como X_A y se define como: $$\text{fracción molar del componente A} = X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{suma de los moles de todos los componentes}}$$ La fracción molar no tiene unidades, debido a que también representa una relación de dos cantidades semejantes.
Molaridad (M)
La molaridad es el número de moles de soluto en 1 L de disolución, es decir:

$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Por lo tanto, las unidades de la molaridad son moles/L.

Molalidad (m)

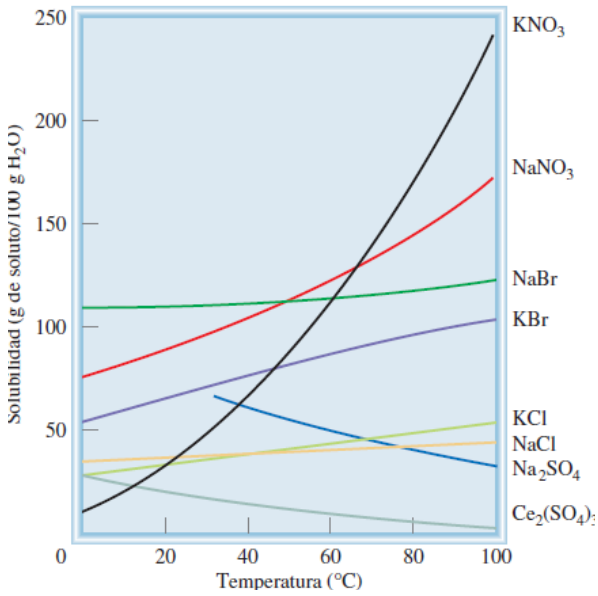
La molalidad es el número de moles de soluto disueltos en 1 kg (1 000 g) de un disolvente, es decir:

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}}$$

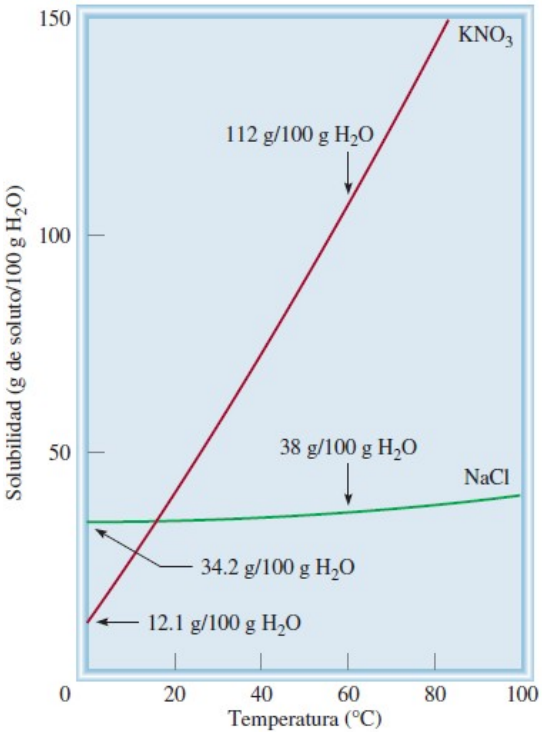
Por lo tanto, las unidades de la molaridad son moles/Kg.

Efecto de la temperatura en la solubilidad:Recuerde que la solubilidad se define como la máxima cantidad de un soluto que se puede disolver en determinada cantidad de un disolvente a una temperatura específica. La temperatura afecta la solubilidad de la mayor parte de las sustancias.

Solubilidad de los sólidos y la temperatura: En la mayor parte de los casos, aunque no en todos, la solubilidad de una sustancia sólida aumenta con la temperatura. Sin embargo, no hay una correlación clara entre el signo de ΔH_{disol} y la variación de la solubilidad con respecto de la temperatura.



Por ejemplo, el proceso de disolución del $CaCl_2$ es exotérmico y el del NH_4NO_3 es endotérmico pero la solubilidad de ambos compuestos aumenta al incrementarse la temperatura. En general, el efecto de la temperatura sobre la solubilidad debe determinarse en forma experimental.



Cristalización fraccionada: La dependencia de la solubilidad de un sólido respecto de la temperatura varía de manera considerable, por ejemplo, la solubilidad de $NaNO_3$ aumenta rápidamente con la temperatura, en tanto que la de NaCl casi no cambia. Esta gran variación proporciona una forma para obtener sustancias puras a partir de mezclas.

La cristalización fraccionada es la separación de una mezcla de sustancias en sus componentes puros con base

en sus diferentes solubilidades. Suponga que tenemos una muestra de 90 g de KNO_3 contaminada con 10 g de NaCl, para purificar el KNO_3, la mezcla se disuelve en 100 mL de agua a 60°C y entonces la disolución se enfría de manera gradual hasta 0°C. A esta temperatura, las solubilidades de KNO_3 y de NaCl son de 12.1 g/100 g de H_2O y 34.2 g/100 g de H_2O, respectivamente. Así, se separarán de la disolución (90-2) g, o 78 g de KNO_3, pero todo el NaCl permanecerá disuelto. De esta forma, obtenemos alrededor de 90% de la cantidad original de KNO_3 en forma pura, los cristales de KNO_3 se pueden separar de la disolución mediante filtración.

