

QUÍMICA GENERAL

DOCENTES RESPONSABLES: Lo Vuolo Ángel – Mazza Griselda

*ALGUNOS TEMAS DE
QUÍMICA*

1. EVOLUCIÓN DE LA QUÍMICA

1.1. Primeras especulaciones

Desde la antigüedad, el hombre se ha preguntado de qué están hechas las cosas. Unos 600 años a. C. los filósofos griegos empezaron a hacer especulaciones lógicas sobre el mundo. Fue Tales de Mileto (625-546 aC), quien en el siglo VII antes de Cristo, elabora la tesis de que la diversidad de las cosas encuentra la unidad en un elemento primario. Propuso que ese elemento primigenio era el agua, es decir que todo estaba constituido a partir de agua, que enrareciéndose o solidificándose formaba todas las sustancias conocidas. Con posterioridad, otros pensadores griegos supusieron que la sustancia primigenia era otra. Así, Anaxímenes (570-500 a.C), en el siglo VI a. C. creía que el elemento básico era el aire. Para Heráclito (544-484 a.C.) el mundo procedía del fuego. El principio del fuego refiere al movimiento y cambio constante en el que se encuentra el mundo. Casi un siglo después del apogeo de la Escuela de Mileto, surge la idea defendida por Empédocles de Agrigento (490-430 a.C.) de que no hay que buscar un único principio de todo lo existente sino que en varios. Se resume de forma más completa la multiplicidad de las cosas.

Y así Empédocles propone considerar el agua de Tales, el fuego de Heráclito, el aire de Anaxímenes, y a ellos suma la tierra. La unión de estos cuatro elementos, en distinta proporción, daba lugar a la vasta variedad de sustancias distintas que se presentan en la naturaleza.

Aristóteles (384 – 322 a.C.) rompe con el universo ideal platónico y admite la cognoscibilidad del mundo sobre la base de la experiencia y de la razón. Añadió a los cuatro elementos uno más: el quinto elemento, considerado inmóvil y constituido por una sustancia diferente, totalmente inerte: el éter que formaba las estrellas; mientras que los otros cuatro formaban las sustancias terrestres y eran responsables de la naturaleza mutable de las cosas.

Aristóteles fue el más influyente de los filósofos griegos, y sus ideas dominaron la filosofía natural durante casi dos milenios después de su muerte. Creía que la materia poseía cuatro cualidades: calor, frío, humedad y sequedad. Cada uno de los cuatro elementos estaba compuesto por pares de esas cualidades; por ejemplo, el fuego era caliente y seco, el agua fría y húmeda, el aire caliente y húmedo, y la tierra fría y seca.

De forma que la sustitución de una cualidad en un elemento por otra cualidad diferente da lugar a la aparición de otro elemento distinto. Así, la sustitución en el elemento agua de la cualidad humedad por la sequedad da origen a la conversión del agua en el elemento tierra.

Entre los siglos VI a IV antes de Cristo, en las ciudades griegas surgió una nueva forma de ver el mundo, no como algo controlado por los dioses, sino como una máquina gobernada por leyes

que el hombre podía llegar a comprender. Fue esta corriente de pensamiento la que puso las bases de la matemática y las ciencias experimentales.

1.2. Alquimia

Puesto que era posible cambiar las cantidades de cada cualidad en un elemento, se podía transformar un elemento en otro; así, se pensaba que era posible cambiar las sustancias materiales formadas por los elementos, por ejemplo, el plomo en oro. La teoría de Aristóteles fue aceptada por los prácticos artesanos, especialmente en Alejandría, Egipto, que después del 300 a.C. se convirtió en el centro intelectual del mundo antiguo. Ellos pensaban que los metales de la Tierra tendían a ser cada vez más perfectos y a convertirse gradualmente en oro.

Comenzando el año 100 de la era cristiana, esta idea dominaba la mente de los filósofos y los trabajadores del metal, y así surge la alquimia que ocupó el estado intermedio entre el saber químico de la Grecia Antigua y los cimientos de la química moderna en los siglos XVII-XVIII, se la definió como el arte de transformar los metales inferiores en oro mediante el descubrimiento de la piedra filosofal. El objetivo inicial era encontrar la piedra filosofal, debido a que ellos pensaban que la transmutación del mercurio y otros metales en oro, necesitaba de un catalizador que denominaron piedra filosofal.

Resulta muy complicado determinar la aparición de la alquimia en el pensamiento humano pero las evidencias parecen demostrar que ésta se desarrolló antes en China que en Occidente. El objetivo principal de los occidentales era la transmutación de sustancias y los elixires de inmortalidad. Mientras que para la alquimia China, estos objetivos no eran importantes siendo los remedios minerales muy bien aceptados.

El razonamiento alquimista era deductivo y se basaba en que todo era el resultado de la combinación e interacción de los principios alquimistas: el mercurio o principio de fluidez, la sal con sus propiedades térreas y el azufre con sus propiedades favorecedoras de la combustión. Estos tres principios podían proporcionar el oro. Un hecho importante en el desarrollo de la Alquimia hacia la química, fue el que numerosos médicos medievales insistieron en el uso de preparados químicos para tratar diversas enfermedades.

Muchos de los elixires desarrollados por los chinos eran venenosos lo que llevó a los alquimistas chinos a moderar su peligrosidad variando sus ingredientes o por medio de manipulaciones químicas. El gran deseo de los chinos por la inmortalidad llevó al historiador inglés de la ciencia Joseph Needham a realizar una lista sobre los emperadores chinos que murieron por envenenamiento a causa de la ingestión de dichos elixires. Finalmente una sucesión de muertes reales hicieron que la alquimia china desapareciera.

2. El ÁTOMO. Evolución de sus modelos

2.1. Demócrito

Los filósofos griegos se preguntaban si la **materia** podía ser dividida indefinidamente o si llegaría a un punto, que tales partículas, fueran indivisibles. Es así, como Demócrito de Abdera (460-370 a.C.) formula la **teoría** de que la **materia** se compone de partículas indivisibles, a las que llamó átomos (del griego átomos, indivisible). Él sostuvo que las únicas realidades existentes son los átomos y el espacio vacío; lo demás es mera especulación. Las ideas de Demócrito quedaron olvidadas por más de 2000 años. Mientras tanto, se desarrolló la química, se descubrieron nuevos elementos y se descubrieron las leyes que gobiernan las transformaciones químicas.

El despegue de la ciencia química se inicia con una revolución en el ámbito de la medicina que intentó el profesor de la Universidad de Basilea, Teophrastus Bombastus von Hohenheim (1493-1541), más conocido por Paracelso. Al parecer su idea fundamental era que la vida es en esencia un proceso químico. Si es el hombre un compuesto químico de los tres principios alquímicos admitidos: mercurio, azufre y sal, entonces la buena salud sería una señal de que éstos se hallan mezclados en la proporción correcta, mientras que la enfermedad demostrará que uno o más de estos son deficientes. Por consiguiente, el tratamiento lógico será dosificar al paciente con lo que le falta en forma conveniente para la asimilación. Tales consideraciones indujeron a Paracelso a abandonar las hierbas y extractos principalmente usados por los médicos de su tiempo y a prescribir sales inorgánicas en sus tratamientos.

2.2. Robert Boyle

La Química surge como ciencia en el **siglo XVII**, con la obra del científico británico **Robert Boyle** (1627-1691) quién destruyó las teorías alquimistas y sentó algunas de las bases de la Química Moderna con la publicación de su obra: "El químico escéptico" en 1667

Boyle atacó la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles, y estableció el concepto de elemento químico (sustancia inmutable e indestructible incapaz de descomposición) y compuesto químico (combinación de elementos). Estudió también el comportamiento de los gases; definió el ácido como la sustancia que puede hacer variar el color de ciertos jugos vegetales; analizó sales por medio de reacciones de identificación, etc. Realizó importantes experimentos sobre las propiedades de los gases, la calcinación de los metales y la distinción entre ácidos y álcalis.

Junto con Edme Mariotte enunció la ley de Boyle y Mariotte: a temperatura constante, el producto de la presión a que se halla sometido un gas ideal por su volumen es constante.

2.3. Antoine de Lavoisier

La química se afianza un siglo más tarde con los trabajos del francés **Antoine Lavoisier** (1743-1794). A fines de la década de 1760, Lavoisier ya había realizado una serie de experimentos que partían de los hallazgos de **Joseph Black**, con los que demostró que el agua no podía transformarse en tierra. Cuando en 1774 **Priestley** viaja a París y le comunica a Lavoisier su descubrimiento del aire deflogistizado, al investigador francés le queda claro que el aire no es un elemento inerte que recibe o entrega el flogisto, sino que el supuesto aire deflogistizado constituye un elemento. Repite los experimentos de Priestley con el óxido de mercurio y en 1775 aísla el aire “puro”. Desarrolla la idea de que en toda combustión lo que ocurre es una destrucción del aire “puro”, y el peso del cuerpo que ardió se aumenta exactamente en la misma cantidad del aire absorbido.

Se opone así Lavoisier a la teoría del flogisto sobre la combustión, la cual expresaba que cuando las sustancias se calentaban hasta el punto de incandescencia emitían algo -vapores o humo-, y lo interpretaron como una pérdida de la sustancia original. Este «algo» que supuestamente se perdía en el proceso de combustión Ernst Stahl lo llamó flogisto (del griego, que significa “quemado” o “llama”).

El investigador sostuvo que los metales no liberaban flogisto al calcinarse sino que se combinan con un elemento componente del aire que es el que se había identificado como aire “puro”, y de ahí su incremento de peso. A partir de entonces nombra este nuevo elemento gaseoso como oxígeno, que significa “generador de ácidos”.

A Lavoisier se le atribuyen otros descubrimientos importantes como la ley de conservación de la masa, que postula: la suma de las masas de las sustancias que intervienen en una reacción es igual a la suma de las masas de las sustancias que se obtiene de ella al realizar experiencias de reacciones químicas en frascos cerrados; también llamada ley de conservación de la materia; además afirmó que los alimentos se oxidan lentamente en el período de asimilación y dio una explicación correcta de la función respiratoria.

2.4. John Dalton

John Dalton (1766-1844). Químico y físico británico, creó una importante teoría atómica de la materia. En 1803 formuló la ley que lleva su nombre y que resume las leyes cuantitativas de la química (ley de la conservación de la masa de Lavoisier; ley de las proporciones definidas de Louis Proust; ley de las proporciones múltiples de él. Su teoría se puede resumir en:

a) Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.

b) Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas.

c) Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes.

d) Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.

e) Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en una relación de números enteros y sencillos, formando entidades definidas. Es la ley de las proporciones definidas de Proust que establece que muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción.

f) Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro, mantienen una relación de números enteros pequeños, ley de las proporciones múltiples.

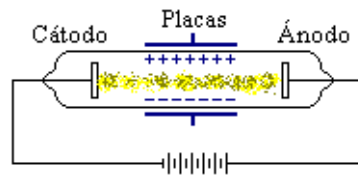
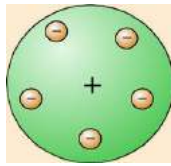
g) Una reacción química incluye solo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, nunca se crean o se destruyen. *Es la ley de conservación de la masa.*

Dalton supuso a un átomo como una partícula muy pequeña e indivisible. A mediados del siglo XIX, unos años después de que enunciara su teoría, se desencadenaron una serie de acontecimientos que fueron introduciendo modificaciones al modelo atómico inicial.

Este modelo sería válido hasta que nuevas experiencias indujeran a cambiarlo por otro. De la misma manera se ha ido construyendo el modelo atómico actual; se han ido sucediendo diferentes experiencias que han llevado a la formulación de una serie de modelos invalidados sucesivamente a la luz de nuevos acontecimientos.

2.5. Joseph J. Thomson

La primera evidencia de la existencia de partículas subatómicas y por tanto de que los átomos no eran indivisibles como postulaba la teoría atómica de Dalton, se obtuvo de los estudios de la conductividad eléctrica de gases a bajas presiones. Los gases son aislantes para voltajes bajos, sin embargo, frente a voltajes elevados se vuelven conductores. Cuando en un tubo de vidrio que contiene un gas se hace vacío y se aplica un voltaje de varios miles de voltios, fluye una corriente eléctrica a través de él. Asociado a este flujo eléctrico, el gas encerrado en el tubo emite unos rayos de luz de colores, denominados rayos catódicos, que son desviados por la acción de los campos eléctricos y magnéticos. Mediante un estudio cuidadoso de esta desviación, Joseph John Thomson (1856-1940), físico británico, demostró en 1897 que los rayos estaban formados por una corriente de partículas cargadas negativamente, que llamó electrones.



Tubo de rayos catódicos

Thomson encontró que la velocidad de los rayos catódicos era cerca de $3 \cdot 10^7$ m/s, lo cual es más o menos el 10% de la velocidad de la luz.

Evidentemente los rayos catódicos eran partículas (de ser ondas tendrían que viajar a la misma velocidad de la luz, $3 \cdot 10^8$ m/s). Puesto que las supuestas partículas eran atraídas hacia el electrodo cargado positivamente, concluyó que transportaban carga eléctrica negativa. A estos corpúsculos los llamó electrones (ya que provenían de la electricidad), calculó su masa en $9,11 \cdot 10^{-28}$ g y la relación entre la carga y la masa de estas partículas.

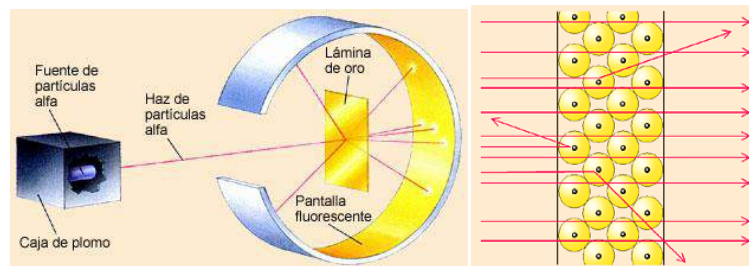
La identificación por J.J. Thomson de los electrones, a través del estudio de los rayos catódicos, y su posterior caracterización, lo llevaron a proponer un modelo de átomo que explicara dichos resultados experimentales. Según el modelo el átomo consistía de una esfera uniforme de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones de un modo parecido a las pasas en un budín. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra, pues en los átomos de Thomson la carga positiva era neutralizada por la negativa. Además los electrones podrían ser arrancados de la esfera si la energía en juego era suficientemente importante como sucedía en los tubos de descarga.

2.6. Ernest Rutherford

Ernest Rutherford (1871-1937), inglés que obtuvo el premio *Nobel de química* en 1919, realizó en 1911 una experiencia que supuso un paso muy importante en el conocimiento del átomo.

Los experimentos llevados a cabo en ese año modificaron las ideas existentes sobre la naturaleza del átomo. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo. Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas. La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños. Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo macizo existente.

Mediante un análisis matemático de las fuerzas involucradas, Rutherford demostró que la dispersión era causada por un pequeño núcleo cargado positivamente, situado en el centro del átomo de oro. De esta forma dedujo que la mayor parte del átomo es espacio vacío, lo que explicaba por qué la mayoría de las partículas que bombardeaban la lámina de oro, pasaran a través de ella sin desviarse.



Experiencia de Rutherford.

Rutherford, basándose en los resultados obtenidos en sus experimentos estableció el llamado modelo atómico de Rutherford o modelo atómico nuclear.

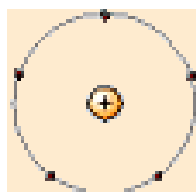
El átomo está formado por dos partes

- Núcleo
- Corteza

El núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva).

La corteza es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los electrones con masa muy pequeña y carga negativa.

El modelo de Rutherford es comparable a un diminuto sistema solar, los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario.



Se consideraba hasta el momento que el átomo era casi todo vacío, pero los experimentos llevados a cabo demostraron que un número sorprendentemente alto de partículas (una de cada mil) fueron dispersadas en ángulos a ángulos grandes hasta 180.

El hecho de que sólo unas pocas radiaciones sufriesen desviaciones hizo suponer que las cargas positivas que las desviaban estaban concentradas dentro de los átomos ocupando un espacio muy pequeño en comparación a todo el tamaño atómico; con electricidad positiva. Por esto

afirmó que la mayoría de los átomos debe ser espacio vacío y explicó que la mayoría de las partículas alfa atravesaban la placa de metal con muy poca desviación, por lo tanto propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un conglomerado situado en el centro y lo llamó núcleo. También determinó que los protones tienen la misma cantidad de carga que los electrones y que su masa es de $1,67252 \cdot 10^{-24}$ gramos, aproximadamente 1840 veces la masa de los electrones. El radio del átomo de 10^{-14} m y el del núcleo de 10^{-10} m.

En 1919 demostró que las colisiones de partículas alfa con núcleos se obtenían núcleos de hidrógeno. Dado que el hidrógeno es el átomo más liviano, su núcleo jugó un papel fundamental en el modelo confeccionado por Rutherford, es así que lo denominó "protón" (el primero). Siendo la función más evidente del núcleo equilibrar eléctricamente al átomo, por ejemplo el hidrógeno posee un protón y un electrón; el núcleo del átomo de helio, que posee dos electrones, debía tener dos protones y el átomo de Uranio que poseía 92 electrones necesitaba 92 partículas positivas en su núcleo.

Si el helio tiene el doble de protones que el hidrógeno y la masa del átomo está casi toda contenida en el núcleo, cabe esperar que un litro de helio pese el doble que el de hidrógeno. El problema es que un mismo volumen de helio es cuatro veces más pesado que el de hidrógeno.

Este hecho hizo que, en 1920, Rutherford postulara la existencia de otra partícula que ubicó también en el núcleo, sin carga y que fuera un poco mayor que el protón (en realidad es un poco más grande que el protón y el electrón juntos) y lo denominó neutrón. La existencia del neutrón se comprobó recién en 1932 por el científico inglés James Chadwick (1891-1974).

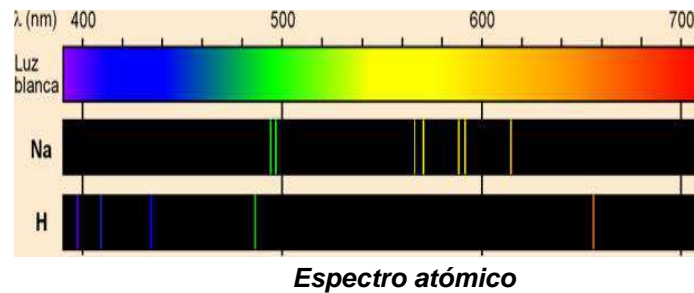
El modelo atómico de Rutherford no podía explicar las emisiones discretas de radiación por los átomos. Además presentaba el inconveniente de ser inestable: Según la física clásica una carga en movimiento emite continuamente energía por lo que los electrones radiarían energía continuamente hasta "caer" en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría, así este modelo fue sustituido por el de Bohr unos años más tarde.

2.7. Niels Bohr

Niels Bohr era un físico danés que finalizó su doctorado en el verano de 1911 y viajó a Cambridge en Septiembre. En una visita a Manchester conoció a Rutherford y en Marzo de 1912 comenzó a trabajar dentro del equipo de Rutherford concentrándose especialmente en la estructura del átomo, permaneciendo allí hasta 1916.

Bohr no se preocupó excesivamente por integrar todos sus experimentos en una teoría completa, sino más bien estaba interesado en ensamblar ideas diferentes para construir un modelo.

Su primer triunfo ocurrió en 1913, cuando Bohr publica una explicación teórica para el espectro atómico del hidrógeno.



Bohr supuso que el átomo solo puede tener ciertos niveles de energía definidos, es decir cuantizados. Establece así, que los electrones solo pueden girar en ciertas órbitas de radios determinados. Estas órbitas son estacionarias, en ellas el electrón no emite energía: la energía cinética del electrón equilibra exactamente la atracción electrostática entre las cargas opuestas de núcleo y electrón.

El electrón solo puede tomar así los valores de energía correspondientes a esas órbitas. Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía o viceversa suponen, respectivamente, una emisión o una absorción de energía electromagnética. Sin embargo el modelo atómico de Bohr también tuvo que ser abandonado al no poder explicar los espectros de átomos más complejos. La idea de que los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas definidas tuvo que ser desechada. Las nuevas ideas sobre el átomo están basadas en la mecánica cuántica, que el propio Bohr contribuyó a desarrollar.

Por otro lado, el modelo de Bohr suponía una explicación de los espectros discontinuos de los gases, en particular del más sencillo de todos, el hidrógeno. Una raya de un espectro correspondía a una radiación de una determinada frecuencia. Al aplicar la fórmula de Bohr a otros átomos se obtuvieron resultados satisfactorios, al coincidir el pronóstico con el resultado experimental de los espectros de estos átomos.

El modelo de Bohr era análogo al de Rutherford, pero conseguía salvar la inestabilidad recurriendo a la noción de cuantificación y junto con ella a la idea de que la física de los átomos debía ser diferente de la física clásica.

2.8. Teoría cuántica

Podemos decir que la mecánica cuántica moderna surge hacia 1925 como resultado del conjunto de trabajos realizados por Heisenberg, Schrödinger, Born, Dirac y otros, y es capaz de explicar de forma satisfactoria no sólo, la constitución atómica, sino otros fenómenos fisicoquímicos, además de predecir una serie de sucesos que posteriormente se comprobarán experimentalmente.

La mecánica cuántica se basa en la teoría de Planck, y tomo como punto de partida la dualidad onda-corpúsculo de Louis De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg.

2.8.1. Hipótesis de Louis De Broglie.

La naturaleza de la luz no es fácilmente analizable a no ser que la consideremos de tipo ondulatorio a fin de explicar ciertos fenómenos (como reflexión, refracción, difracción, etc.) o de tipo corpuscular al pretender hacerlo con otros (como el efecto fotoeléctrico, etc.), ¿es posible que las partículas tengan también propiedades de onda?

En 1924 Louis De Broglie extendió el carácter dual de la luz a los electrones, protones, neutrones, átomos y moléculas, y en general a todas las partículas materiales. Basándose en consideraciones relativistas y en la teoría cuántica pensó que si la luz se comportaba como onda y como partícula, la materia debería poseer este carácter dual.

2.8.2. Principio de incertidumbre de Heisenberg

Uno de los aspectos más importantes de la mecánica cuántica es que no es posible determinar simultáneamente, de un modo preciso, la posición y la cantidad de movimiento de una partícula. Esta limitación se conoce con el nombre de principio de incertidumbre o de indeterminación de Heisenberg y fue publicada en 1927.

El principio de incertidumbre es una consecuencia de la dualidad onda-partícula de la radiación y de la materia. Todos los objetos, independientemente de su tamaño, están regidos por el principio de incertidumbre, lo que significa que su posición y movimiento se pueden expresar solamente como probabilidades, pero este principio sólo es significativo para dimensiones tan pequeñas como las que presentan las partículas elementales de la materia.

2.8.3. Descripción del modelo mecano-cuántico del átomo. La ecuación de onda de Schrödinger

Basándose en la hipótesis de L. De Broglie y considerando que el movimiento del electrón es análogo a un sistema de ondas estacionarias, el físico austriaco Erwin Schrödinger propuso, en 1926, una ecuación de onda aplicable al átomo de hidrógeno, designada por el símbolo ψ , llamada función de onda, es función de las coordenadas cartesianas x, y, z ; E y V .