Muchos de los compuestos sólidos, inorgánicos y orgánicos, que se utilizan en el laboratorio se purifican mediante la cristalización fraccionada. Por lo general el método funciona mejor si el compuesto que se va a purificar tiene una curva de solubilidad con una gran pendiente, es decir, si es mucho más soluble a altas temperaturas que a temperaturas bajas. De otra manera, una gran parte del compuesto permanecerá disuelto a medida que se enfría la disolución.

La cristalización fraccionada también funciona bien si la cantidad de impurezas en la disolución es relativamente pequeña.

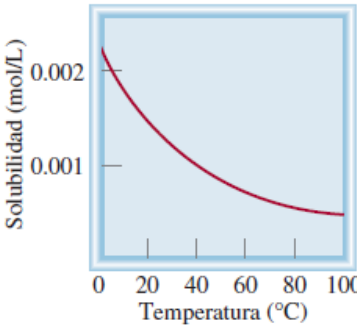


Figura 12.5 Dependencia de la solubilidad del O_2 gaseoso en agua con respecto de la temperatura. Observe que la solubilidad disminuye con el incremento en la temperatura. La presión del gas sobre la disolución es de 1 atm.

La solubilidad de los gases y la temperatura: La solubilidad de los gases en agua por lo general disminuye al aumentar la temperatura, cuando se calienta agua en un recipiente, se pueden ver las burbujas de aire que se forman en las paredes del recipiente antes de que hierva el agua y a medida que aumenta la temperatura, las moléculas de aire disuelto “salen” de la disolución incluso antes de que el agua misma hierva.

La disminución de la solubilidad del oxígeno molecular en agua caliente tiene una relación directa con la contaminación térmica , es decir, el aumento de la temperatura del ambiente (en particular, acuífero) a temperaturas que resultan dañinas para los seres que lo habitan.

Propiedades coligativas de las disoluciones de no electrólitos: Las propiedades coligativas (o propiedades colectivas) son propiedades que dependen sólo del número de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas del soluto. Todas estas propiedades tienen un mismo origen, todas dependen del número de partículas de soluto presentes, independientemente de que sean átomos, iones o moléculas.

Las propiedades coligativas son la disminución de la presión de vapor, la elevación del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la presión osmótica. Para el estudio de las propiedades coligativas de disoluciones de no electrólitos es importante recordar que se está hablando de disoluciones relativamente diluidas, es decir, disoluciones cuyas concentraciones son ≤ 0.2 M.

Coloides: Las disoluciones estudiadas hasta aquí son verdaderas mezclas homogéneas. Ahora consideraremos lo que sucede si se adiciona arena a un recipiente con agua y se agita. Al principio, las partículas de arena quedan suspendidas, pero poco a poco se depositan en el fondo. Éste es un ejemplo de una mezcla heterogénea .

Medio de dispersión	Fase dispersa	Nombre	Ejemplo
Gas	Líquido	Aerosol	Niebla, bruma
Gas	Sólido	Aerosol	Humo
Líquido	Gas	Espuma	Crema batida
Líquido	Líquido	Emulsión	Mayonesa
Líquido	Sólido	Sol	Leche de magnesia
Sólido	Gas	Espuma	Plástico, espuma
Sólido	Líquido	Gel	Gelatina, mantequilla
Sólido	Sólido	Sol sólida	Ciertas aleaciones (acero), ópalo

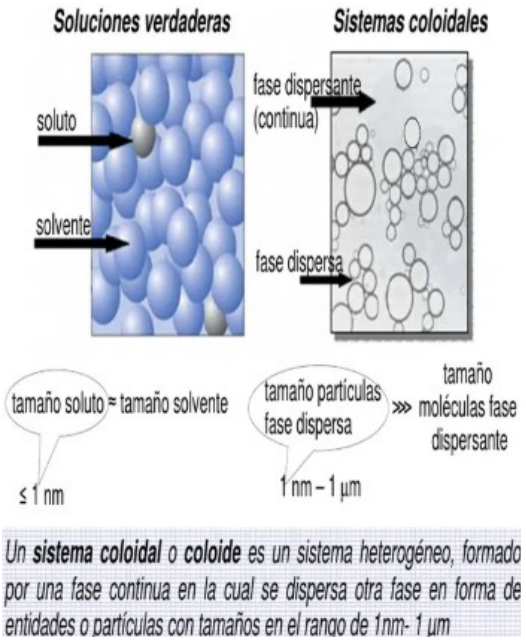
Entre estos dos extremos hay un estado intermedio que se llama suspensión coloidal , o simplemente coloide .

Un coloide es una dispersión de partículas de una sustancia (la fase dispersa) entre un medio dispersor, formado por otra sustancia. Las partículas coloidales son mucho más grandes que las moléculas de los solutos comunes; miden entre $1x10^3$ pm a $1x10^6$ pm. Una suspensión coloidal también carece de la homogeneidad de una disolución común. La fase dispersa y el medio dispersor pueden ser gases, líquidos, sólidos o una combinación de diferentes fases

Un coloide es una mezcla heterogénea donde una sustancia se distribuye finamente en otra, formando un sistema coloidal. La fase dispersa son las partículas pequeñas de la primera sustancia, las cuales quedan suspendidas en la segunda, conocida como medio de dispersión o fase continua.