En cada punto del espacio existirá una probabilidad de que se encuentre el electrón, obteniéndose así lo que se denomina nube de probabilidad o densidad electrónica. En el modelo atómico de Bohr, el electrón se mueve alrededor del núcleo de una órbita determinada. En la teoría cuántica del átomo, un electrón no está limitado a una órbita, sino que es libre para moverse en las tres dimensiones, en una nube de probabilidad que tiene una determinada forma en el espacio.

Para explicar estos y otros fenómenos ha surgido la mecánica cuántica. Aquí como en el modelo de Bohr, un electrón atómico sólo puede ocupar determinados niveles de energía. Ahora bien, cada nivel de energía posee uno o más subniveles de energía. El primer nivel de energía principal, $n=1$, posee un subnivel; el segundo posee dos, el tercero tres y así sucesivamente.

En el modelo de Bohr, los electrones giran en torno al núcleo siguiendo órbitas circulares, pero hoy sabemos que un electrón en un subnivel de energía dado se mueve aunque la mayor parte del tiempo se encuentra en una región del espacio más o menos definida, llamada orbital. Los orbitales se nombran igual que su subnivel de energía correspondiente.

SISTEMAS MATERIALES

Materia

La materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. El universo entero está formado por materia y energía. Estamos en permanente contacto con incontables clases de sustancia, algunas las podemos ver y tocar como agua, tierra, árboles, y otras no como el aire.

La masa es una medida de la cantidad de sustancia que tiene un objeto. Peso es la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto.

Una porción limitada de sustancia con una forma particular se la llama cuerpo.

Los componentes básicos de la materia son los átomos.

La materia se presenta fundamentalmente en tres estados o formas de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres estados, tal es el caso del agua.

La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto. Así, los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno o el dióxido de carbono en estado gaseoso.

Características generales de los estados de agregación

Sólidos: las unidades se mantienen muy próximas unas a otras con poca libertad, son rígidos y presentan una forma particular, por ejemplo barra de hierro, plancha de aluminio o plástico, etc.

Líquidos: las unidades que lo constituyen están próximas entre sí pero poseen más grado de libertad que el sólido. Adoptan la forma del recipiente, por ejemplo: agua, nafta, bebidas, etc.

Gaseoso: las unidades tienen mayor movilidad y la distancia entre ellas es grande comparada con su tamaño, ocupa todo del volumen del recipiente que lo contiene, y resulta fácil comprimirlos, por ejemplo: nitrógeno, oxígeno, argón, etc.

Sistema

Se llama sistema material a una porción del universo que se aísla para su estudio. Lo que rodea al sistema se llama entorno.

Por ejemplo, si se produce una reacción química en un vaso de precipitado sumergido en un baño de agua, el sistema es la reacción en el vaso de precipitado, el entorno es el baño de agua, y el universo es el sistema y el entorno.

Se pueden clasificar en:

Abierto: intercambia masa y energía con su entorno

Cerrado: permite la transferencia de energía pero no de masa.

Aislado: no permite la transferencia de masa ni de energía.

Propiedades intensivas y extensivas

a) Extensivas: son aquellas que dependen de la cantidad de materia que tiene un sistema en estudio, por ejemplo: masa, volumen, etc.

b) Intensivas: no dependen de la cantidad de materia que tiene el sistema, permiten identificar a las sustancias debido a que las caracterizan, por ejemplo: densidad, temperatura, punto de ebullición, fusión, etc.



Además a los sistemas se los puede dividir en homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos.

Los sistemas homogéneos son aquellos que en todos los puntos de su masa las propiedades intensivas se mantienen constantes, por ejemplo: agua, soluciones (agua-azúcar), aluminio, etc.

Estos sistemas están formados por una fase, que se la define como cualquier región del espacio donde las propiedades intensivas en cualquier punto tienen el mismo valor, es decir una porción del sistema que tiene propiedades físicas y químicas constantes.



Los sistemas heterogéneos son aquellos que en distintos puntos de su masa presentan distintas propiedades intensivas, por lo tanto están formados por dos o más fases, por ejemplo: arena-tierra, agua-aceite, etc.

Además las fases se pueden presentar en distintos estados de agregación sólido, líquido o gaseoso.

*Sistema heterogéneo
de varias sustancias*



*Sistema heterogéneo
de una sustancia*



Los sistemas inhomogéneos son aquellos en que las propiedades intensivas varían en forma gradual por ejemplo: la atmósfera terrestre, donde la presión varía gradualmente con la altura.

Sustancias y mezclas

Sustancia o sustancia pura

Es una forma de materia que tiene una composición definida y con propiedades específicas como por ejemplo color, apariencia, olor, sabor, capacidad de conducir la electricidad, calor, etc.

Las sustancias se pueden clasificar en:

Simples: sus átomos son idénticos, como: Cu, Br₂, Fe, etc.

Compuestas: están formadas por más de un tipo de átomos de elementos específicos y en proporción definida, como agua, alcohol, cloruro de sodio, etc.

Otro fenómeno curioso es que ciertos elementos (azufre, fósforo, etc.) se presentan, a veces, en agrupaciones de distinto número de átomos, estas agrupaciones se denominan formas alotrópicas.

Veamos algunos ejemplos:

H₂	Hidrógeno	N₂	Nitrógeno
F₂	Flúor	O₂	Oxígeno
Cl₂	Cloro	O₃	Ozono
Br₂	Bromo	S₈	Azufre λ
I₂	Yodo	P₄	Fósforo blanco

Sea una sustancia simple o compuesta, el hecho que se presente "sola" sin ninguna otra que la acompañe determina que es pura.

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades y su composición. Se pueden dividir las propiedades en:

Físicas: son aquellas que se pueden medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la sustancia, por ejemplo: punto de ebullición, fusión, etc.

Químicas: son aquellas que se observan cuando se produce un cambio químico, por ejemplo la combustión, consumo de alimentos, etc.

Organolépticas: son aquellas que se perciben con nuestros sentidos como olor, sabor, color, textura.

Mezcla

Es una combinación de dos o más sustancias puras en la cual cada una de ellas conservan sus propiedades características: aceite-agua, gases (hidrógeno y oxígeno).

Una mezcla homogénea, también llamada, **solución**, tiene composición y propiedades intensivas constantes o sea presenta una sola fase. Algunos ejemplos, el agua salada, nitrógeno y helio. Se puede presentar en distintos estados de agregación por ejemplo: azúcar-agua, bronce (cobre y estaño).

Solución Sistema homogéneo constituido por dos o más sustancias puras o especies químicas.	Soluto Sustancia en menor abundancia dentro de la solución.
	Solvente Sustancia cuyo estado físico es el mismo que el que presenta la solución.

Una mezcla

heterogénea, se caracteriza porque en distintos puntos las propiedades intensivas varían debido a que están formados por dos o más fases. Por ejemplo: arena-limadura de hierro, grasa en agua, tierra-agua, etc.

Cuando en estas mezclas heterogéneas las fases se observan a simple vista se las denomina dispersión grosera y si por lo contrario se necesita de un instrumento para observarlas se las llaman dispersión fina y coloidal.

La ley de conservación de la materia, también llamada ley de Lavoisier, postula que la suma de las masas de las sustancias que intervienen en una reacción es igual a la suma de las masas de las sustancias que se obtiene de ella al realizar experiencias de reacciones químicas en sistemas cerrados. Estas observaciones se resumen en:

“no hay un cambio observable en la cantidad de materia durante una reacción química ordinaria”

Ley de la conservación de la energía.

Los experimentos han demostrado que toda la energía que interviene en algún cambio químico o físico aparece en alguna otra forma después del cambio, estas observaciones se resumen en la ley de conservación de la energía, la cual se expresa en el enunciado siguiente:

“la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma de un tipo de energía en otra”

Las diferentes formas de energía por ejemplo calor, luz, mecánica, química, se pueden interconvertir entre sí, por ejemplo en una pila seca la energía química almacenada en las sustancias químicas que la forman pueden transformarse en eléctrica, aprovechada para mover un juguete, energía cinética o encender la luz en una linterna, energía lumínica.

Ley de conservación de la materia y la energía

La ley de la conservación de masa se cumple en las reacciones químicas comunes pero no cuando los átomos se desintegran y se convierte materia en energía o viceversa.

En las reacciones nucleares, la materia se transforma en energía. La relación entre la materia y la energía fue establecida por Albert Einstein mediante su famosa ecuación:

$$E = m c^2$$

c: velocidad de la luz en el vacío

m: masa

E: energía

Esta ecuación establece que la cantidad de energía que se libera, cuando la materia se transforma en energía, es el producto entre la masa que se transforma y el cuadrado de la velocidad de la luz.

Esta teoría, también llamada de la relatividad demuestra que la masa de un objeto varía cuando su velocidad se aproxima a la de la luz (300.000 km/s), esta velocidad por ejemplo se alcanza en las reacciones nucleares, la masa se convierte en energía y viceversa.

CLASIFICACIÓN PERIÓDICA

Número de oxidación

Es una forma de indicar el estado de carga de un átomo en una sustancia, refleja el número de electrones transferidos. Depende de que átomos estén combinados con él y del tipo de enlace.

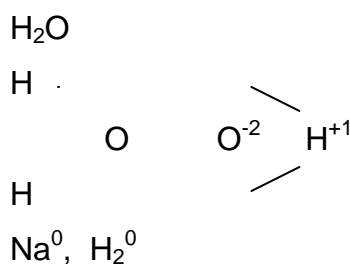
Si los átomos ceden o toman electrones a otro átomo ambos se transforman en iones que se unen mediante fuerzas de atracción llamadas de enlace iónico o electrovalente. En los iones el número de oxidación es igual a la carga.

Si los átomos comparten los electrones los enlaces se llaman covalentes, el número de oxidación de un átomo es la carga que le quedaría a ese átomo si los electrones compartidos se asignaran al más electronegativo.

En los elementos libres (en estado no combinado) el número de oxidación es cero.

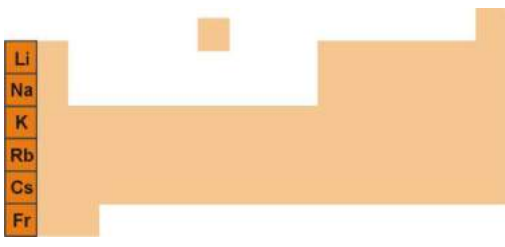
Ejemplo:

FeCl_2 presentan los iones Fe^{+2} y Cl^-



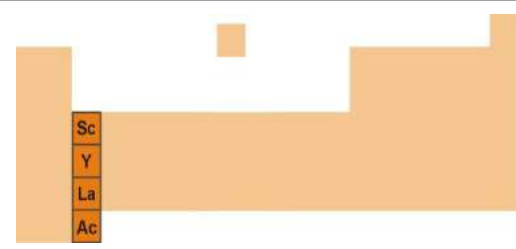
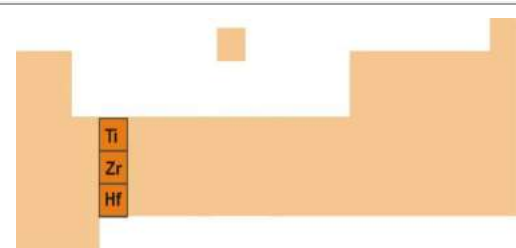
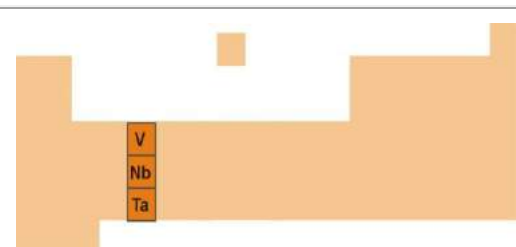
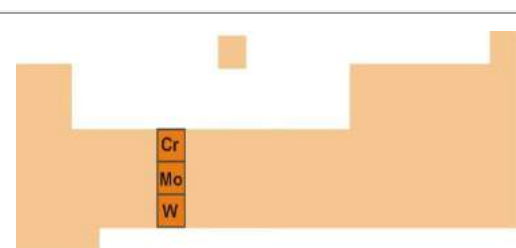
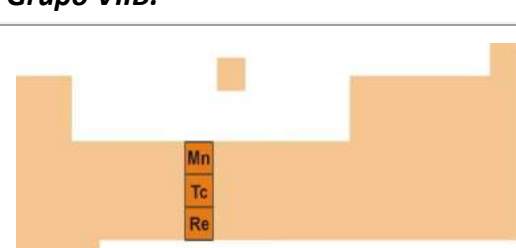
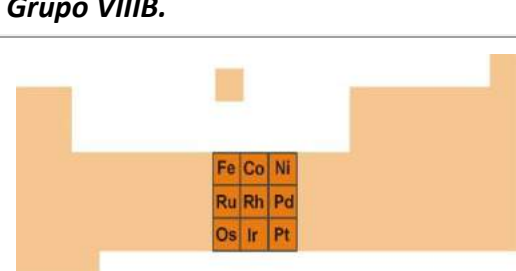
Estados de oxidación (1)

Los estados de oxidación más usuales de los diferentes elementos de la Tabla Periódica son:

Grupo IA. Alcalinos	
	$+1$
Grupo IIA. Alcalino-Térreos	

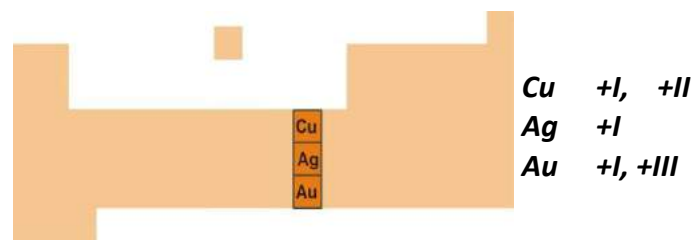
Estados de oxidación Grupos B

Los estados de oxidación más usuales de los diferentes elementos de la Tabla Periódica son:

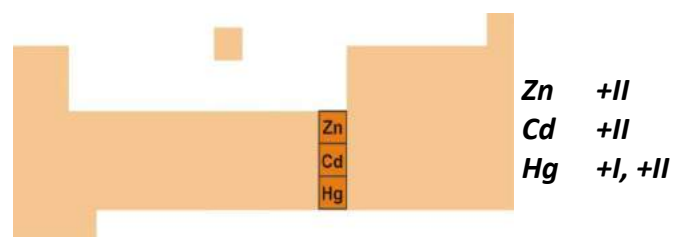
Grupo IIIB.	
	<p>Sc Y La Ac</p> <p>+III</p>
Grupo IVB.	
	<p>Ti Zr Hf</p> <p>+II, +III, +IV +II, +III, +IV +III, +IV</p>
Grupo VB.	
	<p>V Nb Ta</p> <p>+II, +III, +IV, +V +III, +IV, +V +III, +IV, +V</p>
Grupo VIB.	
	<p>Cr Mo W</p> <p>+II, +III, +IV, +V, +VI +II, +III, +IV, +V, +VI +II, +III, +IV, +V, +VI</p>
Grupo VIIB.	
	<p>Mn Tc Re</p> <p>+II, +III, +IV, +V, +VI, +VII +IV, +V, +VI, +VII +IV, +V, +VI, +VII</p>
Grupo VIIIB.	
	<p>Fe Co Ni Ru Rh Pd Os Ir Pt</p> <p>+II, +III +II, +III +II, +III +II, +III, +IV, +V, +VI, +VII +III, +IV, +VI +II, +IV</p>

Os +II a +VII
Ir +III +IV, +VI
Pt +II, +IV, +VI

Grupo IB.



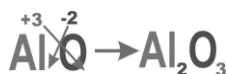
Grupo IIB.



FUNCIONES QUÍMICAS

Combinaciones binarias del Oxígeno

Deben nombrarse como óxidos tanto las combinaciones de oxígeno con metales como con no metales. Para formularlos se escribe siempre, a la izquierda, el elemento más electropositivo, intercambiándose los números de oxidación del oxígeno (-2) y del otro elemento.



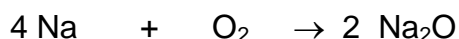
ÓXIDOS

Son compuestos binarios formados por un elemento y el oxígeno. El oxígeno actúa con número de oxidación -2, el elemento unido al oxígeno figura en primer lugar en las fórmulas. Estos elementos llevan números de oxidación positivos, con la excepción para el fluor que siempre actúa con valencia -1.

1.1. ÓXIDOS BÁSICOS

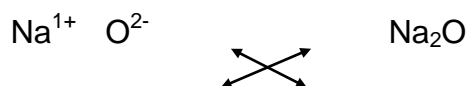
Son compuestos sólidos que se producen cuando el elemento que reacciona con el oxígeno es un metal, por ejemplo los que pertenecen al grupo I y II de la tabla periódica y debido a su marcada electronegatividad, forman compuestos iónicos. Se puede escribir:

Oxígeno + Metal \rightarrow Oxido Básico



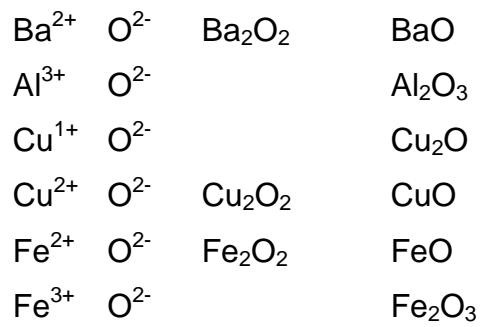
Formulación

Para escribir la fórmula del óxido se escribe el símbolo químico del metal y a continuación el del oxígeno y se colocan como subíndices los números de oxidación intercambiados como se muestra a continuación



Si los subíndices son múltiplos pueden simplificarse, de manera que se obtenga siempre el menor número entero posible. Cuando el metal tiene más de un estado de oxidación pueden formarse tantos óxidos como números de oxidación tenga el metal.

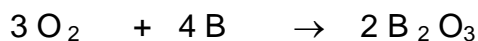
Ejemplos:



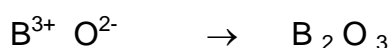
1.2. ÓXIDOS ÁCIDOS

Cuando el elemento que reacciona con el oxígeno es no-metal se forma un óxido ácido:

oxígeno + no metal → óxido ácido



De la misma manera que en los óxidos básicos se obtiene su fórmula, la ecuación que corresponde a la reacción de formación es:



Presentan enlaces covalentes, y los grupos que los forman pertenecen al IV, V, VI, y VII de la tabla periódica.

1.3. PERÓXIDOS

El oxígeno actúa con número de oxidación -1 por cada átomo, y forma el ión peróxido: O_2^{-2} .

Los peróxidos iónicos se forman con metales por ejemplo: Na_2O_2 y los de tipo covalente con los no metales como H_2O_2 .

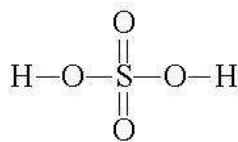
La formación de estos compuestos se debe a la posibilidad que tiene el oxígeno de enlazarse consigo mismo para formar el grupo peróxido.



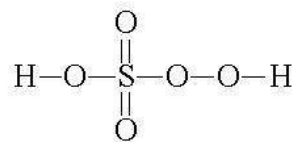
Este grupo da lugar a compuestos como:

H_2O_2	<i>Peróxido de hidrógeno</i>
Li_2O_2	<i>Peróxido de litio</i>
Na_2O_2	<i>Peróxido de sodio</i>
BaO_2	<i>Peróxido de bario</i>
CuO_2	<i>Peróxido de cobre (II)</i>
ZnO_2	<i>Peróxido de Zinc</i>

Esta agrupación peroxo (—O—O—) se puede presentar también en ciertos ácidos que se denominan peroxoácidos.



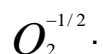
Acido sulfúrico



Acido peroxosulfúrico

1.4. SUPEROXIDOS

El oxígeno actúa con número de oxidación $-1/2$ por cada átomo, y forman el ión superóxido:



Estos compuestos lo forman con el K, Rb, Cs, por ejemplo: KO_2 .

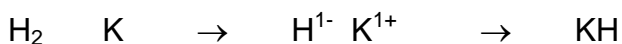
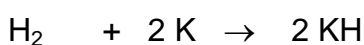
2. Combinaciones binarias del Hidrógeno

Los compuestos derivados de la combinación del hidrógeno con los restantes elementos son muy dispares, dada la peculiaridad del hidrógeno (puede ceder fácilmente su único electrón, pero también captar un electrón de otro átomo para adquirir la estructura electrónica del helio).

2.1 HIDRURROS METÁLICOS

El hidrógeno actúa con estado de oxidación -1 . Como el hidrógeno en estado libre es una molécula diatómica se escribe:

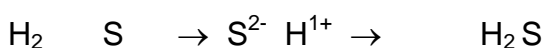
hidrógeno + metal \rightarrow hidruro metálico



2.2 HIDRURROS NO METÁLICOS

El hidrógeno actúa con estado de oxidación $+1$, en general, son gases. Aquí el no metal actúa con el menor estado de oxidación.

hidrógeno + no metal \rightarrow hidruro no metálico



Algunos ejemplos son:

<i>LiH</i>	<i>Hidruro de litio</i>	<i>AlH₃</i>	<i>Hidruro de aluminio</i>
<i>NaH</i>	<i>Hidruro de sodio</i>	<i>GaH₃</i>	<i>Hidruro de galio</i>
<i>KH</i>	<i>Hidruro de potasio</i>	<i>GeH₄</i>	<i>Hidruro de germanio</i>
<i>CsH</i>	<i>Hidruro de cesio</i>	<i>SnH₄</i>	<i>Hidruro de estaño</i>
<i>BeH₂</i>	<i>Hidruro de berilio</i>	<i>PbH₄</i>	<i>Hidruro de plomo(IV)</i>
<i>MgH₂</i>	<i>Hidruro de magnesio</i>	<i>CuH₂</i>	<i>Hidruro de cobre(II)</i>
<i>CaH₂</i>	<i>Hidruro de calcio</i>	<i>NiH₃</i>	<i>Hidruro de niquel (III)</i>

Las combinaciones binarias del hidrógeno con oxígeno, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio tienen nombres comunes:

<i>H₂O</i>	<i>Agua</i>	<i>NH₃</i>	<i>Amoníaco</i>
<i>PH₃</i>	<i>Fosfina</i>	<i>AsH₃</i>	<i>Arsina</i>
<i>SbH₃</i>	<i>Estibina</i>	<i>CH₄</i>	<i>Metano</i>
<i>SiH₄</i>	<i>Silano</i>		

Las combinaciones del hidrógeno con F, Cl, Br, I, S, Se se denominan hidrácidos debido a que tales compuestos, al disolverse en agua, dan disoluciones ácidas.

<i>Fórmula</i>	<i>Nombre sistemático</i>	<i>(en disolución acuosa)</i>
<i>HF</i>	<i>Fluoruro de hidrógeno</i>	<i>Ácido fluorhídrico</i>
<i>HCl</i>	<i>Cloruro de hidrógeno</i>	<i>Ácido clorhídrico</i>
<i>HBr</i>	<i>Bromuro de hidrógeno</i>	<i>Ácido bromhídrico</i>
<i>HI</i>	<i>Yoduro de hidrógeno</i>	<i>Ácido yodhídrico</i>
<i>H₂S</i>	<i>Sulfuro de hidrógeno</i>	<i>Ácido sulfhídrico</i>
<i>H₂Se</i>	<i>Seleniuro de hidrógeno</i>	<i>Ácido selenhídrico</i>
<i>H₂Te</i>	<i>Telururo de hidrógeno</i>	<i>Ácido telurhídrico</i>

Otras combinaciones binarias

Las combinaciones binarias, que no sean ni óxidos ni hidruros, son las formadas por no metales con metales. Para formularlos se escribe a la izquierda el símbolo del metal, por ser el elemento más electropositivo. Para nombrarlos se le añade al nombre del no metal el sufijo –uro. Algunos ejemplos son:

CaF_2	Fluoruro de calcio	$FeCl_2$	Cloruro de hierro(II)
$FeCl_3$	Cloruro de hierro(III)	$CuBr$	Bromuro de cobre(I)
$CuBr_2$	Bromuro de cobre(II)	AlI_3	Yoduro de aluminio
MnS	Sulfuro de manganeso(II)	MnS_2	Sulfuro de manganeso(IV)
V_2S_5	Sulfuro de vanadio(V)	Mg_3N_2	Nitruro de magnesio
Ni_2Si	Siliciuro de níquel(II)	CrB	Boruro de cromo(III)

3. ÁCIDOS

Los ácidos inorgánicos están formados por oxoácidos e hidrácidos y se caracterizan porque en disolución acuosa forman iones hidrógeno positivo H^+ (protón).



Son compuestos de enlaces covalentes y en solución acuosa las fuerzas que ejercen las moléculas de agua sobre las del ácido producen ionización.

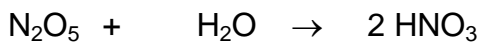
La disociación del ácido puede ser parcial o total, si todas las moléculas del se ácido ionizan se trata de un ácido fuerte y si es parcial el ácido es débil.

3.1 Oxoácidos, oxácidos u oxiácidos

Son compuestos capaces de ceder protones que contienen oxígeno en la molécula. Presentan la fórmula general: $H_aX_bO_c$ en donde X es normalmente un no metal, aunque a veces puede ser también un metal de transición con un estado de oxidación elevado. Para nombrar los oxoácidos utilizaremos la nomenclatura tradicional con los sufijos –oso e –ico, nomenclatura que está admitida por la IUPAC.

Son compuestos ternarios de carácter ácido formados por un no metal, hidrógeno y oxígeno. Se forman por la reacción de un óxido ácido (anhídrido) con el agua:

óxido ácido + agua → óxidoácido



Formulación

Se escriben los elementos que están en los reactivos uno a continuación del otro en el siguiente orden:

1) hidrógeno

2) no-metal

3) oxígeno

a) HCO

b) HSO

c) HNO

A continuación se coloca a cada elemento un subíndice que es igual al número total de átomos del elemento que hay del lado de los reactivos

a) 2H, 1C, 3O

b) 2H, 1S, 3O

c) 2H, 2N, 6O

Si son múltiplos se simplifica y se coloca el m.c.d. como coeficiente estequiométrico

a) H_2CO_3

b) H_2SO_3

c) $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 2HNO_3

En general presentan enlaces covalentes y se une el oxígeno al no metal y átomo de hidrogeno al oxígeno. Se presentan casos especiales en relación a la nomenclatura por ejemplo para el cloro, bromo, yodo que presentan cuatro números de oxidación (+1,+3,+4,+7), o bien al número de moléculas de agua que reaccionan para dar distintos oxácidos, como es el caso del fósforo, arsénico y el antimonio.

Oxoácidos del grupo de los halógenos

Al tener más de dos estados de oxidación junto a las terminaciones –oso e –ico, utilizaremos los prefijos hipo– (que quiere decir menos que) y per– (que significa superior), tendremos así los siguientes oxoácidos:

HClO	Ácido hipocloroso	HClO ₂	Ácido cloroso
HClO ₃	Ácido clórico	HClO ₄	Ácido perclórico
HBrO	Ácido hipobromoso	HBrO ₂	Ácido bromoso
HBrO ₃	Ácido brómico	HBrO ₄	Ácido perbrómico
HIO ₃	Ácido yódico	HIO ₄	Ácido peryódico

3.1.2. Oxoácidos del grupo VIA

De los oxoácidos de azufre, selenio y telurio, los más representativos son aquellos en los que el número de oxidación es +IV y +VI. Para estos ácidos se utilizan los sufijos –oso e –ico.

H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
H ₂ SeO ₃	Ácido selenioso	H ₂ SeO ₄	Ácido selénico
H ₂ TeO ₃	Ácido teluroso	H ₂ TeO ₄	Ácido telúrico

3.1.3. Oxoácidos del grupo VA

Los ácidos más comunes del nitrógeno son el ácido nitroso y el ácido nítrico en los que el nitrógeno presenta número de oxidación +III y +V, respectivamente.

HNO ₂	Ácido nitroso	HNO ₃	Ácido nítrico
------------------	---------------	------------------	---------------

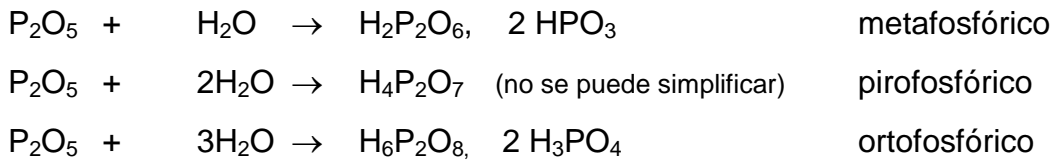
Los ácidos de fósforo más comunes son el fosfónico (antes llamado fosforoso, en el que el fósforo presenta número de oxidación +III) y el fosfórico (número de oxidación +V). Ambos ácidos son en realidad ortoácidos, es decir, contienen tres moléculas de agua en su formación.

$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow H_6P_2O_6, 2H_3PO_3$	Ácido fosfónico
$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow H_6P_2O_8, 2H_3PO_4$	Ácido fosfórico

No es necesario utilizar los términos ortofosfónico y ortofosfórico.

Los anhídridos de P, As, Sb, Si y B pueden formar más de un oxoácido y en este caso se usan los prefijos meta, orto y piro (di).

Los ácidos meta- se forman sumando una molécula de agua al anhídrido, los orto- sumando tres moléculas de agua al anhídrido. El piro- (di) se forma sumando dos moléculas de agua al anhídrido



Según la nomenclatura Sistemática el nombre del ácido resulta de indicar el número de átomos de oxígeno oxo con prefijos numerales griegos, a continuación el nombre del átomo central (A) terminado en ato y el número de oxidación del átomo central entre paréntesis en números romanos (como en la notación de Stock); terminando el nombre con la expresión de hidrógeno. Conociendo los números de oxidación de hidrógeno (+1) y de oxígeno (-2) puede obtenerse el del átomo central.

Así

ácido carbónico será	trioxo carbonato (IV) de hidrógeno	H_2CO_3
ácido sulfuroso será	trioxo sulfato (IV) de hidrógeno	H_2SO_3
ácido sulfúrico será	tetraoxo sulfato (VI) de hidrógeno	H_2SO_4
ácido nítrico será	trioxo nitrato (V) de hidrógeno	HNO_3
ácido meta fosfórico	trioxofosfato (V) de hidrógeno	HPO_3

3.1.4. Oxoácidos del carbono y del silicio

El estado de oxidación, en ambos casos, es de +IV. Los más comunes son:

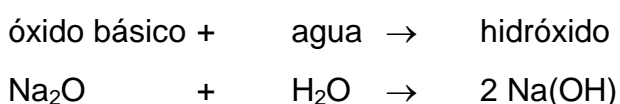
H_2CO_3	Ácido carbónico
H_4SiO_4	Ácido ortosilícico

4. Hidrácidos

Son ácidos binarios formados por hidrogeno con numero de oxidación +1 y un no meta (cloro, bromo, fluor. En agua se ionizan como se menciona en el ítem 6.

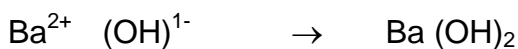
5. Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos ternarios formados por un metal, oxigeno e hidrogeno que responden a la fórmula general: $M(OH)_n$, donde M es el símbolo del metal y n es el número de oxidación del metal. Se forma por:



Estos compuestos se caracterizan por tener el grupo $(OH)^{-1}$ que tiene número de oxidación -1, este grupo se denomina hidróxido, hidroxilo u oxidrilo.

Se formulan escribiendo primero el símbolo del metal y luego el grupo $(OH)^{-1}$ y se intercambian las valencias



Presentan unión de tipo iónico entre el metal y el oxidrilo y entre el oxígeno y el hidrógeno es covalente. Cuando un hidróxido se disuelve en un solvente polar como el agua se disocia en el ion metálico y los iones oxidrilos:



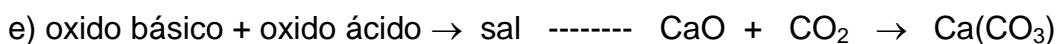
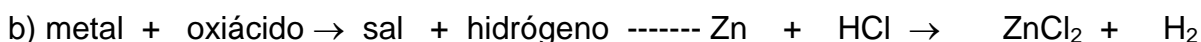
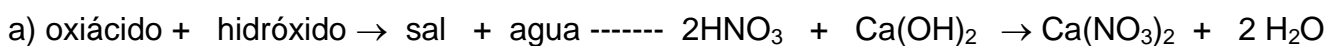
Por lo tanto liberan al medio grupos oxidrilos que caracterizan a los compuestos que se llaman bases.

Ejemplos:

LiOH	Hidróxido de litio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)
Cr(OH) ₂	Hidróxido de cromo (II)
NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonio

6. SALES

Se puede obtener en general por varios métodos los más comunes son:

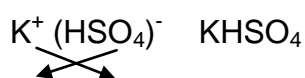


6.2. Sales Ácidas

Son las que se forman cuando se hace reaccionar un oxiácido y un hidróxido, la sustitución de los hidrógenos se produce de manera parcial (no es completa) .El ácido debe tener por lo menos dos hidrógenos reemplazables.



Se formula escribiendo el metal y luego el anión del ácido. Los hidrógenos que no se reemplazan se escriben antes del anión y forman parte del mismo.



El metal fue cambiado por el hidrógeno del ácido. Al completar la reacción debe tenerse en cuenta que al reaccionar un solo hidrógeno del ácido será necesario una sola molécula de hidróxido.



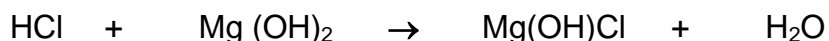
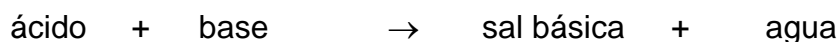
Si el ácido posee más de dos hidrógenos reemplazables aparecerá más de una sal ácida:



6.3. Sales Básicas

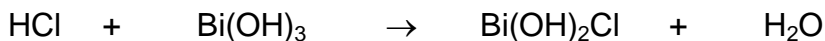
Se originan cuando iones hidróxido de una base se reemplazan de manera parcial. I.U.P.A.C. las reconoce como sales hidróxido y sales óxido por contener iones OH^- y O^{2-} .

6.3.1 Sales hidróxido



El nombre de la sal básica es: cloruro hidróxido de magnesio o hidróxicloruro de magnesio. El nombre tradicional es cloruro básico de magnesio.

6.3.2 Sales óxido



Y a continuación la sal hidróxido pierde una molécula de agua:

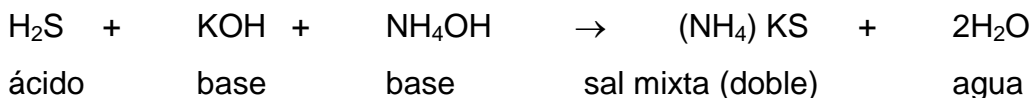


La sal aquí formada se llama cloruro óxido de bismuto o también oxiclорuro de bismuto.

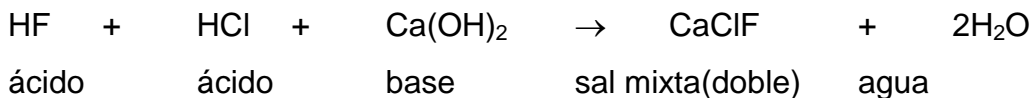
En la formación de una sal óxido se forma primero la sal hidróxido por reemplazo parcial de algún ión hidróxido de la base y luego ésta pierde agua.

6.4. Sales Mixtas (dobles, triples, etc.)

Se originan cuando los hidrógenos de un ácido son reemplazados por cationes (átomos metálicos) o cuando los hidróxidos de una base se cambian por aniones diferentes. Para que esto ocurra el ácido deberá reaccionar con dos bases



O la base reaccionar con dos ácidos:



Para nombrar las sales basta tomar el nombre del anión y añadirle detrás el nombre del catión, tal como puede verse en los siguientes ejemplos:

<i>Sal</i>	<i>Oxoanión de procedencia</i>	<i>Nombre</i>
<i>NaClO</i>	<i>ClO⁻</i>	<i>Hipoclorito de sodio</i>
<i>NaClO₂</i>	<i>ClO₂⁻</i>	<i>Clorito de sodio</i>
<i>NaClO₃</i>	<i>ClO₃⁻</i>	<i>Clorato de sodio</i>
<i>NaClO₄</i>	<i>ClO₄⁻</i>	<i>Perclorato de sodio</i>
<i>K₂SO₃</i>	<i>SO₃⁻²</i>	<i>Sulfito de potasio</i>
<i>K₂SO₄</i>	<i>SO₄⁻²</i>	<i>Sulfato de potasio</i>

RADICALES

Cationes

Cuando un átomo pierde electrones (los electrones de sus orbitales más externos, también llamados electrones de valencia) adquiere, como es lógico, una carga positiva neta.

Para nombrar estas “especies químicas” basta anteponer la palabra catión o ion al nombre del elemento.

En los casos en que el átomo puede adoptar distintos estados de oxidación se indica entre paréntesis. Algunos ejemplos son:

H^+	ión hidrógeno	Li^+	ión litio
Cu^+	ión cobre (I)	Cu^{+2}	ión cobre (II)
Fe^{+2}	ión hierro (II)	Fe^{+3}	ión hierro (III)
Sn^{+2}	ión estaño (II)	Pb^{+4}	ión plomo (IV)

Hay bastantes compuestos –como, por ejemplo, el amoníaco– que disponen de electrones libres, no compartidos. Estos compuestos se unen al catión hidrógeno, para dar una especie cargada positivamente. Para nombrar estas especies cargadas debe añadirse la terminación –onio tal como se ve en los siguientes ejemplos:

NH_4^+	ión amonio
PH_4^+	ión fosfonio
AsH_4^+	ión arsonio
H_3O^+	ión oxonio

Aniones

Se llaman aniones a las “especies químicas” cargadas negativamente. Los aniones más simples son los monoatómicos, que proceden de la ganancia de uno o más electrones por un elemento electronegativo. Para nombrar los iones monoatómicos se utiliza la terminación –uro, como en los siguientes ejemplos:

H ⁻	ión hidruro	S ⁻²	ión sulfuro
F ⁻	ión fluoruro	Se ⁻²	ión seleniuro
Cl ⁻	ión cloruro	N ⁻³	ión nitruro
Br ⁻	ión bromuro	P ⁻³	ión fosfuro
I ⁻	ión yoduro	As ⁻³	ión arseniuro

Los aniones poliatómicos se pueden considerar como provenientes de otras moléculas por pérdida de uno o más iones hidrógeno. El ion de este tipo más usual y sencillo es el ion hidroxilo (OH⁻) que procede de la pérdida de un ion hidrógeno del agua. Sin embargo, la gran mayoría de los aniones poliatómicos proceden –o se puede considerar que proceden– de un ácido que ha perdido o cedido sus hidrógenos. Para nombrar estos radicales se utilizan los sufijos –ito y –ato según que el ácido de procedencia termine en –oso o en –ico, respectivamente.

HClO	Ácido hipocloroso	ClO ⁻	ión hipoclorito
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	SO ₃ ⁻²	ión sulfito
HClO ₃	Ácido clórico	ClO ₃ ⁻	ión clorato
HClO ₄	Ácido perclórico	ClO ₄ ⁻	ión perclorato
H ₂ SO ₄	Ácido sulfurico	SO ₄ ⁻²	ión sulfato

A menudo, para “construir” el nombre del radical, no se reemplazan simplemente las terminaciones oso-ico por ito-ato, sino que la raíz del nombre se contrae. Por ejemplo, no se dice iones sulfurito y sulfurato sino iones sulfito y sulfato.

Estructura Atómica

El conocimiento de la estructura electrónica nos permite interpretar las semejanzas y diferencias entre las propiedades químicas de los elementos. Además la mayoría de las reacciones químicas implican una reorganización de la estructura electrónica externa de los átomos.

En este capítulo iniciaremos el estudio de los modelos atómicos que permiten conocer la distribución de los electrones en los átomos; desde el modelo de Thomson, pasando por el modelo de Bohr hasta llegar al modelo atómico propuesto por la mecánica cuántica, modelo que es el aceptado actualmente.

Destacaremos la descripción de los electrones a través de los números cuánticos y los orbitales electrónicos.

Introducción

La química es probablemente la única rama de las ciencias experimentales cuyo objeto de estudio está en permanente expansión, dado que el número de nuevas moléculas, sintetizadas por el hombre crece día a día. El mundo actual y nuestra vida cotidiana están marcados por un sinnúmero de productos de síntesis, desde los materiales más diversos en forma de fibras, plásticos o colorantes, hasta los medicamentos, los plaguicidas o los fertilizantes. Gran parte de la "cultura del bienestar" se fundamenta en la puesta a disposición del hombre de estos productos que son fruto, entre otras cosas, de un profundo conocimiento de la estructura atómica y molecular.

Los entes objeto de estudio por parte de la Química, las moléculas, son átomos enlazados entre sí para formar un edificio más complejo y con propiedades completamente distintas de las de sus constituyentes. Parece lógico que una de las primeras inquietudes de los científicos fuera conocer las características de esos constituyentes, en un primer intento para entender como se unen entre sí para formar nuevos sistemas que van desde la simplicidad de una molécula de hidrógeno a la complejidad de una proteína. Por otra parte, de nada serviría el esfuerzo de sintetizar nuevas moléculas si no fuésemos capaces de entender y explicar sus estructuras y propiedades y por ende predecir su posible comportamiento y aplicaciones.

Teoría atómica de la materia

Átomo es la porción más pequeña de la materia.

El primero en utilizar este término fue Demócrito (filósofo griego, del año 500 a.de C.), porque creía que todos los elementos estaban formados por pequeñas partículas INDIVISIBLES. Átomo, en griego, significa INDIVISIBLE. Es la porción más pequeña de la materia. Los átomos son la unidad básica estructural de todos los materiales de ingeniería. En la actualidad no cabe pensar en el átomo como partícula indivisible, en él existen una serie de partículas subatómicas de las que protones neutrones y electrones son las más importantes.

Los átomos están formados por un núcleo, de tamaño reducido y cargado positivamente, rodeado por una nube de electrones, que se encuentran en la corteza.

ELECTRÓN	<i>Es una partícula elemental con carga eléctrica negativa igual a $1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb y masa igual a $9,1093 \cdot 10^{-28}$ g, que se encuentra formando parte de los átomos de todos los elementos.</i>
NEUTRÓN	<i>Es una partícula elemental eléctricamente neutra y masa ligeramente superior a la del protón ($m_{\text{neutrón}}=1.675 \cdot 10^{-24}$ g), que se encuentra formando parte de los átomos de todos los elementos.</i>
PROTÓN	<i>Es una partícula elemental con carga eléctrica positiva igual a $1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb y cuya masa es 1837 veces mayor que la del electrón ($m_{\text{protón}}=1.673 \cdot 10^{-24}$ g). La misma se encuentra formando parte de los átomos de todos los elementos.</i>

La nube de carga electrónica constituye de este modo casi todo el volumen del átomo, pero, sólo representa una pequeña parte de su masa. Los electrones, particularmente la masa externa determinan la mayoría de las propiedades mecánicas, eléctrica, químicas, etc., de los átomos, y así, un conocimiento básico de estructura atómica es importante en el estudio básico de los materiales de ingeniería.

Veamos un ejercicio de aplicación:

El diámetro de una moneda es de 13 mm. El diámetro de un átomo de cobre es sólo 2,6 Å.
¿Cuántos átomos de cobre podrían estar dispuestos lado a lado en una línea recta sobre el diámetro de dicha moneda?

La incógnita es el número de átomos de cobre. Podemos usar la relación siguiente: 1 átomo de cobre=2,6 Å, como factor de conversión que relaciona el número de átomos y la distancia.

Así, primero convertimos el valor del diámetro de la moneda a Å
 $13 \text{ mm} \cdot (10^{-3} \text{ m}/1\text{mm})(1 \text{ Å}/10^{-10}\text{m})=1,3 \cdot 10^8\text{Å}$

$1,3 \cdot 10^8\text{Å} \cdot (1 \text{ átomo de cobre}/2,6 \text{ Å})=5,0 \cdot 10^7 \text{ átomos de Cu.}$

Esto es, 50 millones de átomos de cobre estarían en fila sobre el diametro de la moneda.

Isótopos, número atómico y número másico

Los átomos están formados por un núcleo (formado por protones y neutrones), de tamaño reducido y cargado positivamente, rodeado por una nube de electrones, que se encuentran en la corteza. El número de protones que existen en el núcleo, es igual al número de electrones que lo rodean. Este número es un entero, que se denomina **número atómico** y se designa por la letra, "Z". La suma del número de protones y neutrones en el núcleo se denomina **número másico** del átomo y se designa por la letra, "A".



El número de neutrones de un elemento químico se puede calcular como A-Z, es decir, como la diferencia entre el número másico y el número atómico. No todos los átomos de un elemento dado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos ó más isótopos, átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número másico. Por lo tanto la diferencia entre dos isótopos de un elemento es el número de neutrones en el núcleo. En un elemento natural, la abundancia relativa de sus isótopos en la naturaleza recibe el nombre de abundancia isotópica natural. La denominada masa atómica de un elemento es una media de las masas de sus isótopos naturales ponderada de acuerdo a su abundancia relativa.

$$A = \frac{\sum A_i \cdot x_i}{100}$$

A = masa atómica del elemento natural
 A_i = masa atómica de cada isótopo
 x_i = porcentaje de cada isótopo en la mezcla

La nube de carga electrónica constituye casi todo el volumen del átomo, pero, sólo representa una pequeña parte de su masa. Los electrones, particularmente la masa externa determinan la mayoría de las propiedades mecánicas, eléctricas, químicas, etc., de los átomos, y así, un conocimiento básico de estructura atómica es importante en el estudio básico de los materiales de ingeniería. Veamos una serie de ejemplos. Para el carbono Z=6. Es decir, todos los átomos de carbono tienen 6 protones y 6 electrones.

El carbono tiene dos isótopos: uno con A=12, con 6 neutrones y otro con número másico 13 (7 neutrones), que se representan como:



El carbono con número másico 12 es el más común (~99% de todo el carbono). Al otro isótopo se le denomina carbono-13. El hidrógeno presenta tres isótopos, y en este caso particular cada uno tiene un nombre diferente



protio

deuterio

tritio

La forma más común es el hidrógeno, que es el único átomo que no tiene neutrones en su núcleo. Otro ejemplo son los dos isótopos más comunes del uranio:



Los cuales se denominan uranio-235 y uranio-238. En general las propiedades químicas de un elemento están determinadas fundamentalmente por los protones y electrones de sus átomos y en condiciones normales los neutrones no participan en los cambios químicos. Por ello los isótopos de un elemento tendrán un comportamiento químico similar, formarán el mismo tipo de compuestos y reaccionarán de manera semejante.