Características del coloide:

1) Fase dispersa: Son partículas con un tamaño entre 1 y 1000 nanómetros (nm). Son más grandes que las de una solución verdadera, pero lo suficientemente pequeñas para permanecer suspendidas.
2) Medio dispersante: Es la sustancia en la que se encuentran dispersas las partículas de la fase dispersa. Puede ser un sólido, un líquido o un gas.
3) Mezcla heterogénea: A pesar de que no se separan con el tiempo como las suspensiones, los coloides son sistemas heterogéneos. Esto significa que tienen dos o más fases, aunque las partículas no se pueden ver a simple vista.
4) Efecto Tyndall: Una característica distintiva de los coloides es que dispersan la luz, lo que hace que un haz de luz sea visible al pasar a través de ellos (similar a cómo se ve un rayo de sol a través de la niebla o el humo).



En física y química, un coloide, sistema coloidal, suspensión coloidal o dispersión coloidal es un sistema conformado por dos o más fases, normalmente una fluida (líquido o gas) y otra dispersa en forma de partículas generalmente sólidas muy finas.

La fase dispersa es la que se halla en menor proporción. Normalmente la fase continua es líquida, pero pueden encontrarse coloides cuyos componentes se encuentran en otros estados de agregación de la materia.



Las disoluciones son mezclas homogéneas con partículas a nivel molecular que no se ven ni precipitan, como el agua y la sal.

Los coloides son mezclas con partículas más grandes que las disoluciones, pero demasiado pequeñas para sedimentar, lo que les permite dispersar la luz (efecto Tyndall), como la niebla o la leche.

Las suspensiones son mezclas heterogéneas con partículas grandes y visibles que sí pueden sedimentar al reposar, volviéndose turbias u opacas, como el agua con arcilla.

Aunque las partículas de un gas puedan tener el tamaño de las de un coloide, al mezclarse con otro gas no pueden considerarse como coloide pues no hay coloides “gaseoso-gaseoso”, todas las mezclas gaseoso - gaseoso forman una disolución. Las sustancias pueden conformarse en estado coloidal excepto la mezcla gaseoso - gaseoso, por tanto, en muchos procesos naturales está implicado el estado coloidal.
También las sustancias coloidales participan, entre otros, en la producción de pinturas, cerámica, plásticos, telas, papel fotográfico, pegamentos, tintas, cementos, hule, cuero, jabones, lubricantes, detergentes, adhesivos, insecticidas para la agricultura, condimentos alimenticios, mantequilla, queso y otros productos alimenticios.

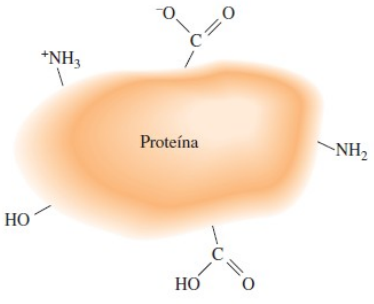
Estado físico de las sustancias sin mezclar			Estado físico del material	Nombre específico	Ejemplo
Fase dispersa		Fase dispersante	Coloide		
líquido	en	gaseoso	gaseoso*	aerosol líquido	niebla
sólido	en	gaseoso	gaseoso*	aerosol sólido	humo
gaseoso	en	líquido	líquido	espuma	crema batida
líquido	en	líquido	líquido	emulsión	leche
sólido	en	líquido	líquido	sol	pintura de látex
gaseoso	en	sólido	sólido	espuma sólida	hule espuma
líquido	en	sólido	sólido	gel	gelatina
sólido	en	sólido	sólido	sol sólido	rubí

Ahora solo te falta conocer las mezclas homogéneas denominadas suspensiones. Una suspensión es un tipo de mezcla heterogénea donde partículas sólidas o líquidas permanecen suspendidas en un medio (líquido o gas), sin disolverse por completo. Estas partículas son visibles a simple vista o al microscopio, se pueden separar mediante filtración y tienden a sedimentar al reposo debido a la gravedad, dando a la mezcla un aspecto turbio y opaco.

	Disoluciones	Coloides	Suspensiones
Tamaño de particula	Menor a 1nm	Entre 1nm y 1µm	Mayor a 1µm
Partículas que los constituyen	Iones, átomos o moléculas	Grupos de iones, átomos o moléculas	Grandes grupos de iones, átomos o moléculas
Separación de los constituyentes de la mezcla por filtrado	No hay separación	No hay separación	Sí hay separación
Separación de los constituyentes de la mezcla con una membrana semipermeable	No hay separación	Sí hay separación	Sí hay separación
Reflexión de la luz “Efecto Tyndall”	No	Sí	No
Homogeneidad	Homogénea	Homogénea	En el límite
Transparencia	Transparente	Translúcida	Opaca

<u>Heterogénea:</u> Sus componentes (fases) no son uniformes y se pueden distinguir, al menos en algún momento.
<u>Partículas grandes: El</u> tamaño de las partículas dispersas es lo suficientemente grande para ser visible a simple vista, a diferencia de las soluciones o coloides.
<u>Sedimentación:</u> Si se deja en reposo, las partículas sólidas se asientan en el fondo del recipiente debido a la fuerza de gravedad.
<u>Filtrable:</u> Las partículas sólidas se pueden separar del resto de la mezcla mediante un proceso de filtración.
<u>Inestables:</u> Suelen ser poco estables y con el tiempo las partículas se aglutinan o sedimentan, por lo que a menudo se usan aditivos estabilizantes.

<u>Coloides hidrofílicos y coloides hidrofóbicos:</u> Entre los coloides más importantes se encuentran aquellos en los que el medio dispersor



es el agua. Dichos coloides se dividen en dos categorías: hidrofílicos, o con atracción por el agua, e hidrofóbicos, o que son repelidos por el agua.