Masa atómica

La masa atómica relativa de un elemento, es la masa en gramos de $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos (número de Avogadro, N_A) de ese elemento, la masa relativa de los elementos de la tabla periódica desde el 1 hasta el 105 está situada en la parte inferior de los símbolos de dichos elementos. El átomo de carbono, con 6 protones y 6 neutrones, es el átomo de carbono 12 y es la masa de referencia para las masas atómicas. Una unidad de masa atómica (u.m.a), se define exactamente como 1/12 de la masa de un átomo de carbono que tiene una masa 12 u.m.a. una masa atómica relativa molar de carbono 12 tiene una masa de 12 g en esta escala. Un mol gramo (abreviado, mol) de un elemento se define como el número en gramos de ese elemento igual al número que expresa su masa relativa molar. Así, por ejemplo, un mol gramo de aluminio tiene una masa de 26.98 g y contiene $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos.

Veamos unos ejercicios de aplicación:

La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109. Sabiendo que abundancia isotópica es la siguiente: ${}^{107}\text{Ag} = 56\%$ y ${}^{109}\text{Ag} = 44\%$. Deducir el peso atómico de la plata natural.

$$A = \frac{\sum A_i \cdot x_i}{100} \quad A = \frac{56 \cdot 107 + 44 \cdot 109}{100} = 107,88$$

Determinar la masa atómica del galio, sabiendo que existen dos isótopos ^{69}Ga y ^{71}Ga , cuya abundancia relativa es, respectivamente, 60,2% y 39,8%. Indica la composición de los núcleos de ambos isótopos sabiendo que el número atómico del galio es 31.

Masa atómica = $69 \cdot 0,602 + 71 \cdot 0,398 = 69,7 \text{ u}$
 Núcleo del $^{69}_{31}\text{Ga}$: 31 protones y 38 neutrones (69 - 31)
 Núcleo del $^{71}_{31}\text{Ga}$: 31 protones y 40 neutrones (71 - 31).

Naturaleza ondulatoria de la luz

Algunas veces la luz se manifiesta como **onda**. Otras veces se manifiesta como **partícula**. Todo depende de las circunstancias. La luz es una radiación electromagnética, es decir, una onda de campos eléctricos y magnéticos. Las ondas electromagnéticas propagan energía mediante la vibración de un campo eléctrico y uno magnético perpendiculares. Las características que las definen y diferencian son:

Longitud de onda (λ). Es la distancia mínima entre dos puntos que están en el mismo estado de vibración.

Frecuencia (ν). Número de ciclos por unidad de tiempo. Su unidad en el SI es el hertz o hercio (Hz), equivalente a un (ciclo) s^{-1} .

La relación de la longitud de onda con la frecuencia es la siguiente:

$$\lambda = c/\nu$$

donde c es la velocidad de la luz. ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$)

Energía cuantizada y fotones

Planck postuló que la emisión de radiación electromagnética se produce en forma de "paquetes" o "cuantos" de energía (fotones). Esto significa que la radiación no es continua, es decir, los átomos no pueden absorber o emitir cualquier valor de energía, sino sólo unos valores concretos. La energía correspondiente a cada uno de los "cuantos" se obtiene multiplicando su frecuencia, ν , por la cte de Plank, h ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Julios} \cdot \text{segundo}$).

$$E = h \cdot \nu$$

Comentario

Esta cantidad de energía es pequeña, pero no es despreciable. Esta energía es del orden de la energía correspondiente a las radiaciones infrarrojas emitidas por el sol.

Modelo atómico de Bohr

La estructura electrónica de un átomo describe las energías y la disposición de los electrones alrededor del átomo. Gran parte de lo que se conoce acerca de la estructura electrónica de los átomos se averiguó observando la interacción de la radiación electromagnética con la materia.

Sabemos que el espectro de un elemento químico es característico de éste y que del análisis espectroscópico de una muestra puede deducirse su composición.

El origen de los espectros era desconocido hasta que la teoría atómica asoció la emisión de radiación por parte de los átomos con el comportamiento de los electrones, en concreto con la distancia a la que éstos se encuentran del núcleo. El físico danés Niels Bohr (Premio Nobel de Física 1922), propuso un nuevo modelo atómico que se basa en tres postulados:

Primer Postulado

Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias sin emitir energía

Segundo Postulado

Los electrones solo pueden girar alrededor del núcleo en aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$m r v = n \frac{h}{2 \pi}$$

siendo "h" la constante de Planck, m la masa del electrón, v su velocidad, r el radio de la órbita y n un número entero (n=1, 2, 3, ...) llamado número cuántico principal, que vale 1 para la primera órbita, 2 para la segunda, etc

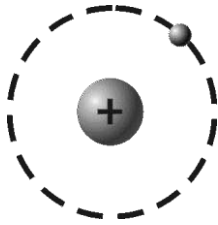
Tercer Postulado

Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética

Mientras el electrón se mueve en cualquiera de esas órbitas no radia energía, sólo lo hace cuando cambia de órbita. Si pasa de una órbita externa (de mayor energía) a otra más interna (de menor energía) emite energía, y la absorbe cuando pasa de una órbita interna a otra más externa. Por tanto, la energía absorbida o emitida será:

$$E_2 - E_1 = h \nu$$

En resumen podemos decir que los electrones se disponen en diversas órbitas circulares que determinan diferentes niveles de energía.



Bohr describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y girando a su alrededor un electrón. En éste modelo los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo; ocupando la órbita de menor energía posible, o sea la órbita más cercana posible al núcleo.

Cada órbita se corresponde con un nivel energético que recibe el nombre de **número cuántico principal**, se representa con la letra " n " y toma valores desde 1 hasta 7 .

La teoría de Bohr predice los radios de las órbitas permitidas en un átomo de hidrógeno.

$$r_n = n^2 a_0, \text{ donde } n = 1, 2, 3, \dots \text{ y } a_0 = 0.53 \text{ \AA} \text{ (53 pm)}$$

La teoría también nos permite calcular las velocidades del electrón en estas órbitas, y la energía. Por convenio, cuando el electrón está separado del núcleo se dice que está en el cero de energía. Cuando un electrón libre es atraído por el núcleo y confinado en una órbita n, la energía del electrón se hace negativa, y su valor desciende a

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

R_H es una constante que depende de la masa y la carga del electrón y cuyo valor es $2.179 \cdot 10^{-18}$ J. Normalmente el electrón en un átomo de hidrógeno se encuentra en la órbita más próxima al núcleo ($n=1$). Esta es la energía permitida más baja, o el estado fundamental. Cuando el electrón adquiere un cuanto de energía pasa a un nivel más alto ($n=2,3, \dots$) se dice entonces que el átomo se encuentra en un estado excitado. En este estado excitado el átomo no es estable y cuando el electrón regresa a un estado más bajo de energía emite una cantidad determinada de energía, que es la diferencia de energía entre los dos niveles.

<i>Representación de las órbitas</i>		<i>n</i>	<i>distancia</i>
		1	0,53 Å
		2	2,12 Å
		3	4,76 Å
		4	8,46 Å
		5	13,22 Å
		6	19,05 Å
		7	25,93 Å

Nota: Con Å se designa la unidad de longitud Angstrom (en el sistema SI) y equivale a 1.0×10^{-10} metros. El electrón puede acceder a un nivel de energía superior pero para ello necesita "absorber" energía. Cuando vuelve a su nivel de energía original, el electrón necesita emitir la energía absorbida (por ejemplo en forma de radiación).

En el mundo macroscópico resulta muy evidente la diferencia entre una partícula y una onda; dentro de los dominios de la mecánica cuántica, las cosas son diferentes. Un conjunto de partículas, como un chorro de electrones moviéndose a una determinada velocidad puede comportarse según todas las propiedades y atributos de una onda, es decir: puede reflejarse, refractarse y difractarse. Por otro lado, un rayo de luz puede, en determinadas circunstancias, comportarse como un chorro de partículas (fotones) con una cantidad de movimiento bien definida. Así, al incidir un rayo de luz sobre la superficie lisa de un metal se desprenden electrones de éste (efecto fotoeléctrico). La energía de los electrones arrancados al metal depende de la frecuencia de la luz incidente y de la propia naturaleza del metal.

Según la hipótesis de De Broglie, cada partícula en movimiento lleva asociada una onda, de manera que la dualidad onda-partícula puede enunciarse de la siguiente forma: una partícula de masa m que se mueva a una velocidad v puede, en condiciones experimentales adecuadas, presentarse y comportarse como una onda de longitud de onda, λ . La relación entre estas magnitudes fue establecida por el físico francés **Louis de Broglie** en 1924.

$$mv = p = \frac{h}{\lambda}$$

Cuanto mayor sea la cantidad de movimiento (mv) de la partícula menor será la longitud de onda (λ), y mayor la frecuencia (ν) de la onda asociada.

Veamos un ejercicio de aplicación:

Calcular la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $1 \cdot 10^6 \text{ m s}^{-1}$; y a un coche de 1300 Kg de masa que se desplaza a una velocidad de $105 \text{ Km} \cdot \text{h}^{-1}$.

Solución:

a) caso del electrón:

$$p = m \cdot v = 0,91096 \cdot 10^{-30} \cdot 1 \cdot 10^6 = 0,91 \cdot 10^{-24} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{h}{p} = 7,27 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

b) caso del coche:

$$p = m \cdot v = 1300 \text{ Kg} \cdot 105 \text{ Km} \cdot \text{h}^{-1} \cdot 1000/3600 = 37916,66667 \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{h}{p} = 1,75 \cdot 10^{-38} \text{ m}$$

Puede observarse, a partir de este resultado, la menor cantidad de movimiento del electrón, comparada con la del coche, a pesar de su mayor velocidad, pero cuya masa es muchísimo más pequeña. En consecuencia, la longitud de onda asociada al coche es mucho más pequeña que la correspondiente al electrón.

Principio de indeterminación de Heisenberg

W. Heisenberg (Premio Nobel de Física 1932) enunció el llamado principio de incertidumbre o principio de indeterminación, según el cual es imposible medir simultáneamente, y con precisión absoluta, el valor de la posición y la cantidad de movimiento de una partícula. Esto significa, que la precisión con que se pueden medir las cosas es limitada, y el límite viene fijado por la constante de Planck.

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi}$$

Δx Indeterminación en la posición

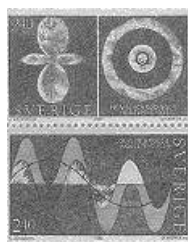
Δp_x : indeterminación en la cantidad de movimiento

h: constante de Planck ($h=6,626 \cdot 10^{-34}$ J · s)

Es importante insistir en que la incertidumbre no se deriva de los instrumentos de medida, sino del propio hecho de medir. Con los aparatos más precisos imaginables, la incertidumbre en la medida continúa existiendo. Así, cuanto mayor sea la precisión en la medida de una de estas magnitudes mayor será la incertidumbre en la medida de la otra variable complementaria.

La posición y la cantidad de movimiento de una partícula, respecto de uno de los ejes de coordenadas, son magnitudes complementarias sujetas a las restricciones del principio de incertidumbre de Heisenberg. También lo son las variaciones de energía (ΔE) medidas en un sistema y el tiempo, t empleado en la medición.

Mecánica cuántica y orbitales atómicos



En el año 1927, **E.Schrödinger (Premio Nobel de Física 1933)**, apoyándose en el concepto de dualidad onda-corpúsculo enunciado por **L.de Broglie (Premio Nobel de Física 1929)**, formula la Mecánica Ondulatoria, y **W. Heisenberg (Premio Nobel de Física 1932)** la Mecánica de Matrices. Ambas mecánicas inician un nuevo camino en el conocimiento de la estructura atómica, y ampliadas por Born, Jordan, Dirac y otros han dado lugar a lo que actualmente se denomina Mecánica Cuántica. Frente al determinismo de la mecánica clásica, la mecánica cuántica, es esencialmente probabilística y utiliza un aparato matemático más complicado que la mecánica clásica.

Actualmente, el modelo atómico que se admite es el modelo propuesto por la mecánica cuántica (modelo de Schrödinger). El modelo de Bohr es un modelo unidimensional que utiliza un número cuántico (n) para describir la distribución de electrones en el átomo. El modelo de Schrödinger permite que el electrón ocupe un espacio tridimensional. Por lo tanto requiere tres números cuánticos para describir los orbitales en los que se puede encontrar al electrón.

La descripción del átomo mediante la mecánica ondulatoria está basada en el cálculo de las soluciones de la ecuación de Schrödinger (Figura 1); esta es una ecuación diferencial que permite obtener los números cuánticos de los electrones.

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

En esta ecuación:

- Ψ es la llamada función de onda. Contiene la información sobre la posición del electrón. También se denomina orbital, por analogía con las órbitas de los modelos atómicos clásicos.

El cuadrado de la función de onda $|\Psi|^2$ es la llamada densidad de probabilidad relativa del electrón y representa la probabilidad de encontrar al electrón en un punto del espacio (x, y, z).

- E es el valor de la energía total del electrón.
- V representa la energía potencial del electrón un punto (x, y, z). Por tanto, E-V es el valor de la energía cinética cuando el electrón está en el punto (x, y, z). Las soluciones, o funciones de onda, Ψ , son funciones matemáticas que dependen de unas variables que sólo pueden tomar valores enteros. Estas variables de las funciones de onda se denominan números cuánticos: número cuántico principal, (n), angular (l) y número cuántico magnético (m_l). Estos números describen el tamaño, la forma y la orientación en el espacio de los orbitales en un átomo.

El número cuántico principal (n) describe el tamaño del orbital, por ejemplo: los orbitales para los cuales n=2 son más grandes que aquellos para los cuales n=1. Puede tomar cualquier valor entero empezando desde 1: n=1, 2, 3, 4, etc

. El número cuántico del momento angular orbital (l) describe la forma del orbital atómico. Puede tomar valores naturales desde 0 hasta n-1 (siendo n el valor del número cuántico principal). Por ejemplo si n=5, los valores de l pueden ser: l= 0, 1, 2, 3, 4.

Siguiendo la antigua terminología de los espectroscopistas, se designa a los orbitales atómicos en función del valor del número cuántico secundario, l, como:

- l = 0 orbital s (sharp)
- l = 1 orbital p (principal)
- l = 2 orbital d (diffuse)
- l = 3 orbital f (fundamental)

● El número cuántico magnético (m_l), determina la orientación espacial del orbital. Se denomina magnético porque esta orientación espacial se acostumbra a definir en relación a un campo magnético externo. Puede tomar valores enteros desde $-l$ hasta $+l$. Por ejemplo, si $l=2$, los valores posibles para m son: $m_l=-2, -1, 0, 1, 2$.

El número cuántico de espín (s), sólo puede tomar dos valores: $+1/2$ y $-1/2$.

Capas y Subcapas principales

Todos los orbitales con el mismo valor del número cuántico principal, n , se encuentran en la misma capa electrónica principal o nivel principal, y todos los orbitales con los mismos valores de n y l están en la misma subcapa o subnivel.

El número de subcapas en una capa principal es igual al número cuántico principal, esto es, hay una subcapa en la capa principal con $n=1$, dos subcapas en la capa principal con $n=2$, y así sucesivamente. El nombre dado a una subcapa, independientemente de la capa principal en la que se encuentre, esta determinado por el número cuántico l , de manera que como se ha indicado anteriormente: $l=0$ (subcapa s), $l=1$ (subcapa p), $l=2$ (subcapa d) y $l=3$ (subcapa f).

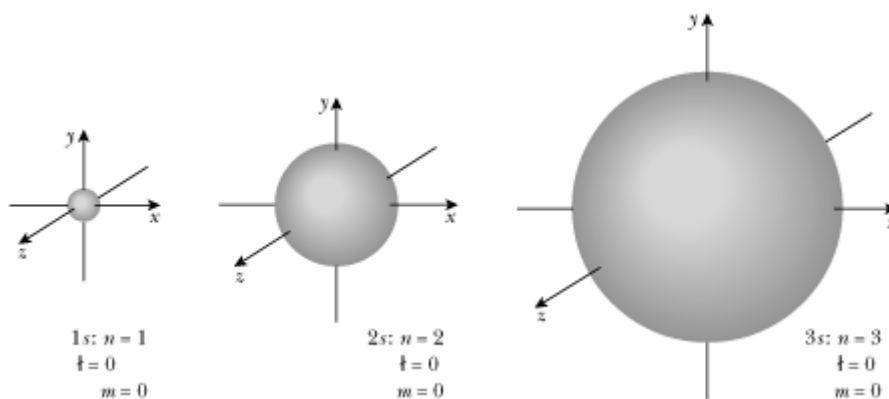
El número de orbitales en una subcapa es igual al número de valores permitidos de m_l para un valor particular de l , por lo que el número de orbitales en una subcapa es $2l+1$. Los nombres de los orbitales son los mismos que los de las subcapas en las que aparecen.

orbitales s	orbitales p	orbitales d	orbitales f
$l=0$	$l=1$	$l=2$	$l=3$
$m_l=0$	$m_l=-1, 0, +1$	$m_l=-2, -1, 0, +1, +2$	$m_l=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
un orbital s en una subcapa s	tres orbitales p en una subcapa p	cinco orbitales d en una subcapa d	siete orbitales f en una subcapa f

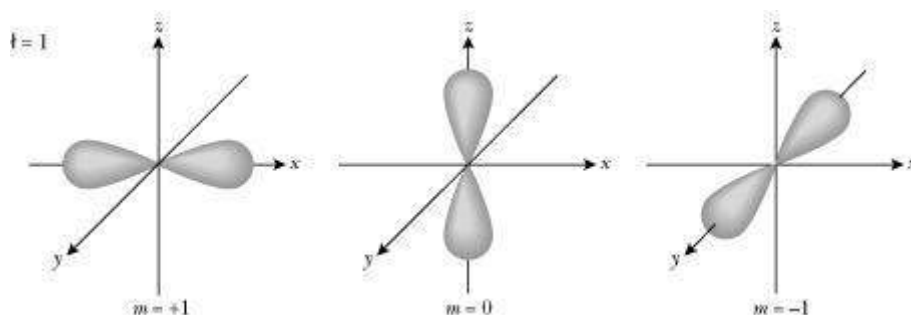
Forma y tamaños de los orbitales

La imagen de los orbitales empleada habitualmente por los químicos consiste en una representación del orbital mediante superficies límite que engloban una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es del 99%. La extensión de estas zonas depende básicamente del número cuántico principal, n , mientras que su forma viene determinada por el número cuántico secundario, l .

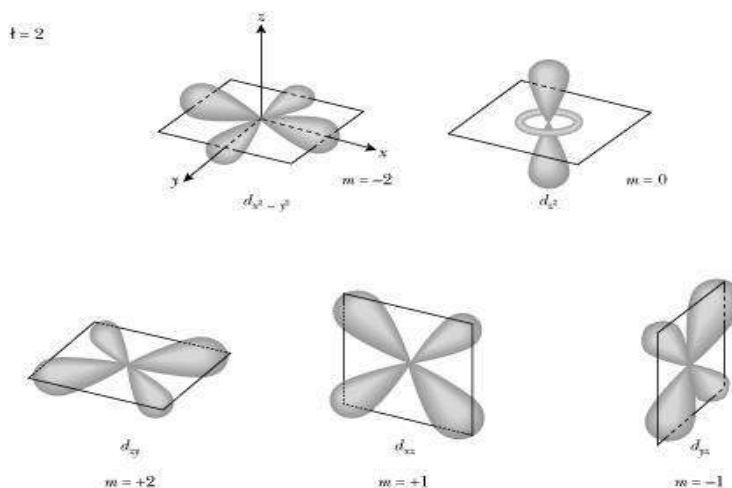
● Los orbitales s ($l=0$) tienen forma esférica. La extensión de este orbital depende del valor del número cuántico principal, así un orbital 3s tiene la misma forma pero es mayor que un orbital 2s.



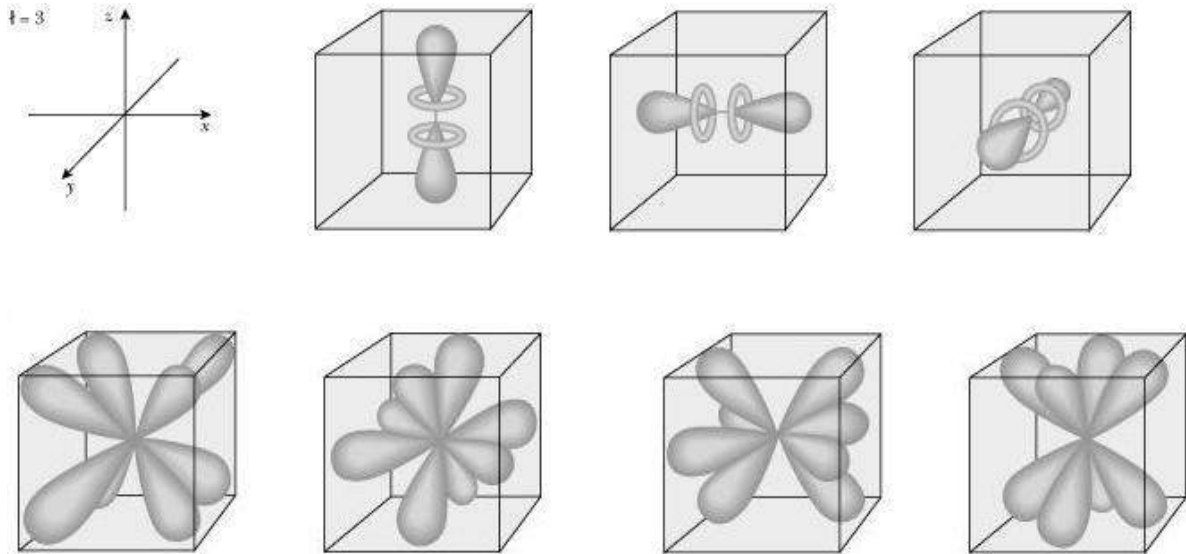
● Los orbitales p ($l=1$) están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Hay tres orbitales p ($m=-1$, $m=0$ y $m=+1$) de idéntica forma, que difieren sólo en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z.



● Los **orbitales d** ($l=2$) también están formados por lóbulos. Hay cinco tipos de orbitales d (que corresponden a $m=-2$, -1 , 0 , 1 , 2)



• Los orbitales f ($l=3$) también tienen un aspecto multilobular. Existen siete tipos de orbitales f (que corresponden a $m=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$).



Una vez descritos los cuatro números cuánticos, podemos utilizarlos para describir la estructura electrónica del átomo de hidrógeno:

El electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental se encuentra en el nivel de energía más bajo, es decir, $n=1$, y dado que la primera capa principal contiene sólo un orbital s, el número cuántico orbital es $l=0$. El único valor posible para el número cuántico magnético es $m_l=0$. Cualquiera de los dos estados de spin son posibles para el electrón. Así podríamos decir que el electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental está en el orbital 1s, o que es un electrón 1s, y se representa mediante la notación:

$1s^1$
en donde el superíndice 1 indica un electrón en el orbital 1s. Ambos estados de espín están permitidos, pero no designamos el estado de espín en esta notación.

ÁTOMOS MULTIELECTRÓNICOS.

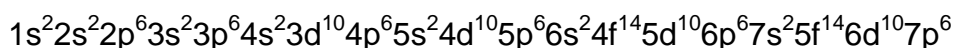
La resolución de la ecuación de Schrödinger para átomos con más de un electrón es un proceso matemático muy complejo que obliga a realizar cálculos aproximados. En los átomos multielectrónicos aparece un nuevo factor: las repulsiones mutuas entre los electrones. La repulsión entre los electrones se traduce en que los electrones en un átomo multielectrónico tratan de permanecer alejados de los demás y sus movimientos se enredan mutuamente.

Configuraciones electrónicas

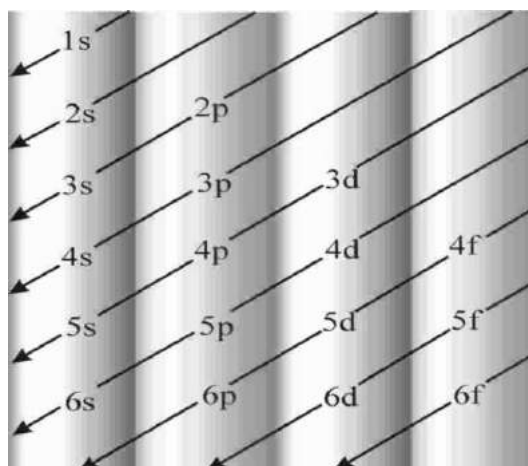
Escribir la configuración electrónica de un átomo consiste en indicar cómo se distribuyen sus electrones entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden relacionarse con las configuraciones electrónicas.

Esta distribución se realiza apoyándonos en tres reglas: energía de los orbitales, principio de exclusión de Pauli y regla de Hund.

1. Los electrones ocupan los orbitales de forma que se minimice la energía del átomo. El orden exacto de llenado de los orbitales se estableció experimentalmente, principalmente mediante estudios espectroscópicos y magnéticos, y es el orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas a los elementos. El orden de llenado de orbitales es:



Para recordar este orden más fácilmente se puede utilizar el diagrama siguiente:



Empezando por la línea superior, sigue las flechas y el orden obtenido es el mismo que en la serie anterior. Debido al límite de dos electrones por orbital, la capacidad de una subcapa de electrones puede obtenerse tomando el doble del número de orbitales en la subcapa. Así, la subcapa s consiste en un orbital con una capacidad de dos electrones; la subcapa p consiste en tres orbitales con una capacidad total de seis electrones; la subcapa d consiste en cinco orbitales con una capacidad total de diez electrones; la subcapa f consiste en siete orbitales con una capacidad total de catorce electrones.

En un determinado átomo los electrones van ocupando, y llenando, los orbitales de menor energía; cuando se da esta circunstancia el átomo se encuentra en su estado fundamental. Si el átomo recibe energía, alguno de sus electrones más externos pueden saltar a orbitales de mayor energía, pasando el átomo a un estado excitado

2. Principio de exclusión de Pauli.

En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Los tres primeros número cuánticos, n , l y m_l determinan un orbital específico. Dos electrones, en un átomo, pueden tener estos tres números cuánticos iguales, pero si es así, deben tener valores diferentes del número cuántico de espín. Podríamos expresar esto diciendo lo siguiente: en un orbital solamente puede estar ocupado por dos electrones y estos electrones deben tener espines opuestos.

3. Regla de Hund.

Al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales p, los cinco orbitales d, o los siete orbitales f) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos, es decir, desapareados.

Ejemplo:

La estructura electrónica del ${}^7\text{N}$ es: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

El principio Aufbau o de construcción

Para escribir las configuraciones electrónicas utilizaremos el principio aufbau. Aufbau es una palabra alemana que significa "construcción progresiva"; utilizaremos este método para asignar las configuraciones electrónicas a los elementos por orden de su número atómico creciente. Veamos por ejemplo como sería la configuración electrónica para $Z=11-18$, es decir, desde Na hasta el Ar: Cada uno de estos elementos tiene las subcapas 1s, 2s y 2p llenas. Como la configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ corresponde a la del neón, la denominamos "configuración interna del neón" y la representamos con el símbolo químico del neón entre corchetes, es decir, [Ne]. Los electrones que se sitúan en la capa electrónica del número cuántico principal más alto, los más exteriores, se denominan electrones de valencia.

La configuración electrónica del Na se escribe en la forma denominada "configuración electrónica abreviada interna del gas noble" de la siguiente manera: Na: [Ne] $3s^1$ (consta de [Ne] para la configuración interna del gas noble y $3s^1$ para la configuración del electrón de valencia, de manera análoga, podemos escribir la configuración electrónica para Mg, Al, Si, P....

Mg: [Ne] $3s^2$

Al: [Ne] $3s^2 3p^1$

Si: [Ne] $3s^2 3p^2$

P: [Ne] $3s^2 3p^3$

S: [Ne] $3s^2 3p^4$

Cl: [Ne] $3s^2 3p^5$

Ar: [Ne] $3s^2 3p^6$

Veamos un ejercicio de aplicación:

Escribir la estructura electrónica del P (Z=15) aplicando la regla de máxima multiplicidad de Hund

${}_{15}\text{P}$ es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ($3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$)

Escribir la estructura electrónica del Sc (Z=21) mediante la configuración abreviada interna del gas noble

Sc: $[\text{Ar}]4s^2 3d^1$

Propiedades periódicas

Son las propiedades que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en el sistema periódico.

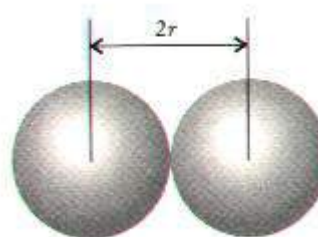
La comprensión de esta periodicidad permitirá entender mejor el enlace de los compuestos simples, así como la variación periódica detectada en las propiedades físicas de los elementos químicos (puntos de fusión, de ebullición, etc..).

Radio atómico

El tamaño de un átomo no es invariable sino que depende del entorno inmediato en el que se encuentre, de su interacción con los átomos vecinos.

Estimar el tamaño de los átomos es un poco complicado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales. Se realizan las medidas sobre muestras de elementos puros no combinados químicamente y los datos así obtenidos son los tamaños relativos de los átomos.

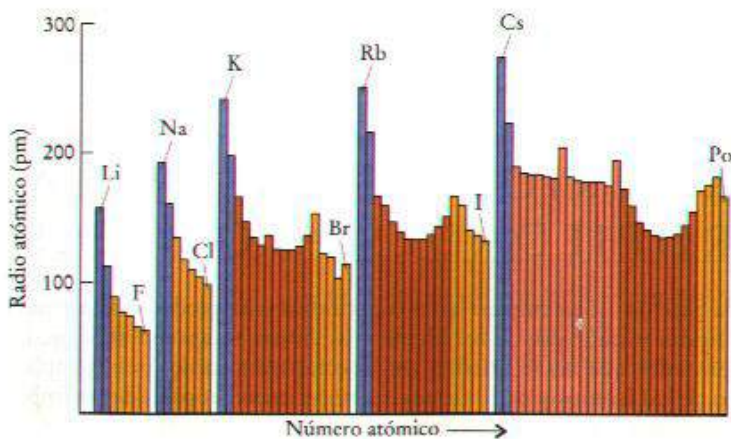
Radio atómico de un elemento es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos.



15 Radio atómico

Los radios atómicos se indican a menudo en angstroms (10^{-10}m), nanómetros (nm , 10^{-9}m) picometro (pm , 10^{-12}m).

Variación periódica



Aumentan hacia abajo en un grupo (en cada nuevo periodo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo, los orbitales de mayor energía son cada vez más grandes, y además, el efecto de apantallamiento hace que la carga efectiva aumente muy lentamente de un período a otro).

Disminuyen a lo largo de un periodo (los nuevos electrones se encuentran en el mismo nivel del átomo, y tan cerca del núcleo como los demás del mismo nivel. El aumento de la carga del núcleo atrae con más fuerza los electrones y el átomo es más compacto).

En el caso de los elementos de transición, las variaciones no son tan obvias ya que los electrones se añaden a una capa interior, pero todos ellos tienen radios atómicos inferiores a los de los elementos de los grupos precedentes IA y IIA. Los volúmenes atómicos van disminuyendo hasta que llega un momento en el que hay tantos electrones en la nueva capa que los apantallamientos mutuos y las repulsiones se hacen importantes, observándose un crecimiento paulatino tras llegar a un mínimo.

RESUMEN

Los radios atómicos aumentan en términos generales hacia abajo en un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo.

Ejercicio propuesto

Disponga los átomos siguientes en orden de radio atómico creciente: Na, Be y Mg

Una vez situados estos elementos en el sistema periódico se ha de hacer uso de las variaciones periódicas de esta propiedad ya comentadas.

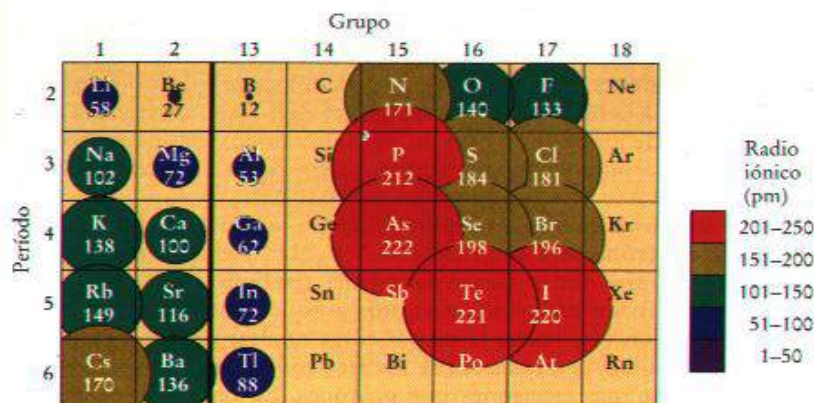
Na (metal alcalino) y Mg (metal alcalino-térreo) se encuentran en la misma fila de la tabla periódica. Puesto que el Mg está a la derecha, lo esperable es que $r_{Mg} < r_{Na}$.

Be y Mg se encuentran en la misma columna. Dado que el Mg está por debajo que el Be, es predecible que $r_{Be} < r_{Mg}$.

Por tanto, el orden pedido sería: $r_{Be} < r_{Mg} < r_{Na}$.

Radio Iónico

La estructura y la estabilidad de los sólidos iónicos depende de manera crucial del tamaño de los iones. Éste determina tanto la energía de red del sólido como la forma en que los iones se empaican en el sólido. Además el tamaño iónico influye en las propiedades de los iones en disolución.

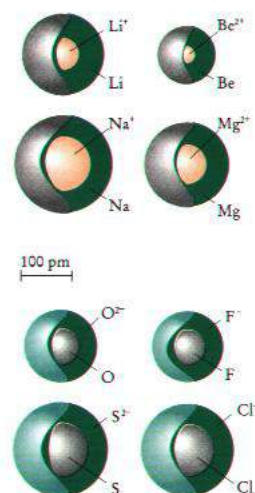


El tamaño de un ion depende de:
Su carga nuclear.
Número de electrones.
Orbitales en los que residen los electrones de la capa exterior.

Variación periódica

Los iones positivos sencillos son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye.

Los iones sencillos cargados negativamente son siempre mayores que los átomos de los que derivan. El tamaño aumenta con la carga negativa.



Dentro de un grupo, las diferencias entre los radios atómicos e iónicos son muy parecidas.

Para iones con la misma carga, el tamaño aumenta conforme bajamos por un grupo de la tabla periódica. Un aumento en el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un ion, aumenta también el tamaño del ion así como el del átomo del que deriva.

RESUMEN

Los radios iónicos, en general, aumentan al descender por un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo. Los cationes son menores que los respectivos átomos neutros y los aniones son mayores.

Ejercicio propuesto

¿Cuál de los siguientes iones y átomos es el más grande: S^{2-} , S, O^{2-} ?

Los aniones presentan un tamaño superior al de los átomos de los que proceden, por tanto, $r_{S^{2-}} > r_S$.

S y O son elementos que se encuentran dentro de la misma columna y, en concreto, el S por debajo del O, de modo que al aumentar el número cuántico principal del orbital ocupado más externo del ion S^{2-} se tiene que $r_{S^{2-}} > r_{O^{2-}}$.

Por tanto, el ion más grande es el ion S^{2-} .

Potencial de Ionización

1^{er} Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar un e^- de un átomo aislado en fase gaseosa en su estado fundamental y obtener un ion monopositivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón sin energía cinética. Siempre se les asigna un valor positivo, por tratarse de una reacción endotérmica.



2^o Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar a un ion monopositivo gaseoso en estado fundamental y obtener un ion dipositivo en las mismas condiciones mas un electrón sin energía cinética.



Energía de ionización total para llegar a un ion determinado es la suma de los sucesivos potenciales de ionización.

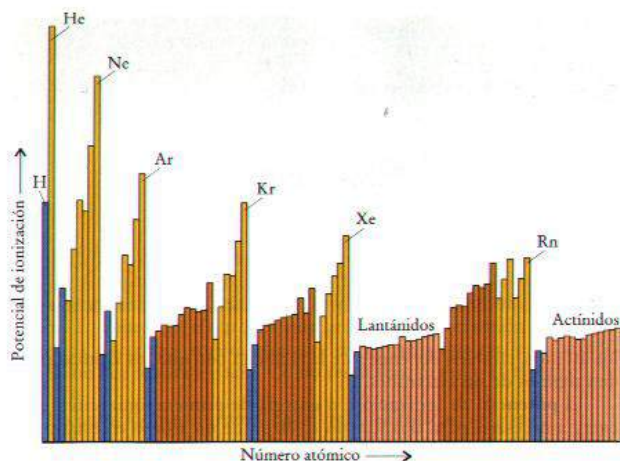
Las energías de ionización miden, por tanto, la fuerza con que el átomo retiene sus electrones. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.

Los potenciales de ionización sucesivos para un mismo elemento crecen muy deprisa, debido a la dificultad creciente para arrancar un electrón cuando existe una carga positiva que le atrae y menos cargas negativas que le repelan.

El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización sirve para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente

Energía de ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

Variación periódica:



Dentro de una familia, el aumento del número de electrones tiende a reducir el potencial de ionización debido a los efectos combinados del tamaño y de efecto pantalla. Al descender en un grupo, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá.

En un periodo tiende a aumentar al hacerlo el número atómico. En principio, la tendencia que cabría esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas el radio atómico la energía de ionización sea cada vez mayor.

En cada segmento periódico, los gases raros tienen las energías de ionización más elevadas. Estos gases son elementos muy estables y sólo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.

Ejercicio propuesto

Con referencia a la tabla periódica, acomode los átomos siguientes en orden de energía de primera ionización creciente: Ne, Na, P, Ar y K.

El orden se predice con base en la posición relativa de los elementos y las tendencias en cuanto a variación de esta propiedad ya comentadas:

Na, P y Ar están en la misma fila de la tabla periódica, por lo que $P.I.Na < P.I.P < P.I.Ar$.

Ne y Ar son gases nobles. Puesto que el Ne presenta un menor número atómico es esperable que $P.I.Ar < P.I.Ne$.

De igual modo, el Na y el K son metales alcalinos, por lo que atendiendo a su disposición en el sistema periódico, lo esperable es que $P.I.K < P.I.Na$.

A partir de estas observaciones concluimos que las energías de ionización siguen el orden $P.I.K < P.I.Na < P.I.P < P.I.Ar < P.I.Ne$.

(*) Aún no se han llevado a cabo medidas exactas de las energías de ionización (ni de los pesos atómicos y otras propiedades) de algunos elementos, especialmente los actínidos. Algunos de ellos son radiactivos y otros son muy raros y es difícil obtener una cantidad suficiente para efectuar determinaciones precisas.

Electroafinidad

Energía desprendida en un proceso en el que un determinado átomo neutro gaseoso en estado fundamental, capta un electrón para dar un ion mononegativo gaseoso en estado fundamental.

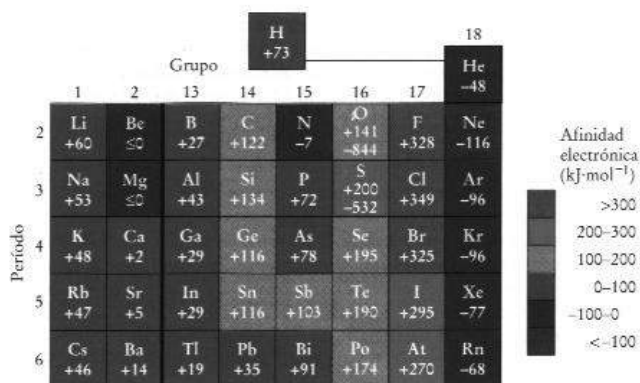


Con muy pocas excepciones, este proceso de captación de electrones es favorable (la atracción nuclear compensa la repulsión electrónica).

Las segundas, terceras, afinidades electrónicas son siempre energéticamente desfavorables.

La energía total puesta en juego para pasar de un átomo neutro en estado fundamental y gaseoso a un ion negativo con n cargas es la suma de las afinidades electrónicas.

Variación periódica



La variación de afinidad electrónica dentro del sistema periódico es similar a la variación del potencial de ionización, aunque es mucho menos periódica. A partir de estas dos propiedades se puede analizar hasta que punto un átomo neutro está satisfecho con su número de electrones. A

mayor potencial de ionización y electroafinidad, mayor es la apetencia electrónica (electronegatividad) de la especie.

Los elementos con las afinidades electrónicas más altas son los situados cerca del oxígeno, el flúor y el cloro.

Los elementos que tienen mayor actividad química son los que tienen un potencial de ionización muy pequeño y una afinidad electrónica muy grande.

La electronegatividad de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos.

Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia así. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada escala de Pauling, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

Period	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A										
1	H 2.1																
2	Li 1.0	Be 1.5															
3	Na 0.9	Mg 1.2															
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Su 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac* 1.1	*Lanthanides: 1.1-1.3 *Actinides: 1.3-1.5													

La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su potencial de ionización y su electroafinidad.

Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y un potencial de ionización elevado, atraerá electrones de otros átomos y además se resistirá a dejar ir sus electrones ante atracciones externas; será muy electronegativo.

El método sugerido por el profesor R.S. Mulliken promedia los valores del potencial de ionización y afinidad electrónica de un elemento:

$$X_M = 0,0085 (P.I. + A.E.)$$

Variación periódica

Las electronegatividades de los elementos representativos aumentan de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo a arriba dentro de cada grupo.

Las variaciones de electronegatividades de los elementos de transición no son tan regulares. En general, las energías de ionización y las electronegatividades son inferiores para los elementos de la zona inferior izquierda de la tabla periódica que para los de la zona superior derecha.

El concepto de la electronegatividad es muy útil para conocer el tipo de enlace que originarán dos átomos en su unión:

El enlace entre átomos de la misma clase y de la misma electronegatividad es apolar.

Cuanto mayores sean las diferencias de electronegatividad entre dos átomos tanto mayor será la densidad electrónica del orbital molecular en las proximidades del átomo más electronegativo. Se origina un enlace polar.

Cuando la diferencia de electronegatividades es suficientemente alta, se produce una transferencia completa de electrones, dando lugar a la formación de especies iónicas.

Ejemplo:

Compuesto	F ₂	HF	LiF
Diferencia de electronegatividad	4.0 - 4.0 = 0	4.0 - 2.1 = 1.9	4.0 - 1.0 = 3.0
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico

RESUMEN

La electronegatividad es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre átomos implicados en un enlace más polar será éste.

Los compuestos formados por elementos con electronegatividades muy diferentes tienden a formar enlaces con un marcado carácter iónico

Estequiometría en elementos y compuestos

El Mol

Un mol se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de ^{12}C .

Se ha demostrado que este número es: $6,0221367 \times 10^{23}$

Se abrevia como 6.02×10^{23} , y se conoce como número de Avogadro.

Pesos atómicos y moleculares

Los subíndices en las fórmulas químicas representan cantidades exactas.

La fórmula del H_2O , por ejemplo, indica que una molécula de agua está compuesta exactamente por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Todos los aspectos cuantitativos de la química descansan en conocer las masas de los compuestos estudiados.

La escala de masa atómica

Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes

Trabajos hechos en el S. XIX, donde se separaba el agua en sus elementos constituyentes (hidrógeno y oxígeno), indicaban que 100 gramos de agua contenían 11,1 gramos de hidrógeno y 88,9 gramos oxígeno.

Un poco más tarde los químicos descubrieron que el agua estaba constituida por dos átomos de H por cada átomo de O.

Por tanto, nos encontramos que en los 11,1 g de Hidrógeno hay el doble de átomos que en 88,9 g de Oxígeno.

De manera que 1 átomo de O debe pesar alrededor de 16 veces más que 1 átomo de H.

Si ahora, al H (el elemento más ligero de todos), le asignamos una masa relativa de 1 y a los demás elementos les asignamos masas atómicas relativas a este valor, es fácil entender que al O debemos asignarle masa atómica de 16.

Sabemos también que un átomo de hidrógeno, tiene una masa de $1,6735 \times 10^{-24}$ gramos, que el átomo de oxígeno tiene una masa de $2,6561 \times 10^{-23}$ gramos.

Si ahora en vez de los valores en gramos usamos la unidad de masa atómica (uma) veremos que será muy conveniente para trabajar con números tan pequeños.

Recordar que la unidad de masa atómica uma no se normalizó respecto al hidrógeno sino respecto al isótopo ^{12}C del carbono (masa = 12 uma).

Entonces, la masa de un átomo de hidrógeno (^1H) es de 1,0080 uma, y la masa de un átomo de oxígeno (^{16}O) es de 15,995 uma.

Una vez que hemos determinado las masas de todos los átomos, se puede asignar un valor correcto a las uma:

$$1 \text{ uma} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

y al revés:

$$1 \text{ gramo} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Masa atómica promedio

Ya hemos visto que la mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos.

Podemos calcular la **masa atómica promedio** de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo.

Ejemplo:

El carbono natural es una mezcla de tres isótopos, 98,892% de ^{12}C y 1,108% de ^{13}C y una cantidad despreciable de ^{14}C .

Por lo tanto, la masa atómica promedio del carbono será:

$$(0,98892) \times (12 \text{ uma}) + (0,01108) \times (13,00335 \text{ uma}) = 12,011 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento se le conoce como **peso atómico**. Estos son los valores que se dan en las tablas periódicas.

Masa Molar

Un átomo de ^{12}C tiene una masa de 12 uma.

Un átomo de ^{24}Mg tiene una masa de 24 uma, o lo que es lo mismo, el doble de la masa de un átomo de ^{12}C .

Entonces, una mol de átomos de ^{24}Mg deberá tener el doble de la masa de una mol de átomos de ^{12}C .

Dado que por definición una mol de átomos de ^{12}C pesa 12 gramos, una mol de átomos de ^{24}Mg debe pesar 24 gramos.

Nótese que la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma) es numéricamente equivalente a la masa de una mol de esos mismos átomos en gramos (g).

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama **masa molar**

La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).

Peso molecular y peso fórmula

El **peso fórmula** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de cada átomo en su fórmula química.