Los coloides hidrofílicos son disoluciones que contienen moléculas muy grandes, como proteínas. En la fase acuosa, una proteína como la hemoglobina se pliega de tal forma que las partes hidrofílicas de la molécula, las partes capaces de formar interacciones favorables con las moléculas de agua a través de fuerzas ion-dipolo o mediante formación de enlaces de hidrógeno, se encuentran en la parte externa.

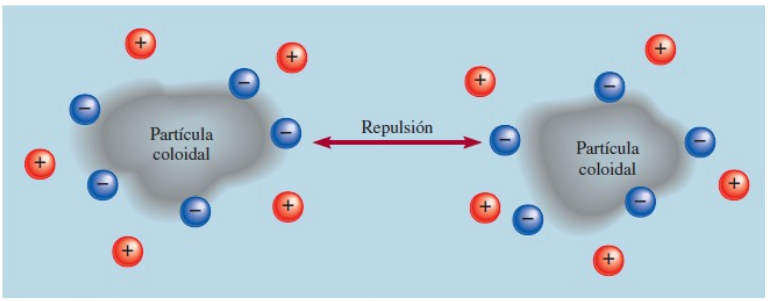


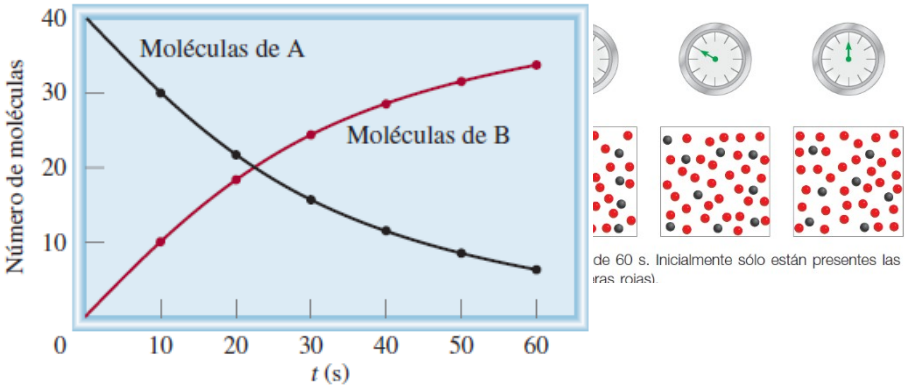
Figura 12.18 Diagrama que muestra la estabilización de los coloides hidrofóbicos. Los iones negativos se adsorben en la superficie y la repulsión entre cargas iguales evita la aglutinación de las partículas.

En general, los coloides hidrofóbicos no son estables en agua y sus partículas forman conglomerados , como gotas de aceite en agua, que se distribuyen en una película oleosa en la superficie del agua. Sin embargo, pueden estabilizarse por adsorción de iones en su superficie. Es diferente a la absorción , ya que esta última significa el paso al interior del medio, estos iones adsorbidos interactúan con el agua, estabilizando así el coloide y al mismo tiempo, la repulsión electrostática entre las partículas evita que se junten.

La rapidez de una reacción: La cinética química es el área de la química que se ocupa del estudio de la velocidad, o rapidez, con que ocurre una reacción química. La palabra “cinética” sugiere movimiento o cambio la energía cinética esta definida como la “energía debida al movimiento de un objeto” y en este caso, cinética se refiere a la rapidez de reacción , que se refiere al cambio en la concentración de un reactivo o de un producto con respecto del tiempo (M/s).

Hay muchas razones para estudiar la rapidez de una reacción. Para empezar, existe curiosidad intrínseca respecto de la razón por la que las reacciones ocurren a diferentes rapideces. Algunos procesos, como las etapas iniciales de la visión, la fotosíntesis y las reacciones nucleares en cadena, ocurren a una rapidez muy corta, del orden de 10^{-12} s a 10^{-6} s. Otros, como la polimerización del cemento y la conversión del grafito en diamante, necesitan millones de años para completarse. En un nivel práctico, el conocimiento de la rapidez de las reacciones es de gran utilidad para el diseño de fármacos, el control de la contaminación y el procesamiento de alimentos. Con frecuencia los químicos industriales hacen más énfasis en la aceleración de la rapidez de una reacción que en mejorar su rendimiento.

Sabemos que cualquier reacción puede representarse a partir de la ecuación general reactivos → productos, esta ecuación expresa que durante el transcurso de una reacción, los reactivos se consumen mientras se forman los productos. Como resultado, podemos seguir el progreso de una reacción al medir ya sea la disminución en la concentración de los reactivos, o el aumento en la concentración de los productos.



de 60 s. Inicialmente sólo están presentes las ras rojas).

El progreso de una reacción sencilla donde las moléculas de A se convierten en moléculas de B: A→B Se muestra la disminución del

número de moléculas de A y el incremento en el número de moléculas de B con respecto del tiempo.