Por ejemplo, el agua (H₂O) tiene el peso fórmula de:

$$[2 \times (1,0079 \text{ uma})] + [1 \times (15,9994 \text{ uma})] = 18,01528 \text{ uma}$$

Si una sustancia existe como moléculas aisladas (con los átomos que la componen unidos entre sí) entonces la fórmula química **es** la fórmula molecular y el peso fórmula **es** el peso molecular.

Una molécula de H₂O pesa 18,0 uma; 1 mol de H₂O pesa 18,0 gramos.

Un par iónico NaCl pesa 58,5 uma; 1 mol de NaCl pesa 58,5 gramos.

Por ejemplo, el carbono, el hidrógeno y el oxígeno pueden unirse para formar la molécula del azúcar **glucosa** que tiene la fórmula química **C₆H₁₂O₆**.

Por lo tanto, el **peso fórmula** y el **peso molecular** de la glucosa será:

$$[6 \times (12 \text{ uma})] + [12 \times (1,00794 \text{ uma})] + [6 \times (15,9994 \text{ uma})] = 180,0 \text{ uma}$$

Como las sustancias iónicas no forman enlaces químicos sino electrostáticos, no existen como moléculas aisladas, sin embargo, se asocian en proporciones discretas. Podemos describir sus pesos fórmula pero no sus pesos moleculares. El peso fórmula del NaCl es:

$$23,0 \text{ uma} + 35,5 \text{ uma} = 58,5 \text{ uma}$$

Composición porcentual a partir de las fórmulas

A veces al analizar una sustancia, es importante conocer el **porcentaje en masa** de cada uno de los elementos de un compuesto.

Usaremos de ejemplo al metano: CH₄

Peso fórmula y molecular:

$$[1 \times (12,011 \text{ uma})] + [4 \times (1,008)] = 16,043 \text{ uma}$$

$$\%C = 1 \times (12,011 \text{ uma}) / 16,043 \text{ uma} = 0,749 = 74,9\%$$

$$\%H = 4 \times (1,008 \text{ uma}) / 16,043 \text{ uma} = 0,251 = 25,1\%$$

Interconversión entre masas, moles y número de partículas

Es necesario rastrear las unidades en los cálculos de interconversión de masas a moles.

A esto lo conocemos formalmente con el nombre de **análisis dimensional**.

Ejemplo:

Calcular la masa de 1,5 moles de cloruro de calcio

Fórmula química del cloruro de calcio = **CaCl₂**

Masa atómica del **Ca = 40,078 uma**

Masa atómica del **Cl = 35,453 uma**

Al ser un compuesto iónico no tiene **peso molecular**, sino **peso fórmula**..

Peso fórmula del $\text{CaCl}_2 = (40,078) + 2(35,453) = 110,984 \text{ uma}$

De manera que, **un mol de CaCl_2** tendrá una masa de **110,984** gramos. Y entonces, **1,5 moles de CaCl_2** pesarán:

$(1,5 \text{ mol})(110,984 \text{ gramos/mol}) = 166,476 \text{ gramos}$

Ejemplo:

Si tuviera 2,8 gramos de oro, ¿cuántos átomos de oro tendría?

Fórmula del oro: **Au**

Peso fórmula del Au = 196,9665 uma

Por lo tanto, **1 mol** de oro pesa **196,9665 gramos**.

De manera que, en **2,8 gramos** de **oro** habrá:

$(2,8 \text{ gramos})(1 \text{ mol}/196,9665 \text{ gramos}) = 0,0142 \text{ mol}$

Sabemos por medio del número de Avogadro que hay aproximadamente **$6,02 \times 10^{23}$** **átomos/mol**.

Por lo cual, en **0,0142 moles** tendremos:

$(0,0142 \text{ moles})(6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/moles}) = 8,56 \times 10^{21} \text{ átomos}$

Fórmulas empíricas a partir del análisis

Una fórmula empírica nos indica las proporciones relativas de los diferentes átomos de un compuesto.

Estas proporciones son ciertas también al nivel molar.

Entonces, el H_2O tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

De la misma manera, 1,0 mol de H_2O está compuesta de 2,0 moles de átomos de hidrógeno y 1,0 mol de átomos de oxígeno.

También podemos trabajar a la inversa a partir de las proporciones molares:

Si conocemos las cantidades molares de cada elemento en un compuesto, podemos determinar la fórmula empírica.

El mercurio forma un compuesto con el cloro que tiene **73,9%** de mercurio y **26,1%** de cloro en masa. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Supongamos que tenemos una muestra de **100 gramos** de este compuesto. Entonces la muestra tendrá **73,9 gramos** de **mercurio** y **26,1 gramos** de **cloro**.

¿Cuántas moles de cada átomo representan las masas individuales?

Para el mercurio: $(73,9 \text{ g}) \times (1 \text{ mol}/200,59 \text{ g}) = 0,368 \text{ moles}$

Para el cloro: $(26,1 \text{ g}) \times (1 \text{ mol}/35,45 \text{ g}) = 0,736 \text{ mol}$

¿Cuál es la proporción molar de los dos elementos?

$(0,736 \text{ mol Cl}/0,368 \text{ mol Hg}) = 2,0$

Es decir, tenemos el doble de moles (o sea átomos) de Cl que de Hg. La fórmula empírica del compuesto sería: **HgCl₂**

Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

La fórmula química de un compuesto obtenida por medio del análisis de sus elementos o de su composición siempre será la fórmula empírica.

Para poder obtener la fórmula molecular necesitamos conocer el peso molecular del compuesto.

La fórmula química siempre será algún múltiplo entero de la fórmula empírica (es decir, múltiplos enteros de los subíndices de la fórmula empírica).

La Vitamina C (ácido ascórbico) tiene 40,92 % de C y 4,58 % de H, en masa.

El resto, hasta completar el 100%, es decir el **54,50 %**, es de **O**.

El **peso molecular** de este compuesto es de **176 uma**. ¿Cuáles serán su fórmula molecular o química y su fórmula empírica?

En 100 gramos de ácido ascórbico tendremos:

40,92 gramos C

4,58 gramos H

54,50 gramos O

Esto nos dirá cuantas moles hay de cada elemento así:

$(40,92 \text{ g de C}) \times (1 \text{ mol}/12,011 \text{ g}) = 3,407 \text{ moles de C}$

$(4,58 \text{ g de H}) \times (1 \text{ mol}/1,008 \text{ g}) = 4,544 \text{ moles de H}$

$(54,50 \text{ g de O}) \times (1 \text{ mol}/15,999 \text{ g}) = 3,406 \text{ moles de O}$

Para determinar la proporción simplemente dividimos entre la cantidad molar más pequeña (en este caso 3,406 o sea la del oxígeno):

$C = 3,407 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,0$

$H = 4,544 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,333$

$O = 3,406 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,0$

Las cantidades molares de O y C parecen ser iguales, en tanto que la cantidad relativa de H parece ser mayor. Como no podemos tener fracciones de átomo, hay que **normalizar** la cantidad relativa de H y hacerla igual a un entero.

1,333 es como **1** y $\frac{1}{3}$, así que si multiplicamos las proporciones de cada átomo por **3** obtendremos valores enteros para todos los átomos.

$C = 1,0 \times 3 = 3$

$H = 1,333 \times 3 = 4$

$O = 1,0 \times 3 = 3$

Es decir **C₃H₄O₃**

Esta es la **fórmula empírica** para el ácido ascórbico. Pero, ¿y la **fórmula molecular**?

Nos dicen que el peso molecular de este compuesto es de **176 uma**.

¿Cuál es el peso molecular de nuestra fórmula empírica?

$$(3 \times 12,011) + (4 \times 1,008) + (3 \times 15,999) = 88,062 \text{ uma}$$

El peso molecular de nuestra fórmula empírica es significativamente menor que el valor experimental.

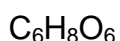
¿Cuál será la proporción entre los dos valores?

$$(176 \text{ uma} / 88,062 \text{ uma}) = 2,0$$

Parece que la fórmula empírica pesa esencialmente la mitad que la molecular.

Si multiplicamos la fórmula empírica por dos, entonces la masa molecular será la correcta.

Entonces, la fórmula molecular será:



Algunos conceptos

Estequiometría.- Es el término utilizado para referirse a todos los aspectos cuantitativos de la composición y de las reacciones químicas.

Estequiometría de composición.- Describe las relaciones cuantitativas (en masa) entre los elementos de los compuestos.

Elemento.- Es una sustancia compuesta por átomos de una sola clase; todos los átomos poseen el mismo número atómico Z.

Isótopos.- Son átomos que poseen el mismo número atómico Z pero cuyas masas son diferentes.

Ión.- Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica.

Número atómico, Z.- De un elemento es el número de protones que contiene el núcleo de un átomo del elemento; este número es igual al de electrones que rodean al núcleo en el átomo neutro.

Número másico (número de nucleones).- Es la suma del número de protones y el número de neutrones de un átomo.

Defecto de masa.- Es la diferencia entre la masa de un átomo y la suma de las masas de sus partículas constituyentes (protones, neutrones y electrones).

Fórmula.- Combinación de símbolos que indica la composición química de una sustancia.

Unidad fórmula o fórmula unitaria.- La menor unidad repetitiva de una sustancia, molécula para las sustancias no iónicas.

Fórmula empírica (fórmula más simple).- Es la fórmula más sencilla que expresa el número relativo de átomos de cada clase que contiene; los números que figuran en la fórmula empírica deben ser enteros.

Fórmula molecular.- Indica el número de átomos de cada clase que están contenidos en una molécula de una sustancia. Se trata siempre de algún múltiplo entero de la fórmula empírica.

Hidrato.- Compuesto sólido que contiene un porcentaje definido de agua enlazada a él.

Ley de las proporciones definidas (Ley de la composición constante).- Enunciado que establece que las muestras diferentes de compuestos puros siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción de masas.

Unidad de masa atómica (uma).- Duodécima parte de la masa de un átomo del isótopo de carbono-12; unidad que se emplea para establecer pesos moleculares y atómicos, a la cual se le llama dalton.

Masa atómica.- De un átomo es la masa del átomo expresada en unidades de masa atómica.

Peso atómico.- El peso promedio de las masas de los isótopos constituyentes de un elemento; masas relativas de los átomos de diferentes elementos.

Masa molecular.- Es la que se obtiene como suma de las de todos los átomos que intervienen en la fórmula molecular de una sustancia.

Peso molecular.- Masa de una molécula de una sustancia no iónica en unidades de masa atómica.

Masa fórmula.- Es la que se obtiene como suma de las de todos los átomos que intervienen en la fórmula empírica de una sustancia.

Peso fórmula.- La masa de una fórmula unitaria de sustancias en unidades de masa atómica.

Composición porcentual.- El tanto por ciento de masa de cada elemento en un compuesto.

Mol.- Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (por ejemplo, átomos, moléculas, unidades fórmula, etc.) como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12; $1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$ entidades.

Constante de Avogadro.- Es el número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc) contenido en un mol de dichas entidades; $N = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Masa molar.- Es la masa de un mol de una sustancia.

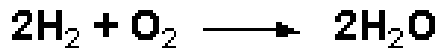
Estequiometría: Ecuaciones químicas

Reacción química y ecuaciones químicas

Una **Reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) se transforma para formar una o más sustancias nuevas.

Las **ecuaciones químicas** son el modo de representar a las reacciones químicas.

Por ejemplo el hidrógeno gas (H₂) puede reaccionar con oxígeno gas (O₂) para dar agua (H₂O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El "+" se lee como "reacciona con"

La **flecha** significa "produce".

Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas **reactivos**.

A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas denominadas **productos**.

Los números al lado de las fórmulas son los **coeficientes** (el coeficiente 1 se omite).

Estequiometría de la reacción química

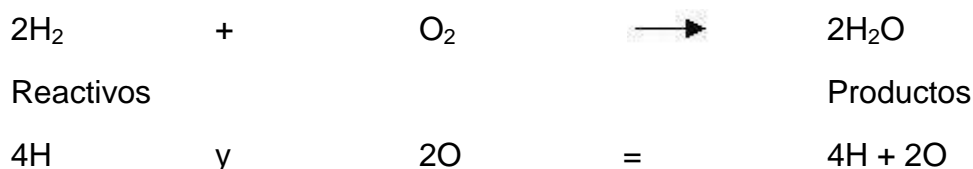
Ahora estudiaremos la **estequiometría**, es decir la medición de los elementos.

Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la Ley de la conservación de la masa: Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química.

Entonces, el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción.

Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en una reordenación de los átomos.

Por lo tanto una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se dice entonces que la ecuación está balanceada.



Pasos que son necesarios para escribir una reacción ajustada:

- 1) Se determina cuáles son los reactivos y los productos.
- 2) Se escribe una ecuación no ajustada usando las fórmulas de los reactivos y de los productos.

3) Se ajusta la reacción determinando los coeficientes que nos dan números iguales de cada tipo de átomo en cada lado de la flecha de reacción, generalmente números enteros.

Ejemplo 1:

Consideremos la reacción de combustión del metano gaseoso (CH₄) en aire.

Paso 1:

Sabemos que en esta reacción se consume (O₂) y produce agua (H₂O) y dióxido de carbono (CO₂).

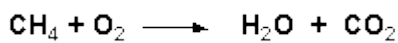
Luego:

Los **reactivos** son **CH₄** y **O₂**, y

Los **productos** son H₂O y CO₂

Paso 2:

la ecuación química sin ajustar será:



Paso 3:

Ahora contamos los átomos de cada reactivo y de cada producto y los sumamos:

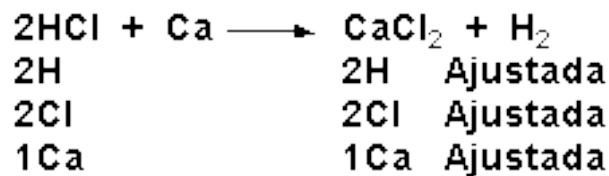
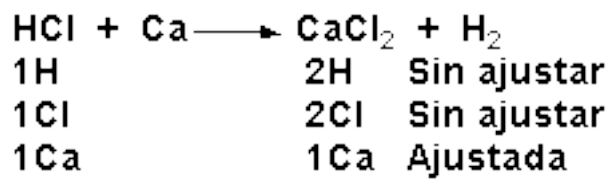
Reactivos		Productos
CH₄ + 2 O₂	—————→	2 H₂O + CO₂
átomos de C: 1	=	átomos de C: 1
átomos de H: 4	≠	átomos de H: 2
átomos de O: 2	≠	átomos de O: 3

Reactivos		Productos
CH₄ + 2 O₂	—————→	2 H₂O + CO₂
átomos de C: 1	=	átomos de C: 1
átomos de H: 4	=	átomos de H: 4
átomos de O: 2	≠	átomos de O: 4

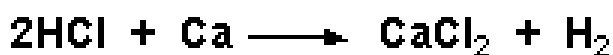
Reactivos		Productos
CH₄ + 2 O₂	—————→	2 H₂O + CO₂
átomos de C: 1	=	átomos de C: 1
átomos de H: 4	=	átomos de H: 4
átomos de O: 4	=	átomos de O: 4

Entonces, una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno para producir dos moléculas agua y una molécula de dióxido de carbono.

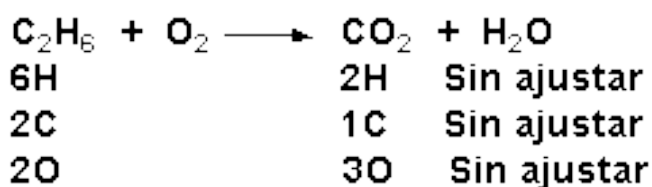
Ejemplo 2:



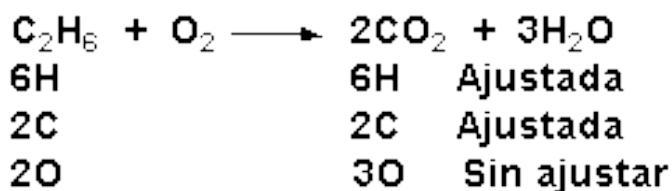
Ecuación balanceada



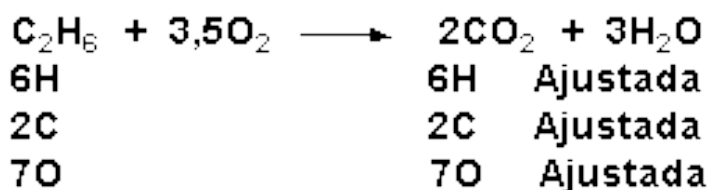
Ejemplo 3:



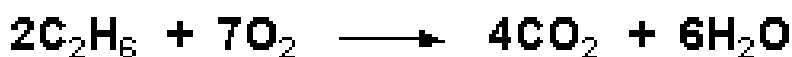
Ajustar primero la molécula mayor



Ahora ajustamos el O.

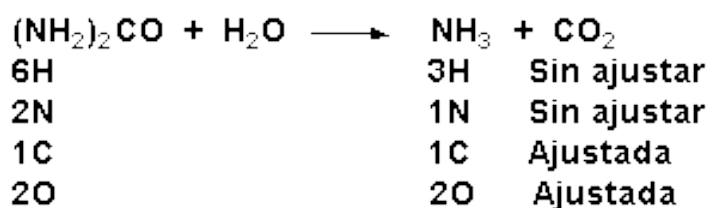


Multiplicamos por dos:

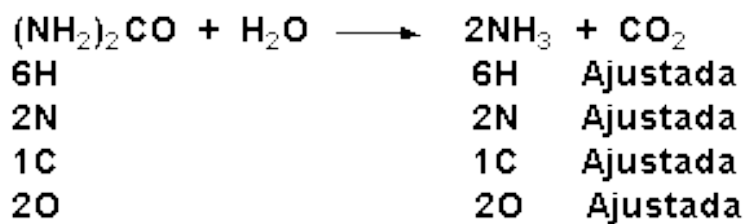


Ejemplo 4:

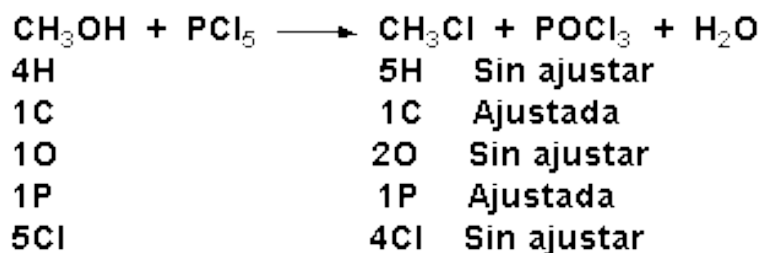
Descomposición de la urea:



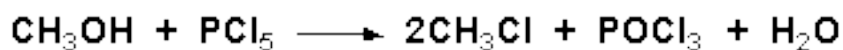
Para balancear únicamente duplicamos NH₃ y así:



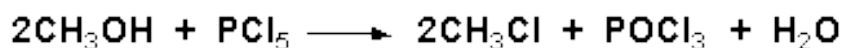
Ejemplo 5:



Necesitamos más cloro en la derecha:



Se necesita más C en la izquierda, duplicamos CH₃OH.



ya está ajustada.

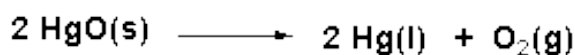
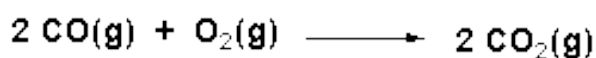
Tipos de reacciones químicas

Tipos	Definición	Ejemplo
Adición	Dos o más reactivos se combinan para formar un producto	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{BrCH}_2\text{CH}_2\text{Br}$
Desplazamiento	Un elemento desplaza a otro en un compuesto	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
Descomposición	Un reactivo se rompe para formar dos o más productos. Puede ser o no redox	$2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
Iónicas	Una sustancia iónica se disuelve en agua, puede disociarse en iones	$\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
Metatesis	Dos reactivos se entremezclan	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 2\text{NaCl}$
Precipitación	Uno o más reactivos al combinarse genera un producto que es insoluble.	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3$
Redox	Los reactivos intercambian electrones	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
Dismutación	Los reactivos generan compuestos donde un elemento tiene dos estados de oxidación	$12\text{OH}^- + 6\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}_3^- + 10\text{Br}^- + 6\text{H}_2\text{O}$
Substitución	Se sustituye uno de los reactivos por alguno de los componentes del otro reactivo.	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$

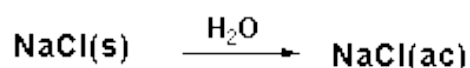
Estado físico de reactivos y productos

El estado físico de los reactivos y de los productos puede indicarse mediante los símbolos (g), (l) y (s), para indicar los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente.

Por ejemplo:



Para describir lo que sucede cuando se agrega cloruro de sodio (NaCl) al agua, se escribe:



dónde **ac** significa disolución acuosa. Al escribir **H₂O** sobre la flecha se indica el proceso físico de disolver una sustancia en agua, aunque algunas veces no se pone, para simplificar.

El conocimiento del estado físico de los reactivos y productos es muy útil en el laboratorio, Por ejemplo, cuando reaccionan el bromuro de potasio (**KBr**) y el nitrato de plata (**AgNO₃**) en medio acuoso se forma un sólido, el bromuro de plata (**AgBr**).



Si no se indican los estados físicos de los reactivos y productos, una persona no informada podría tratar de realizar la reacción al mezclar **KBr** sólido con **AgNO₃** sólido, que reaccionan muy lentamente o no reaccionan.

AJUSTANDO ECUACIONES. ALGUNOS EJEMPLOS:

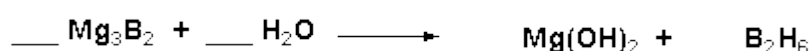
Cuando hablamos de una ecuación "ajustada", queremos decir que debe haber el mismo número y tipo de átomos en los reactivos que en los productos.

En la siguiente reacción, observar que hay el mismo número de cada tipo de átomos a cada lado de la reacción.

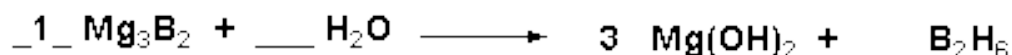


Ejemplo 1:

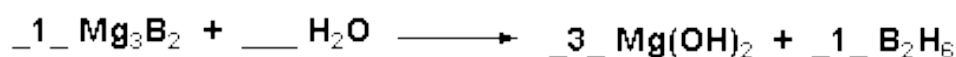
Ajustar la siguiente ecuación. ¿Cuál es la suma de los coeficientes de los reactivos y productos?



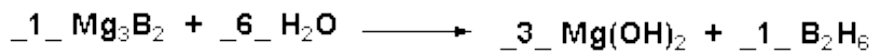
1) Encontrar los coeficientes para ajustar la ecuación. Suele ser más fácil si se toma una sustancia compleja, en este caso **Mg₃B₂**, y ajustar todos los elementos a la vez. Hay 3 átomos de Mg a la izquierda y 1 a la derecha, luego se pone un coeficiente 3 al **Mg(OH)₂** a la derecha para ajustar los átomos de Mg.



2) Ahora se hace lo mismo para el B. Hay 2 átomos de B a la izquierda y 2 a la derecha, luego se pone 1 como coeficiente al **B₂H₆** a la derecha para ajustar los átomos de B.