Conveniente expresar la rapidez de reacción en términos del cambio en la concentración en cuanto al tiempo. Así, para la reacción A→B, la rapidez se expresa como:

$$\text{rapidez} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{o} \quad \text{rapidez} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

En donde Δ[A] y Δ [B] son los cambios en la concentración (molaridad) en determinado periodo Δt. Debido a que la concentración de A disminuye durante un intervalo, Δ[A] es una cantidad negativa. La rapidez de reacción es una cantidad positiva, de modo que es necesario un signo menos en la expresión de la rapidez para que la rapidez sea positiva. Por otra parte, la rapidez de formación del producto no requiere un signo de menos porque Δ[B] es una cantidad positiva (la concentración de B aumenta con el tiempo). Estas rapideces son rapideces promedio porque representan el promedio durante cierto periodo Δt.

A continuación, veremos cómo se mide en forma experimental la rapidez de una reacción. Por definición, sabemos que para determinar la rapidez de una reacción se mide la concentración del reactivo (o del producto) como una función del tiempo. Para las reacciones en disolución, la concentración de algunas especies se puede medir por métodos espectroscópicos . Si participan iones, el cambio en la concentración también puede detectarse por medio de mediciones de conductividad eléctrica . Las reacciones con gases se siguen a través de medidas de presión.

Donde el término k se conoce como constante de rapidez , una constante de la proporcionalidad entre la rapidez de la reacción y la concentración del reactivo . Esta proporcionalidad directa entre la concentración de un elemento y la rapidez también se apoya graficando los datos.

En química, "Ka" no es un símbolo comúnmente usado para la constante de velocidad de reacción; en su lugar, se utiliza la letra "k" (minúscula) para representar la constante de velocidad (o constante específica de la reacción), que es la constante de proporcionalidad que relaciona la velocidad de una reacción con la concentración de los reactivos. Es independiente de la concentración de reactivos, pero sí es dependiente de la temperatura. Por otro lado, el símbolo "K" (mayúscula) se usa para la constante de equilibrio, que describe la relación entre productos y reactivos cuando una reacción ha alcanzado el equilibrio y no hay cambio neto en las concentraciones.
K: Constante de equilibrio, describe la extensión de una reacción reversible en el equilibrio.
k: Constante de velocidad, parte de la ley de velocidad y representa la rapidez de la reacción.

Constantes de rapidez y su dependencia de la energía de activación y de la temperatura: Con muy pocas excepciones, la rapidez de las reacciones aumenta al incrementar la temperatura.

Por ejemplo, el tiempo que se requiere para cocer un huevo en agua es mucho menor si la “reacción” se lleva a cabo a 100°C (unos 10 min) que a 80°C (cerca de 30 min). Por lo contrario, una forma efectiva de conservar alimentos consiste en almacenarlos a temperaturas bajo cero, para que disminuya la rapidez de descomposición bacteriana.

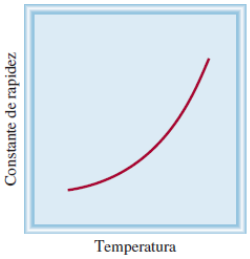


Figura 13.15 Dependencia de la constante de rapidez respecto de la temperatura. Las constantes de rapidez de la mayor parte de las reacciones se incrementan con el aumento de la temperatura.

La teoría de las colisiones en la cinética química: La teoría cinética molecular de los gases establece que las moléculas de los gases chocan frecuentemente unas con otras. Por lo tanto, parece lógico suponer, y en general es cierto, que las reacciones químicas son resultado de las colisiones entre las moléculas de los reactivos . En términos de la teoría de las colisiones de la cinética química, es de esperar que la rapidez de una reacción sea directamente proporcional al número de colisiones moleculares por segundo o a la frecuencia de las colisiones moleculares:

$$\text{rapidez} \propto \frac{\text{número de colisiones}}{\text{s}}$$

Esta sencilla relación explica la dependencia de la rapidez de reacción con la concentración.

Considere la reacción de moléculas de A con moléculas de B para formar algún producto, suponga que cada molécula del producto se forma a partir de la combinación directa de una molécula de A con una molécula de B. Si se duplicase la concentración de A el número de colisiones A-B también se duplicaría, porque para cualquier volumen determinado existiría el doble de moléculas de A que podrían chocar con las moléculas de B y como consecuencia, la rapidez aumentaría por un factor de 2.

De manera semejante, al duplicar la concentración de las moléculas de B, la rapidez aumentaría al doble. Entonces, la ley de rapidez puede expresarse como:

$$\text{rapidez} = k[\text{A}][\text{B}]$$

La reacción es de primer orden tanto para A como para B y obedece a una cinética de segundo orden. La teoría de las colisiones es intuitiva, pero la relación entre la rapidez y las colisiones moleculares es más complicada de lo que podría esperarse.

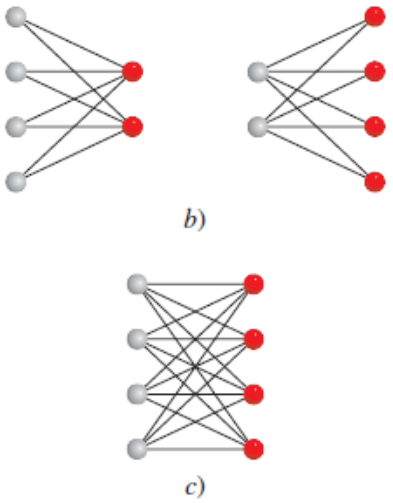


Figura 13.16 Dependencia del número de colisiones con la concentración. Aquí consideraremos sólo las colisiones A-B, las cuales puedan conducir a la formación de productos. *a*) Existen cuatro colisiones posibles entre dos moléculas A y dos moléculas B. *b*) Al duplicar el número de cualquier tipo de molécula (pero no de ambas), el número de colisiones se incrementa a ocho. *c*) Al duplicar tanto las moléculas de A como las de B, el número de colisiones se incrementa a dieciséis. En cada caso, la colisión entre una esfera roja y una gris sólo se puede contar una vez.

Según la teoría de las colisiones siempre hay una reacción cuando chocan las moléculas de A y B. Sin embargo, no todas las colisiones permiten que la reacción proceda. Los cálculos basados en la teoría cinética molecular muestran que a presiones y temperaturas normales (1 atm y 298 K), se presentan alrededor de $1x10^{27}$ colisiones binarias (colisiones entre dos moléculas) en un volumen de 1 mL cada segundo en fase gaseosa. En los líquidos hay todavía más colisiones por segundo. Si cada colisión binaria condujera a un producto, la mayoría de las reacciones se completaría de manera casi instantánea. En la práctica encontramos que las rapideces de las reacciones varían mucho.

Esto significa que, en muchos casos, las colisiones por sí mismas no garantizan que se lleve a cabo una reacción. Cualquier molécula en movimiento posee energía cinética ; cuanto más rápido se mueve, su energía cinética es mayor. Pero una molécula que se mueve rápidamente no se romperá en fragmentos por sí misma. Para reaccionar, debe chocar con otra molécula. Cuando las moléculas chocan, parte de su energía cinética se convierte en energía vibracional y si la energía cinética inicial es grande, las moléculas que chocan vibrarán tan fuerte que se romperán algunos de los enlaces químicos. Esta fractura del

enlace es el primer paso hacia la formación del producto. Si la energía cinética inicial es pequeña, las moléculas prácticamente rebotarán intactas. En términos energéticos, se dice que existe una energía mínima de choque por debajo de la cual no habrá cambio alguno después del choque. Si no está presente esta energía, las moléculas permanecen intactas y no habrá cambios por la colisión.

Suponemos que para que ocurra una reacción, las moléculas que chocan deben tener energía cinética total igual o mayor que la energía de activación (E_a) , que es la mínima cantidad de energía que se requiere para iniciar una reacción química. Cuando las moléculas chocan, forman un complejo activado (también denominado estado de transición), que es una especie transitoria formada por las moléculas de los reactivos como resultado de una

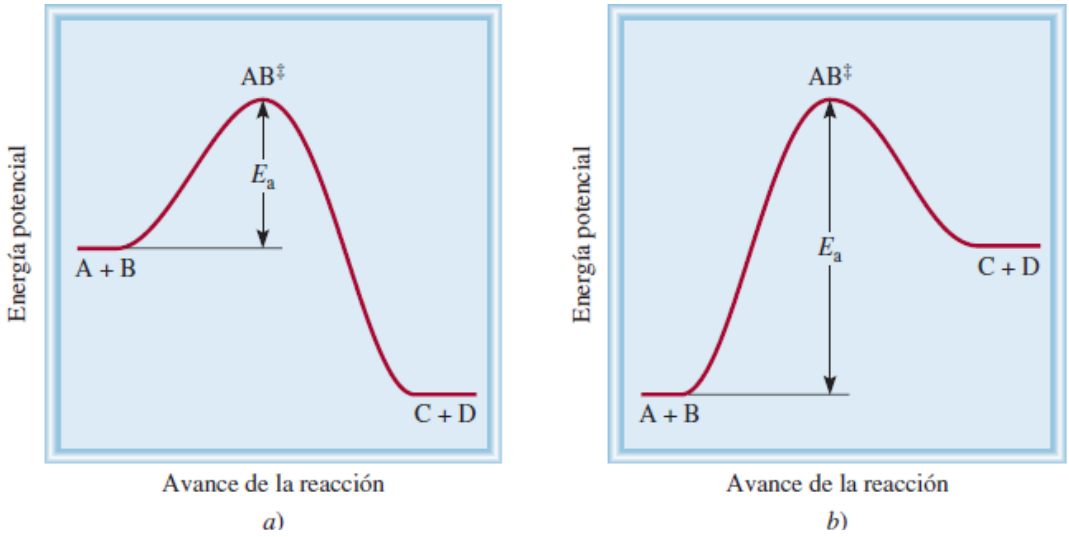


Figura 13.17 Perfiles de energía potencial para reacciones *a*) exotérmicas y *b*) endotérmicas. Estas gráficas muestran el cambio de energía potencial conforme los reactivos A y B se convierten en los productos C y D. El complejo activado ($AB^{\ddagger}$) es una especie altamente inestable con alta energía potencial. La energía de activación está definida por la reacción en el sentido de izquierda a derecha, tanto en *a*) como en *b*). Observe que los productos C y D son más estables que los reactivos en *a*) y menos estables que los reactivos en *b*).

colisión, antes de que formen el producto.

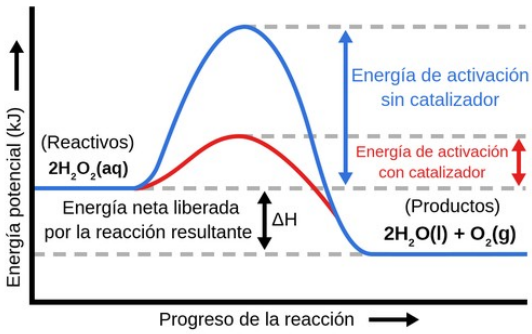
donde AB‡ denota un complejo activado formado por la colisión entre A y B. Si los productos son más estables que los reactivos, la reacción se verá acompañada por liberación de calor, es decir, la reacción es exotérmica por otra parte, si los productos son menos estables que los reactivos, la mezcla de reacción absorberá calor de los alrededores y tendremos una reacción endotérmica. En ambos casos trazamos una gráfica de energía potencial del sistema reaccionante contra el avance de la reacción.