3) Ajustar el O. Debido a los coeficientes que acabamos de poner, hay 6 átomos de O en el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dando un total de 6 átomos de O a la izquierda. Por tanto, el coeficiente para el H_2O a la izquierda será 6 para ajustar la ecuación.



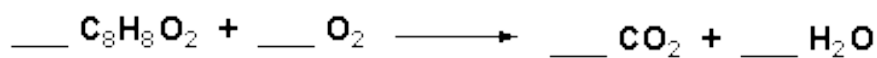
4) En este caso, el número de átomos de H resulta calculado en este primer intento. En otros casos, puede ser necesario volver al primer paso para encontrar otro coeficiente.

Por tanto, la suma de los coeficientes de los reactivos y productos es:

$$1 + 6 + 3 + 1 = 11$$

Ejemplo 2: Ajustando Ecuaciones - Combustión de compuestos Orgánicos

Ajustar la siguiente ecuación y calcular la suma de los coeficientes de los reactivos.



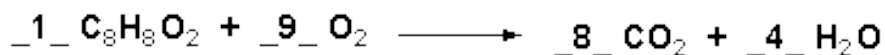
1) Encontrar los coeficientes para ajustar la ecuación. Se hace frecuentemente más fácil si se elige una sustancia compleja, en este caso $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2$, asumiendo que tiene de coeficiente 1, y se ajustan todos los elementos a la vez. Hay 8 átomos de C a la izquierda, luego se pone de coeficiente al CO_2 8 a la derecha, para ajustar el C.



2) Ahora se hace lo mismo para el H. Hay 8 átomos de H a la izquierda, luego se pone como coeficiente al H_2O 4 en la derecha, para ajustar el H.



3) El último elemento que tenemos que ajustar es el O. Debido a los coeficientes que acabamos de poner a la derecha de la ecuación, hay 16 átomos de O en el CO_2 y 4 átomos de O en el H_2O , dando un total de 20 átomos de O a la derecha (productos). Por tanto, podemos ajustar la ecuación poniendo el coeficiente 9 al O_2 al lado izquierdo de la ecuación.



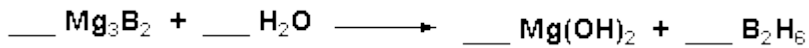
4) Recordar siempre contar el número y tipo de átomos a cada lado de la ecuación, para evitar cualquier error. En este caso, hay el mismo número de átomos de C, H, y O en los reactivos y en los productos: 8 C, 8 H, y 20 O.

5) Como la cuestión pregunta por la suma de los coeficientes de los reactivos, la respuesta correcta es:

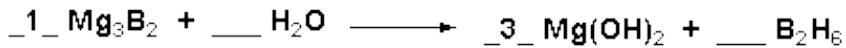
$$1 + 9 = 10$$

Ejemplo 3:

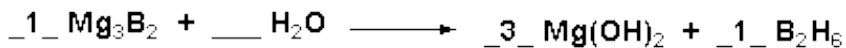
Ajustar la siguiente ecuación. ¿Cuál es la suma de los coeficientes de los reactivos y los productos?



1) Encontrar los coeficientes para ajustar la ecuación. Esto es frecuentemente más simple si se parte de una sustancia compleja, en este caso Mg_3B_2 , y se ajustan todos los elementos a la vez. Hay 3 átomos de Mg a la izquierda y 1 a la derecha, de modo que se pone un coeficiente 3 al $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a la derecha para ajustar los átomos de Mg.



2) Ahora se hace lo mismo para B. Hay 2 átomos de B a la izquierda y 2 a la derecha, de modo que se pone un coeficiente 1 al B_2H_6 a la derecha para ajustar los átomos de B.



3) Ajuste de O. Debido a los coeficientes que acabamos de poner, hay 6 átomos de O en el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dándonos 6 átomos de O a la derecha. Por tanto, nuestro coeficiente, a la izquierda, para el H_2O debe de ser 6 para ajustar la ecuación.



4) En este caso, el número de átomos de H ha sido calculado al primer intento. En otros casos, puede ser necesario volver a la primera etapa y encontrar otros coeficientes.

Como resultado, la suma de los coeficientes de los reactivos y productos es:

$$1 + 6 + 3 + 1 = 11$$

Ejemplo 4:

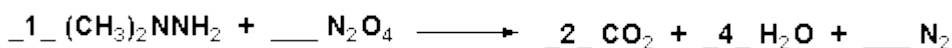
La dimetil hidrazina, $(\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2$, se usó como combustible en el descenso de la nave Apolo a la superficie lunar, con N_2O_4 como oxidante. Considerar la siguiente reacción sin ajustar y calcular la suma de los coeficientes de reactivos y productos.



1) Encontrar los coeficientes para ajustar la ecuación. Esto es con frecuencia mas sencillo si se empieza con una sustancia compleja, en este caso $(\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2$, asumiendo que tiene 1 como coeficiente, y se van ajustando los elementos de uno en uno. Hay 2 átomos de C a la izquierda, por lo que se pone un coeficiente de 2 al CO_2 en la derecha para ajustar los átomos de C.

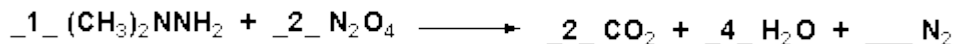


2) Ahora, hacer lo mismo para el H. Hay 8 átomos de H a la izquierda, de modo que se pone un coeficiente 4 al H_2O a la derecha para ajustar los átomos de H.

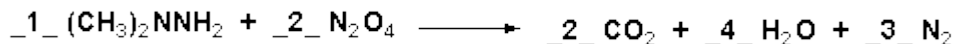


3) Ajuste del O. Debido a los coeficientes que acabamos de poner, al lado izquierdo de la ecuación hay 4 átomos de O en el N_2O_4 y en el lado derecho hay 8 átomos de O en el H_2O . Por

tanto, podemos "ajustar" la los átomos de O en la ecuación poniendo un coeficiente de 2 al N_2O_4 en el lado izquierdo de la ecuación.



4) El último elemento que debe ajustarse es el N. Hay 6 átomos de N en el lado izquierdo y 2 en el lado derecho. Por tanto, podemos "ajustar" la ecuación poniendo un coeficiente de 3 al N_2 en el lado derecho.



Por tanto, la suma de los coeficientes de los reactivos y productos es:

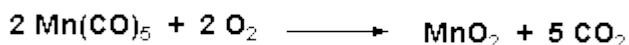
$$1 + 2 + 2 + 4 + 3 = 12$$

Información derivada de las ecuaciones ajustadas

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

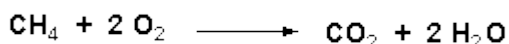
En la siguiente reacción, el carbonilo del metal, $\text{Mn}(\text{CO})_5$, sufre una reacción de oxidación. Observar que el número de cada tipo de átomos es el mismo a cada lado de la reacción.

En esta reacción, 2 moléculas de $\text{Mn}(\text{CO})_5$ reaccionan con 2 moléculas de O_2 para dar 2 moléculas de MnO_2 y 5 moléculas de CO_2 . Esos mismos coeficientes también representan el número de moles en la reacción.



Ejemplo:

¿Qué frase es falsa en relación con la siguiente reacción ajustada?
(Pesos Atómicos: C = 12.01, H = 1.008, O = 16.00).



- a) La reacción de 16.0 g de CH_4 da 2 moles de agua.
- b) La reacción de 16.0 g of CH_4 da 36.0 g de agua.
- c) La reacción de 32.0 g of O_2 da 44.0 g de dióxido de carbono.
- d) Una molécula de CH_4 requiere 2 moléculas de oxígeno.
- e) Un mol de CH_4 da 44.0 g de dióxido de carbono.

Las respuestas son:

- a) **VERDADERA:** Un mol de CH_4 da 2 moles de agua. Un mol de $\text{CH}_4 = 16.0$ g.
- b) **VERDADERA:** Un mol de CH_4 da 2 moles de agua. Un mol de $\text{CH}_4 = 16.0$ g, y un mol de agua = 18.0 g.
- c) **FALSA:** 2 moles de O_2 dan 1 mol de CO_2 . 2 moles de $\text{O}_2 = 64.0$ g, pero 1 mol de $\text{CO}_2 = 44.0$ g.

d) VERDADERA: Un mol de moléculas de CH₄ reacciona con 2 moles de moléculas de oxígeno (O₂), de modo que una molécula de CH₄ reacciona con 1 molécula de oxígeno.

e) VERDADERA: Un mol de CH₄ da 1 mol de CO₂. Un mol de CH₄ = 16.0 g, y un mol de CO₂ = 44.0 g.

Cálculos en estequiometría

Estequiometría

Es el cálculo de las cantidades de reactivos y productos de una reacción química.

Definición

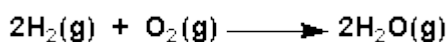
Información cuantitativa de las ecuaciones ajustadas

Los coeficientes de una ecuación ajustada representan:

el número relativo de moléculas que participan en una reacción

el número relativo de moles participantes en dicha reacción.

Por ejemplo en la ecuación ajustada siguiente:



la producción de dos moles de agua requieren el consumo de 2 moles de H₂ un mol de O₂.

Por lo tanto, en esta reacción tenemos que: "2 moles de H₂, 1 mol de O₂ y 2 moles de H₂O" son cantidades estequiométricamente equivalentes.

Estas relaciones estequiométricas, derivadas de las ecuaciones ajustadas, pueden usarse para determinar las cantidades esperadas de productos para una cantidad dada de reactivos.

Ejemplo:

¿Cuántas moles de H₂O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O₂, suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

$$(1,57 \text{ moles de O}_2) \times \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2} = 3,14 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

El cociente:

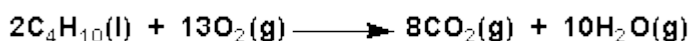
$$\frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2}$$

es la relación estequiométrica entre el H₂O y el O₂ de la ecuación ajustada de esta reacción.

Ejemplo:

Calcula la masa de CO₂ producida al quemar 1,00 gramo de C₄H₁₀.

Para la reacción de combustión del butano (C₄H₁₀) la ecuación ajustada es:



Para ello antes que nada debemos calcular cuantas moles de butano tenemos en 100 gramos de la muestra:

$$(1,0 \text{ g de } C_4H_{10}) \times \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58,0 \text{ g de } C_4H_{10}} = 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10}$$

de manera que, si la relación estequiométrica entre el C_4H_{10} y el CO_2 es:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}}$$

por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \times 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10} = 6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida, por ello debemos convertir los moles de CO_2 en gramos (usando el peso molecular del CO_2):

$$6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2 \times \frac{44 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 3,03 \text{ g de } CO_2$$

De manera similar podemos determinar la masa de agua producida, la masa de oxígeno consumida, etc.

Las etapas esenciales

Ajustar la ecuación química

Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto

Convertir las masas a moles

Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios

Reconvertir las moles a masas si se requiere

Cálculos

Cálculos de moles

La ecuación ajustada muestra la proporción entre reactivos y productos en la reacción



de manera que, para cada sustancia en la ecuación se puede calcular las moles consumidas o producidas debido a la reacción.

Si conocemos los pesos moleculares, podemos usar cantidades en gramos.

Conversión de moles a gramos:

Ejemplo: N_2 ¿Cuántos moles hay en 14,0 g?

$$PM = 14,01 \times 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$N_2 = 14 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{28,02 \text{ g}} = 0,50 \text{ moles}$$

Cálculos de masa

Normalmente no medimos cantidades molares, pues en la mayoría de los experimentos en el laboratorio, es demasiado material. Esto, no es así cuando trabajamos en una planta química

En general mediremos gramos, o miligramos de material en el laboratorio y toneladas en el caso de plantas químicas

Los pesos moleculares y las ecuaciones químicas nos permiten usar masas o cantidades molares

Los pasos son:

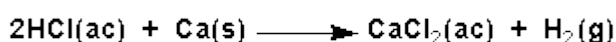
Ajustar la ecuación química

Convertir los valores de masa a valores molares

Usar los coeficientes de la ecuación ajustada para determinar las proporciones de reactivos y productos

Reconvertir los valores de moles a masa.

Para la reacción:



Tenemos un exceso de HCl, de manera que está presente todo el que necesitamos y más.

Nótese que por cada Ca producimos 1 H₂

1) Calculamos el número de moles de Ca que pusimos en la reacción.

$$11,91 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} \times \frac{2,02 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 1,33 \text{ g de H}_2$$

2) 10 g de Ca son 0,25 moles, como tenemos 0,25 moles de Ca, únicamente se producirán 0,25 moles de H₂. ¿Cuántos gramos produciremos?

$$\text{gramos de H}_2 = \text{moles obtenidos} \times \text{peso molecular del H}_2 = 0,25 \text{ moles} \times 2,016 \text{ (g/mol)} = 0,504 \text{ g}$$

¿Cuántos g de CaCl₂ se formaron? También serán 0.25 moles. Y entonces:

$$\text{gramos de CaCl}_2 = \text{moles obtenidos} \times \text{peso molecular del CaCl}_2 = 0,25 \text{ moles} \times 110,98 \text{ (g/mol)} = 27,75 \text{ g}$$

Algunos ejercicios prácticos

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

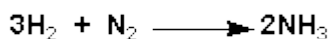
Factores para calcular Moles-Moles

Cuando una ecuación está ajustada, basta un cálculo simple para saber las moles de un reactivo necesarias para obtener el número deseado de moles de un producto. Se encuentran multiplicando las moles deseada del producto por la relación entre las moles de reactivo y las moles de producto en la ecuación ajustada. La ecuación es la siguiente:

$$\text{Moles necesarias de reactivo} = \text{Moles deseadas de producto} \times \frac{\text{moles de reactivo}}{\text{moles de producto}}$$

Ejemplo:

Cual de las siguientes operaciones es correcta para calcular el número de moles de hidrógeno necesarios para producir 6 moles de NH₃ según la siguiente ecuación?



- a) 6 moles NH₃ x 2 moles NH₃ / 3 moles H₂
- b) 6 moles NH₃ x 3 moles NH₃ / 2 moles H₂
- c) 6 moles NH₃ x 3 moles H₂ / 2 moles NH₃
- d) 6 moles NH₃ x 2 moles H₂ / 3 moles NH₃

En este caso, el reactivo es H₂, y el producto es NH₃.

La respuesta correcta es **c**

a) FALSA: la relación aquí es [moles de producto / moles de reactivo], pero debe ser [moles de reactivo / moles de producto].

b) FALSA: la relación aquí es [moles de producto / moles de reactivo], pero debe ser [moles de reactivo / moles de producto].

c) VERDADERA:

$$\text{Moles de H}_2 = 6 \text{ moles de NH}_3 \times \frac{3 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de NH}_3}$$

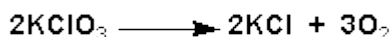
d) FALSA: la relación aquí es [2 moles de reactivo / 3 moles de producto], pero debe ser [3 moles de reactivo / 2 moles de producto].

Factor para Cálculos Mol-Gramos

Para encontrar la masa de producto, basta con multiplicar las moles de producto por su peso molecular en g/mol.

Ejemplo:

¿Cuál de las siguientes operaciones calcula correctamente la masa de oxígeno producida a partir de 0,25 moles de KClO₃ según la siguiente ecuación? (Pesos Atómicos: K = 39,1, Cl = 35,45, O = 16,00).



- a) 0,25 moles KClO_3 x 2 moles $\text{KClO}_3/3$ moles O_2 x 32 g/1 mol O_2
 b) 0,25 moles KClO_3 x 3 moles $\text{O}_2/2$ moles KClO_3 x 32 g/1 mol O_2
 c) 0,25 moles KClO_3 x 2 moles $\text{KClO}_3/3$ moles O_2 x 1 mol $\text{O}_2/32$ g
 d) 0,25 moles KClO_3 x 3 moles $\text{O}_2/2$ moles KClO_3 x 1 mol $\text{O}_2/32$ g

En este caso, el reactivo es KClO_3 , y el producto O_2
 La respuesta correcta es **b**

a) **FALSA:** la relación usada aquí es [moles de reactivo / moles de producto], pero debe ser moles de producto / moles de reactivo].

b) VERDADERA:

$$0,25 \text{ moles de } \text{KClO}_3 \times \frac{3 \text{ moles de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{KClO}_3} \times \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol de } \text{O}_2}$$

c) **FALSA:** la relación usada aquí es [moles de reactivo / moles de producto], pero debe ser [moles de producto / moles de reactivo]. Además, la expresión correcta para el peso molecular es g/mol, y no mol/g.

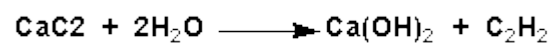
d) **FALSA:** el número de moles de producto se multiplica por mol/g, pero lo correcto es por g/mol.

Factor para Cálculos Gramos-Gramos

En la cuestión correspondiente a este apartado, es muy importante estar seguros de usar la relación correcta de reactivos y productos de la ecuación ajustada.

Ejemplo:

¿Cuál de las siguientes operaciones es la correcta para calcular el número de gramos de carburo de calcio (CaC_2) necesarios para obtener 5,2 gramos de acetileno (C_2H_2)? (Pesos Atómicos: Ca = 40,01, C = 12,01, O = 16,00, H = 1,008).



- a) 5.2 g C_2H_2 x (1 mol $\text{C}_2\text{H}_2/26$ g C_2H_2) x (1 mol $\text{CaC}_2/1$ mol C_2H_2) x (64.1 g $\text{CaC}_2/1$ mol)
 b) 5.2 g C_2H_2 x (26 g $\text{C}_2\text{H}_2/1$ mol) x (1 mol $\text{CaC}_2/1$ mol C_2H_2) x (1 mol/64.1 g CaC_2)
 c) 5.2 g C_2H_2 x (1 mol/26 g C_2H_2) x (1 mol $\text{C}_2\text{H}_2/1$ mol CaC_2) x (1 mol/64.1 g CaC_2)
 d) 5.2 g C_2H_2 x (26 g $\text{C}_2\text{H}_2/1$ mol) x (1 mol $\text{C}_2\text{H}_2/1$ mol CaC_2) x (64.1 g $\text{CaC}_2/1$ mol)

Escribiendo la ecuación en su forma estequiométrica correcta la respuesta es **a**

a) forma estequiométrica correcta.

$$5,2 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} \times \frac{64,1 \text{ g de } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2}$$

b) forma estequiométrica incorrecta.

$$5,2 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_2 \times \frac{26 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2}{64,1 \text{ g de } \text{CaC}_2}$$

c) forma estequiométrica incorrecta.

$$5,2 \text{ g de } C_2H_2 \times \frac{1 \text{ mol de } C_2H_2}{26 \text{ g de } C_2H_2} \times \frac{1 \text{ mol de } C_2H_2}{1 \text{ mol de } CaC_2} \times \frac{1 \text{ mol de } CaC_2}{64,1 \text{ g de } CaC_2}$$

d) forma estequiométrica incorrecta.

$$5,2 \text{ g de } C_2H_2 \times \frac{26 \text{ g de } C_2H_2}{1 \text{ mol de } C_2H_2} \times \frac{1 \text{ mol de } C_2H_2}{1 \text{ mol de } CaC_2} \times \frac{64,1 \text{ g de } CaC_2}{1 \text{ mol de } CaC_2}$$

Problemas de estequiometría - Moles a Moles. Ejemplo:

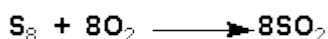
Calcular el número de moles de dióxido de nitrógeno (NO₂) obtenidas cuando se producen 3 moles de oxígeno en la descomposición del ácido nítrico por la luz?



En esta reacción, se obtiene 1 mol de O₂ y 4 moles de NO₂ cuando se descomponen 4 moles de ácido nítrico. Por tanto, cuando se forman 3 moles de O₂ se forman también 3 x 4 = 12 moles de NO₂.

Problemas de estequiometría - Moles a Masa. Ejemplo:

¿Cuántos moles de dióxido de azufre pueden obtenerse quemando 16 gramos de azufre? (Pesos Atómicos: S = 32,06, O = 16,00).

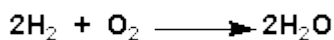


En esta reacción, 1 mol de S₈ reacciona para dar 8 moles de SO₂. Por tanto:

$$16 \text{ g de } S_8 \times \frac{1 \text{ mol de } S_8}{256,48 \text{ g de } S_8} \times \frac{8 \text{ moles de } SO_2}{1 \text{ mol de } S_8} = 0,5 \text{ moles de } SO_2$$

Problemas de estequiometría - Masa a Masa. Ejemplo:

¿Que masa de H₂, que reacciona con exceso de O₂, produce 11.91 g de H₂O? (Pesos Atómicos: H = 1,008, O = 16,00).



en esta reacción, 2 moles de H₂ reaccionan para dar 2 moles de H₂O. De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$11,91 \text{ g de } H_2O \times \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18,02 \text{ g de } H_2O} \times \frac{2 \text{ moles de } H_2}{2 \text{ moles de } H_2O} \times \frac{2,02 \text{ g de } H_2}{1 \text{ mol de } H_2} = 1,33 \text{ g de } H_2$$

Reactivo limitante y rendimiento

Reactivo Limitante

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidas a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación ajustada. A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo menos abundante.

Reactivo limitante

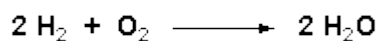
Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante.

Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.

Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química ajustada

Ejemplo 1:

Para la reacción:



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?

Necesitamos 2 moléculas de H_2 por cada molécula de O_2

Pero tenemos sólo 10 moléculas de H_2 y 10 moléculas de O_2 .

La proporción requerida es de 2 : 1

Pero la proporción que tenemos es de 1 : 1

Es claro que el reactivo en exceso es el O_2 y el reactivo limitante es el H_2

Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles.

Si ahora ponemos 15 moles de H_2 con 5 moles de O_2 entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O_2 reaccionan con 2 moles de H_2 , entonces el número de moles de O_2 necesarias para reaccionar con todo el H_2 es 7,5, y el número de moles de H_2 necesarias para reaccionar con todo el O_2 es 10.

Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O_2 es el reactivo limitante

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es:

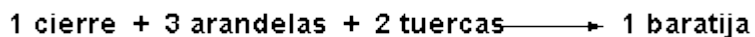
Calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción.

El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

Ejemplo 2:

Se necesita un cierre, tres arandelas y dos tuercas para construir una baratija. Si el inventario habitual es 4,000 cierres, 12,000 arandelas y 7,000 tuercas. ¿Cuántas baratijas se pueden producir?

La ecuación correspondiente será:



En esta reacción, 1 mol de cierres, 3 moles de arandela y 2 moles de tuercas reaccionan para dar 1 mol de baratijas.

1) Divide la cantidad de cada reactivo por el número de moles de ese reactivo que se usan en la ecuación ajustada. Así se determina la máxima cantidad de baratijas que pueden producirse por cada reactivo.

$$\text{Cierres: } 4,000 / 1 = 4,000$$

$$\text{Arandelas: } 12,000 / 3 = 4,000$$

$$\text{Tuercas: } 7,000 / 2 = 3,500$$

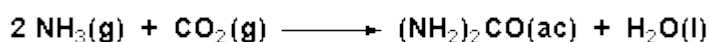
Por tanto, el reactivo limitante es la tuerca.