Cualitativamente, estas gráficas muestran los cambios de energía potencial a medida que los reactivos se van convirtiendo en productos. Podemos pensar en la energía de activación como una barrera que evita que reaccionen las moléculas menos energéticas. Debido a que en una reacción común el número de moléculas reactivas es muy grande, la rapidez, y por lo tanto la energía cinética de las moléculas, varía mucho. En general, sólo una pequeña fracción de las moléculas que chocan, las que se mueven más rápido, tienen suficiente $A + B \longrightarrow AB^{\ddagger} \longrightarrow C + D$ energía cinética como para superar la energía de activación. Estas moléculas pueden participar, entonces, en la reacción.

Ahora es posible explicar el aumento en la rapidez (o la constante de rapidez) con la temperatura: la rapidez de las moléculas obedece a la distribución de Maxwell, debido a que a mayor temperatura están presentes más moléculas con mayor energía, la rapidez de formación del producto también es mayor a más alta temperatura.

Catálisis: Un catalizador es una sustancia que aumenta la rapidez de una reacción mediante la disminución de la energía de activación, lo hace mediante una trayectoria alternativa de una reacción. El catalizador puede reaccionar para formar un intermediario con el reactivo,

pero se regenera en alguna de las etapas subsiguientes, por lo que no se consume en la reacción.



En química, un catalizador es una sustancia que acelera una reacción química sin consumirse en el proceso. Lo hace al proporcionar una vía de reacción alternativa con una menor energía de activación, es decir, que requiere menos energía para que los reactivos se transformen en productos. Los catalizadores son fundamentales en muchos procesos, desde los bioquímicos (enzimas) hasta los industriales, donde son cruciales para la eficiencia y la obtención de productos deseados.

Los catalizadores ofrecen una ruta alternativa para las reacciones con energía de activación más baja, haciendo que, de este modo, la reacción tenga lugar a una mayor velocidad. Los catalizadores no cambian el equilibro de una reacción, solo pueden incrementar la velocidad de reacción. Sin un catalizador, por tanto, la reacción tendría lugar en la misma dirección, simplemente con menor rapidez.

Los catalizadores pueden ser clasificados como homogéneos o heterogéneos, dependiendo de su aplicación específica. Un catalizador homogéneo tiene la misma fase que el reactivo en donde se aplica, mientras que un catalizador heterogéneo tiene una fase diferente que la mezcla reactiva.

El concepto de equilibrio y la constante de equilibrio: Pocas reacciones químicas se dan en una sola dirección. La mayoría son reversibles, al menos en cierto grado, al inicio de un proceso reversible , la reacción lleva a la formación de productos. Tan pronto como se forman algunas moléculas de producto , comienza el proceso inverso: estas moléculas reaccionan y forman moléculas de reactivo .

El equilibrio químico se alcanza cuando las rapideces de las reacciones en un sentido y en otro se igualan, y las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes. El equilibrio químico es un proceso dinámico.

Cabe señalar que en el equilibrio químico participan distintas sustancias, como reactivos y productos. El equilibrio entre dos fases de la misma sustancia se denomina equilibrio físico porque los cambios que suceden son procesos físicos. La evaporación de agua en un recipiente cerrado a una temperatura determinada es un ejemplo de equilibrio físico .En este caso, el número de moléculas de H_2O que dejan la fase líquida y las que vuelven a ella es el mismo:

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$$

La constante de equilibrio: Las concentraciones de los gases se expresan en molaridad y se pueden calcular a partir del número de moles de gases presentes al inicio, del número de moles en el equilibrio y del volumen del matraz (en litros). Observe que las concentraciones de

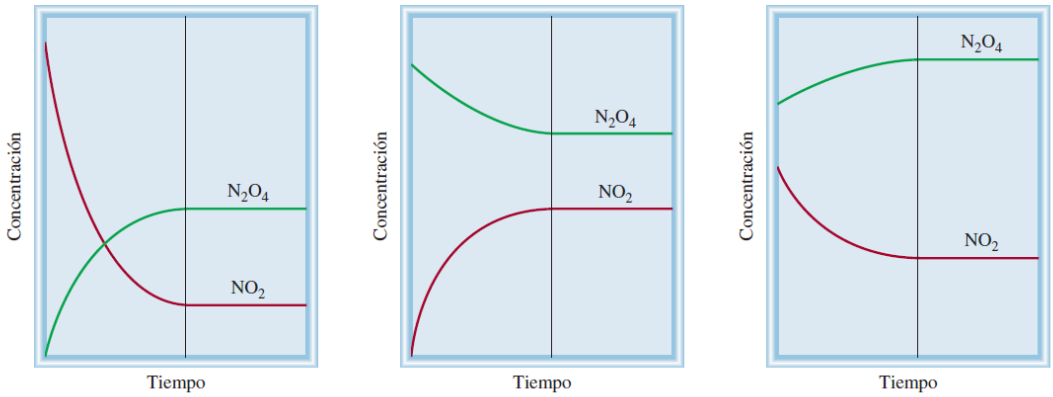


Figura 14.2 Cambio en las concentraciones de NO_2 y N_2O_4 con el tiempo en tres situaciones. *a*) Inicialmente sólo está presente el NO_2. *b*) Al principio sólo se halla el N_2O_4. *c*) Al inicio está presente una mezcla de NO_2 y N_2O_4. En cada caso, se establece el equilibrio a la derecha de la línea vertical.

equilibrio de NO_2 y N_2O_4 varían dependiendo de las concentraciones iniciales . Podemos buscar las relaciones presentes entre $[NO_2]$ y $[N_2O_4]$ en equilibrio al comparar la proporción de sus concentraciones. La proporción más simple, es decir $[NO_2]/[N_2O_4]$, genera valores dispersos.