2) Determina el número de baratijas que pueden hacerse a partir del reactivo limitante. Ya que el reactivo limitante es la tuerca, el máximo número de baratijas que pueden hacerse viene determinado por el número de tuercas. Entran dos tuercas en cada baratija, de modo que el número de baratijas que pueden producirse, de acuerdo con la estequiometría del proceso es:

$$7,000 / 2 = 3,500 \text{ baratijas}$$

Ejemplo 3:

Considere la siguiente reacción:



Supongamos que se mezclan 637,2 g de NH_3 con 1142 g de CO_2 . ¿Cuántos gramos de urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se obtendrán?

1) Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en moles:

$$637,2 \text{ g de } \text{NH}_3 \text{ son } 37,5 \text{ moles}$$

$$1142 \text{ g de } \text{CO}_2 \text{ son } 26 \text{ moles}$$

2) Ahora definimos la proporción estequiométrica entre reactivos y productos:

a partir de 2 moles de NH_3 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

a partir de 1 mol de CO_2 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

3) Calculamos el número de moles de producto que se obtendrían si cada reactivo se consumiese en su totalidad:

a partir de 37,5 moles de NH_3 se obtienen 18,75 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

a partir de 26 moles de CO_2 se obtienen 26 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

4) El reactivo limitante es el (NH_3) y podremos obtener como máximo 18.75 moles de urea.

5) Y ahora hacemos la conversión a gramos:

18,75 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ son 1125 g.

Rendimiento

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante.

La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama rendimiento.

Rendimiento teórico

La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico.

A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad

Rendimiento de la reacción \leq rendimiento teórico

Razones de este hecho:

es posible que no todos los productos reaccionen

es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado

la recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible

Una cantidad que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama rendimiento porcentual o % de rendimiento y se define así:

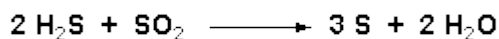
$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento de la reacción}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejemplo:

La reacción de 6,8 g de H_2S con exceso de SO_2 , según la siguiente reacción, produce 8,2 g de S.

¿Cual es el rendimiento?

(Pesos Atómicos: H = 1,008, S = 32,06, O = 16,00).



En esta reacción, 2 moles de H_2S reaccionan para dar 3 moles de S.

1) Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H_2S .

$$(6,8/34) \times (3/2) \times 32 = 9,6 \text{ g}$$

2) Se divide la cantidad real de S obtenida por la máxima teórica, y se multiplica por 100.

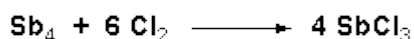
$$(8,2/9,6) \times 100 = 85,4\%$$

Rendimiento con Reactivos Limitantes

Ejemplo:

La masa de SbCl_3 que resulta de la reacción de 3,00 g de antimonio y 2,00 g de cloro es de 3,65 g. ¿Cuál es el rendimiento?

(Pesos Atómicos: Sb = 121,8, Cl = 35,45)



En esta reacción, 1 mol de Sb_4 y 6 moles de Cl_2 reaccionan para dar 4 moles de SbCl_3 .

1) Calcular el número de moles que hay de cada reactivo:

Peso Molecular del Sb_4 : 487,2

número de moles de $\text{Sb}_4 = 3/487,2 = 0,006156$

Peso Molecular del Cl_2 : 70,9

número de moles de $\text{Cl}_2 = 2/70,9 = 0,0282$

2) Comparar con la relación de coeficientes en la ecuación ajustada. La relación es de 1 mol de Sb_4 a 6 moles de Cl_2 . Usando la estequiometría:

$$0,00656/0,0282 = 1/4,3 > 1/6$$

de modo que el reactivo limitante es el Cl_2 . Nosotros sólo tenemos 0,0282 moles de Cl_2 .

3) Usar la estequiometría para determinar la máxima cantidad de SbCl_3 que puede obtenerse con 2,00 g de Cl_2 (el reactivo limitante).

$$2 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{70,9 \text{ g de Cl}_2} \times \frac{4 \text{ moles de SbCl}_3}{6 \text{ moles de Cl}_2} \times \frac{228,18 \text{ g de SbCl}_3}{1 \text{ mol de SbCl}_3} = 4,29 \text{ g SbCl}_3$$

4) Dividir la cantidad real de SbCl_3 obtenida por la máxima teórica y multiplicar por 100.

$$(3,65/4,29) \times 100 = 85,08\%$$

Algunos conceptos

Reactivo limitante

Es aquel reactivo concreto de entre los que participan en una reacción cuya cantidad determina la cantidad máxima de producto que puede formarse en la reacción.

Proporción de reacción

Cantidades relativas de reactivos y productos que intervienen en una reacción. Esta proporción puede expresarse en moles, milimoles o masas.

Rendimiento real

Cantidad de producto puro que se obtiene en realidad de una reacción dada. Compárese con rendimiento teórico.

Rendimiento teórico

Cantidad máxima de un producto específico que se puede obtener a partir de determinadas cantidades de reactivos, suponiendo que el reactivo limitante se consume en su totalidad siempre que ocurra una sola reacción y se recupere totalmente el producto. Compárese con rendimiento.

Rendimiento porcentual

Rendimiento real multiplicado por 100 y dividido por el rendimiento teórico.

Porcentaje de pureza

El porcentaje de un compuesto o elemento específico en una muestra impura.

Modificaciones alótropicas (alótropos)

Formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado físico.

DISOLUCIONES

Composición de una disolución

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias que tiene las siguientes partes:

El **disolvente**: usualmente es la sustancia que se encuentra en mayor concentración en la mezcla.

El o los **solutos**: son el o los componentes minoritarios de la mezcla, y decimos que se han disuelto en el **disolvente**.

Por ejemplo, cuando disolvemos una pequeña cantidad de sal en una mayor cantidad de agua, decimos que el agua es el **disolvente** y la sal es el **soluto**.

Todas aquéllas disoluciones en las cuales el agua es el disolvente, se llaman **disoluciones acuosas**.

Una de las más importantes propiedades del agua es la capacidad de disolver una gran cantidad de sustancias.

Para poder trabajar con una disolución, es necesario: conocer su composición y tener una manera de expresar dicha composición.

Clasificación de las disoluciones

Podemos clasificar a las disoluciones en dos grandes grupos:

Electrolíticas

Son disoluciones de compuestos iónicos o polares en disolventes polares.

Los solutos se disocian en disolución para formar iones

Pueden disociarse completamente (electrolitos fuertes)

Pueden disociarse parcialmente (electrolitos débiles)

Son disoluciones que conducen la electricidad

No electrolíticas

Son disoluciones de compuestos covalentes o en disolventes no polares

Los solutos no se disocian, solamente se dispersan

Son disoluciones que no conducen la electricidad

Concentración de las disoluciones

La concentración se refiere a las cantidades relativas de los componentes de una disolución, expresada en cualesquiera unidades de cantidad de materia en que se quiera expresar.

Fracción en peso: Fracción del peso total de la disolución debida al soluto.

Es el número relativo de unidades de peso del soluto por cada unidad de peso de la disolución.

Se pueden emplear todas las unidades convencionales de peso (no se pueden emplear las unidades de moles) siempre que sean las mismas para soluto y disolución.

Son independientes de la temperatura!

Ejemplo:

¿Cuál es la fracción en peso de una disolución de 20g de NaCl en 180g de H₂O?:

La respuesta debe ser "cuántos gramos de NaCl hay por gramo de disolución"

$$?NaCl = 1g(\text{disolución}) \times \frac{20g (\text{NaCl})}{200g (\text{disolución})} = 0,1g (\text{NaCl})$$

De manera que la fracción en peso de la disolución es 0,1.

Tanto por ciento en peso o % en peso: Porcentaje del peso total de la disolución debida al soluto.

Es el número relativo de unidades de peso del soluto por cada cien partes de disolución.

Ejemplo:

¿Cuál es el % en peso de una disolución de 20g de NaCl en 180g de H₂O?:

La respuesta debe ser "cuántos gramos de NaCl hay en 100 g de disolución"

$$?NaCl = 100g(\text{disolución}) \times \frac{20g (\text{NaCl})}{200g (\text{disolución})} = 10g (\text{NaCl})$$

De manera que el NaCl está al 10% en la disolución.

Tanto por ciento en Volumen: Es el número relativo de unidades de peso del soluto por cada cien partes de disolución.

Si 10 mL de alcohol se disuelven en agua para hacer 200 mL de disolución, ¿cuál es su concentración?

$$\%V = [(10 \text{ mL de soluto}) / (200 \text{ mL de disolución})] \times 100 = 5\% \text{ en Volumen}$$

Partes por millón (ppm): Es el número relativo de unidades de peso del soluto por cada millón de partes de disolución.

Esta escala se emplea para disoluciones muy diluidas.

En el caso del agua, se considera que las ppm de disoluciones muy diluidas es el número de mg de soluto por litro de disolución. Nótese que esta mezcla volumen y masa, que para el agua es correcto.

Fracción molar: Moles del soluto respecto al número total de moles de la disolución.

Esta escala se define así:

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

Donde X_A es la fracción molar de la especie **A**.

En el caso de disoluciones binarias se cumple que: $X_{\text{soluto}} = 1 - X_{\text{disolvente}}$

Molaridad: Se define como el número de moles del soluto en un litro de disolución:

Esta es, probablemente, la escala de mayor uso en química.

Esta escala, que se representa con la letra **M**, se define así:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Esto quiere decir que una disolución 1,0 molar (1,0 M) contiene 1,0 moles de soluto en cada litro de la disolución.

El símbolo **C** o **c** se emplea también para representar la molaridad.

Ejemplo:

¿Cuál es la molaridad de una disolución de 20 g de NaCl en 180 mL de agua?

Primero debemos saber cuantas moles son 20 g de NaCl:

$$n_{\text{NaCl}} = 20/58,5 = 0,34 \text{ moles}$$

Ahora determinamos la concentración de la disolución, suponiendo que el volumen de agua no varía en el proceso de disolución:

$$M = (0,34 \text{ moles de NaCl}) / (0,18 \text{ L de disolución}) = 1,89\text{M}$$

Molalidad: Es la cantidad de soluto (medida en moles) disuelta en cada Kilogramo de disolvente.

Esta escala se define así:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kilogramos de disolvente}}$$

Esta cantidad no cambia al cambiar la temperatura o la presión.

Ejemplo:

¿Cuál es la molalidad de una disolución de 3,2g de CH₃OH en 200g de agua?

$$\text{Peso Molecular del soluto} = 12 + (4 \times 1) + 16 = 32$$

$$n_{\text{moles de soluto}} = 3,2/32 = 0,1 \text{ moles}$$

$$m (0,1 \text{ moles de soluto}) / (0,2 \text{ Kg de disolvente}) = 0,5 \text{ m}$$

Algunas transformaciones

Molalidad a fracción molar: Se puede llevar a cabo con esta fórmula:

$$x_s = \frac{m}{\frac{1000}{PM_d} + m}$$

donde X_s es la fracción molar de soluto, m es la molalidad y PM_d es el peso molecular del disolvente.

Molalidad a molaridad: Puede utilizarse la siguiente fórmula:

$$M = \frac{m \times \delta \times 10^3}{10^3 + (m \times PM_s)}$$

Donde s es el soluto.

Estequiometría de disoluciones. Cálculos.

Nos basamos en los mismos criterios que en los cálculos en estequiometría de reacciones, pero ahora tendremos que determinar el número de moles dependiendo de la concentración de la disolución y del volumen de la disolución usados.

En consecuencia, es necesario tener suficiente habilidad en el manejo de concentraciones y en su relación con masas o volúmenes.

Determinar la Molaridad con la Masa y el Volumen. Ejemplo:

Calcular la molaridad de una disolución de 2,12 g de KBr en 458 mL de disolución. (Pesos Atómicos: K = 39,10, Br = 79,90).

1) Calcular el número de moles de KBr presentes:
(Peso Molecular del KBr = 119,00)

$$2,12 \text{ g de KBr} \times \frac{1 \text{ mol de KBr}}{119 \text{ g de KBr}} = 0,0178 \text{ moles de KBr}$$

2) Convertir los mL de disolución en litros:

$$458 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,458 \text{ L}$$

3) Usar la fórmula para calcular la molaridad:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{0,0178 \text{ moles de KBr}}{0,458 \text{ L}} = 3,89 \times 10^{-2}$$

Determinar los Moles a partir del Volumen y la Molaridad. Ejemplo:

Determinar el número de moles de soluto presentes en 455 mL de una disolución de HCl 3,75 M.

(Pesos Atómicos: Cl = 35,45, H = 1,008).

1) Convertir los mL de disolución en litros:

$$455 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,455 \text{ L}$$

2) Reordenar la fórmula dada para calcular las moles de soluto presentes:

$$\text{Moles de HCl} = (3,75 \text{ M}) (0,455 \text{ L}) = 1,71$$

Determinar la Masa a partir de la Molaridad y el Volumen. Ejemplo:

Determinar la masa (g) de soluto requerida para formar 275 mL de una disolución de KClO_4 0,5151 M.

(Pesos Atómicos: K = 39,10, O = 16,00, Cl = 35,45).

1) Convertir los mL de disolución en litros:

$$\text{Molaridad} = \frac{0,0473 \text{ moles}}{0,010 \text{ L}} = 4,73 \text{ M}$$

2) Reorganizar la fórmula para calcular las moles de soluto presentes:

$$\text{Moles de soluto} = (0,5151 \text{ M}) (0,275 \text{ L}) = 0,142$$

3) Calcular el peso molecular del KClO_4 :

K:	1	x	39,10	=	39,10
Cl:	1	x	35,45	=	35,45

$$\text{O: } 4 \times 16,00 = 64,00$$

$$\text{Peso Molecular del } \text{KClO}_4 = 138,55$$

4) Multiplicar el número de moles de KClO_4 por su peso molecular para calcular la masa de KClO_4 en la disolución.

$$\text{Masa} = 0,142 \text{ moles} \times \frac{138,55 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 19,7 \text{ g}$$

Determinar el Volumen a partir de la Molaridad y la Masa. Ejemplo:

¿Qué volumen, en mL, se necesita de una disolución $3,89 \times 10^{-2} \text{ M}$ para tener 2,12 g de KBr ?

(Pesos Atómicos: K = 39,10, Br = 79,90).

1) Calcular el número de moles de KBr :

$$\text{Peso Molecular del } \text{KBr} = 119$$

$$\text{Moles} = \frac{2,12 \text{ g}}{119 \text{ g/mol}} = 0,178$$

2) Reorganizar la fórmula para calcular en cuantos litros de disolución están, y convertir los litros en mililitros:

$$\text{Litros de disolución} = \frac{0,178 \text{ moles}}{3,89 \times 10^{-2} \text{ M}} = 0,458 \text{ L} = 458 \text{ mL}$$

Calcular la Molaridad. Ejemplo:

El límite inferior de MgSO_4 que puede detectarse por el sentido del gusto en el agua es aproximadamente 0.400 g/L. ¿Cuál es la concentración molar del MgSO_4 ?

(Pesos Atómicos: Mg = 24,30, O = 16,00, S = 32,06).

1) Calcular el peso molecular del MgSO_4 :

Mg:	1	x	24,30	=	24,30
S:	1	x	32,06	=	32,06

$$\text{O:} \quad 4 \quad \times \quad 16,00 \quad = \quad 64,00$$

Peso Molecular del $\text{MgSO}_4 = 120,36$

2) Calcular el número de moles de MgSO_4 :

$$\text{Moles} = \frac{0,400 \text{ g}}{120,36 \text{ g/mol}} = 3,32 \times 10^{-3}$$

3) Reorganizar la fórmula para calcular la concentración molar:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{3,32 \times 10^{-3} \text{ moles}}{1 \text{ litro}} = 3,32 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Dilución de Disoluciones. Ejemplo:

Se prepara una disolución disolviendo 516,5 mg de ácido oxálico ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$) hasta completar 100,0 mL de disolución. Una porción de 10,00 mL se diluye hasta 250,0 mL. ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?
(Pesos Atómicos: C = 12,01, H = 1,008, O = 16,00).

1) Calcular el peso molecular del $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$:

C:	2	x	12,01	=	24,02
H:	2	x	1,008	=	2,016
O:	4	x	16,00	=	64,00

Peso Molecular del $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 = 90,04$

2) Convertir 516,5 mg en g y calcular el número de moles de $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$:

$$\text{Moles} = \frac{0,5165 \text{ g}}{90,04 \text{ g/mol}} = 5,736 \times 10^{-3}$$

3) Convertir 100,0 mL en L (0,100 L) y plantear la fórmula para calcular la molaridad inicial:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{5,736 \times 10^{-3} \text{ moles}}{0,100 \text{ litro}} = 5,74 \times 10^{-3} \text{ M}$$

4) Calcular la molaridad una vez hecha la dilución a 250 mL (0,250 L):

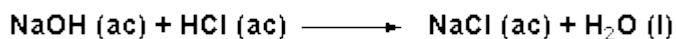
$$\text{Molaridad (M)} = \frac{5,736 \times 10^{-4} \text{ moles}}{0,250 \text{ litro}} = 2,29 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Calcular moles o masa. Ejemplo:

La valoración es un método usado para calcular la cantidad de un reactivo **A** por adición de un volumen medido de una disolución de concentración conocida de un reactivo **B**, hasta completar la reacción.

¿Cuántos moles de hidróxido de sodio, NaOH, se necesitan para reaccionar con 225 mL de ácido clorhídrico 0,100 M?

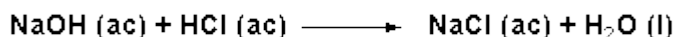
(Pesos Atómicos: O = 16,00, H = 1,008, Cl = 35,45, Na = 22,99).



1) Convertir los 225 mL en L (0,225 L) y calcular el número de moles de HCl en esa disolución:

$$\text{Moles de soluto} = (0,1 \text{ M}) (0,225 \text{ L}) = 2,25 \times 10^{-2}$$

2) Ajustar la ecuación para determinar la relación de moles entre el HCl y el NaOH:

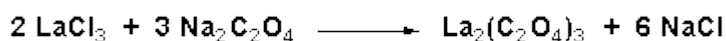


3) En este caso, la relación es 1:1, de modo que el número de moles de NaOH requerido es:

$$0,0225 = 2,25 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

Determinar el Volumen. Ejemplo:

¿Qué volumen, en mL, de LaCl_3 0,00927 M se necesita para reaccionar con 13,95 mL de oxalato de sodio 0,0225 M? (Pesos Atómicos: La = 138,0, Cl = 35,45, Na = 22,99, H = 1,008, C = 12,01, O = 16,00).



1) Convertir los 13,95 mL en L (0,01395 L) y calcular el número de moles de oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) en la disolución:

$$\text{Moles de soluto} = (0,0225 \text{ M}) (0,01395 \text{ L}) = 3,14 \times 10^{-4}$$

2) Sabemos que 3 moles de oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) reaccionan con 2 moles de LaCl_3 , de modo que el número de moles de LaCl_3 necesario es:

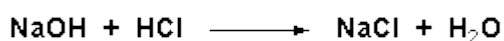
$$\text{Moles} = (2/3) (3,14 \times 10^{-4}) = 2,09 \times 10^{-4}$$

3) A partir de los moles de LaCl_3 necesarios, calcular el volumen, en litros, de LaCl_3 0,00927 M, y convertirlo en mL:

$$\text{Litros de disolución} = \frac{2,09 \times 10^{-4} \text{ moles}}{0,00927 \text{ M}} = 2,26 \times 10^{-3} \text{ L} = 2,26 \text{ mL}$$

Determinar la Molaridad. Ejemplo:

Las patatas se pelan comercialmente introduciéndolas en una disolución entre 3 M y 6 M de hidróxido de sodio, y quitando la piel ya parcialmente suelta rociándolas con agua. Calcular la molaridad de una disolución si la valoración de 10,00 mL de la misma requiere 25,3 mL de una disolución de HCl 1,87 M para llegar al punto de equivalencia?



1) Convertir los 25,3 mL en L (0,0253 L) y calcular el número de moles de HCl en la disolución de HCl usando la fórmula dada:

$$\text{Moles de soluto} = (1,87 \text{ M}) (0,0253 \text{ L}) = 0,00473$$

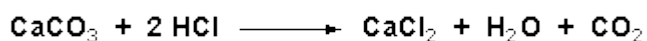
2) De la ecuación ajustada, sabemos que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de hidróxido de sodio (NaOH), de modo que el número de moles de NaOH necesarios es también 0,0473. Convertir los 10,00 mL en L (0,01 L) y calcular la molaridad de la disolución de NaOH usando la fórmula dada:

$$\text{Molaridad} = \frac{0,0473 \text{ moles}}{0,010 \text{ L}} = 4,73 \text{ M}$$

Análisis de Mezclas. Ejemplo:

Una muestra de 0,139 g de caliza se disuelve en 25,00 mL de HCl 0,2 M. El exceso de ácido se valora con 13,22 mL de NaOH 0,180 M. ¿Cuál es el tanto por ciento de CaCO₃ en la caliza limestone?

(Pesos Atómicos: Ca = 40,01, C = 12,01, O = 16,00, Na = 39,10, H = 1,008).



1) Convertir 25,00 mL en L (0,025 L) y calcular el número de moles de HCl en la disolución de HCl usando la fórmula dada:

$$\text{Moles de soluto} = (0,20 \text{ M}) (0,025 \text{ L}) = 0,005$$

2) Convertir 13,22 mL en L (0,01322 L) y calcular el número de moles de NaOH en la disolución de NaOH usando la fórmula dada:

$$\text{Moles de soluto} = (0,18 \text{ M}) (0,01322 \text{ L}) = 0,00238$$

3) Sabemos que en una ecuación ajustada, 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de NaOH, de modo que podemos restar las moles de HCl de las moles de NaOH para encontrar las moles de HCl que reaccionaron con la muestra de caliza:

$$5,00 \times 10^{-3} - 2,38 \times 10^{-3} = 2,62 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

4) De la primera reacción ajustada, sabemos que 2 moles de HCl reaccionan con 1 mol de CaCO₃. Por tanto, el número de moles de CaCO₃ que reaccionaron con la disolución de HCl es:

$$\text{Moles de CaCO}_3 = (2,62 \times 10^{-3} \text{ moles}) (1/2) = 1,31 \times 10^{-3}$$

5) Calcular el peso molecular del CaCO₃:

Ca:	1	x	40,01	=	40,01
C:	1	x	12,01	=	12,01
O:	3	x	16,00	=	48,00

Peso Molecular del CaCO₃ = 100,02

6) Calcular la masa de CaCO₃ añadida a la disolución de HCl, y dividirla por la masa de la muestra de caliza, para encontrar el tanto por ciento de CaCO₃ en la muestra:

$$\text{Masa} = (100,02 \text{ g/mol}) \times (1,31 \times 10^{-3} \text{ moles}) = 0,131 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{0,131 \text{ g de CaCO}_3}{0,139 \text{ g de muestra}} = 0,943 = 94,3 \%$$

Bibliografía

- ✓ Chang Raymond. (2007). **QUIMICA**. Ed. Mac Graw Hill Interamericana.
- ✓ *FISICA Y QUIMICA ESO*. Manuel Díaz Escalera.
- ✓ *FISICANET*
- ✓ Robert C. Smoot y Jack Price. "Química, Un curso moderno". Compañía Editorial Continental S. A., México.
- ✓ *QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA (2008) FACULTAD DE INGENIERÍA – UNER*.
- ✓ *UNLU*