Pero si examinamos otras posibles relaciones matemáticas, observamos que la proporción $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ en equilibrio genera un valor casi constante que en promedio es de $4.63x10^{-3}$, sin importar las concentraciones iniciales presentes:

$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$

Donde K es una constante, observe que el exponente 2 para $[NO_2]$ en esta expresión es el mismo que el coeficiente estequiométrico para NO_2 en la reacción reversible.

Este fenómeno puede ser generalizado con la siguiente reacción al equilibrio:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

donde a, b, c y d son coeficientes estequiométricos de las especies reactivas A, B, C y D.

Para la reacción a una temperatura dada:

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

donde K es la constante de equilibrio, es la expresión matemática de la ley de acción de masas , propuesta por los químicos noruegos Cato Guldberg y Peter Waage en 1864. Esta ley establece que para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante K (la constante de equilibrio). Observe que, aunque las concentraciones pueden variar, el valor de K para una reacción dada permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie.

La validez de la ecuación y de la ley de acción de masas quedó establecida al estudiar muchas reacciones reversibles. Por consiguiente, la constante de equilibrio se define mediante un cociente, cuyo numerador se obtiene multiplicando las concentraciones de equilibrio de los productos, cada una de las cuales está elevada a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico en la ecuación balanceada. El denominador se obtiene aplicando este mismo procedimiento para las concentraciones de equilibrio de los reactivos.

La magnitud de la constante de equilibrio indica si una reacción en equilibrio es favorable a los productos o a los reactivos.

Si K es mucho mayor que 1 (es decir, K>1), el equilibrio se desplazará hacia la derecha y favorecerá a los productos. Por el contrario, si la constante de equilibrio es mucho menor que 1 (es decir, K < 1), el equilibrio se desplazará a la izquierda y favorecerá a los reactivos .En este contexto, cualquier número superior a 10 se considera que es mucho mayor a 1, y un número menor a 0.1 significa que es mucho menor que 1.

Aunque el uso de los términos “reactivos” y “productos” pudiera resultar confuso porque una sustancia que es un reactivo en la reacción hacia la derecha también es el producto de la reacción

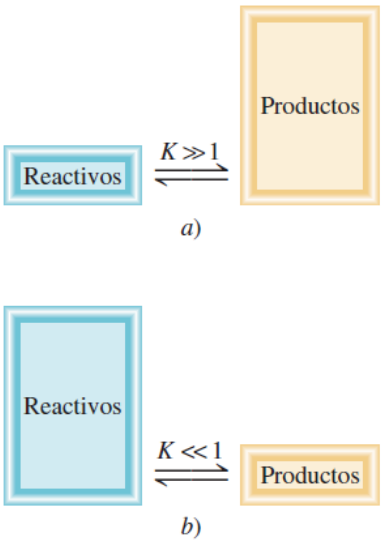


Figura 14.3 *a*) En el equilibrio hay más productos que reactivos, y se dice que el equilibrio se desplaza hacia la derecha. *b*) En la situación contraria, cuando hay más reactivos que productos, se dice que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

hacia la izquierda, esta terminología es congruente con la convención de que las sustancias escritas al lado izquierdo de las flechas de equilibrio se consideran como “reactivos”, y las que están al lado derecho, como “productos”.

Escritura de las expresiones de las constantes de equilibrio: El concepto de “constantes de equilibrio ” es fundamental en química. Como veremos en breve, las constantes de equilibrio son la clave para resolver muchos tipos de problemas de estequiometría de sistemas en equilibrio.

Por ejemplo, un químico industrial que desea obtener el máximo rendimiento de ácido sulfúrico, debe tener un conocimiento claro de las constantes de equilibrio de todas las etapas del proceso, desde la oxidación del azufre hasta la formación del producto final. Un médico especialista en casos clínicos de alteraciones en el balance ácido-base necesita conocer las constantes de equilibrio de ácidos y bases débiles. Asimismo, un conocimiento de las constantes de equilibrio de ciertas reacciones en fase gaseosa ayudará a los químicos especialistas en la atmósfera a entender mejor el proceso de destrucción del ozono en la estratosfera .

Para emplear las constantes de equilibrio necesitamos expresarlas en términos de concentraciones de reactivos y de productos. La única guía con que se cuenta es la ley de acción de masas, que es la fórmula general para encontrar las concentraciones de equilibrio. Sin embargo, como las concentraciones de reactivos y de productos se pueden expresar en distintas unidades, y dado que las especies que reaccionan no siempre están en la misma fase, es probable que haya más de un modo de expresar la constante de equilibrio para la misma reacción.

j