

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Conocer los distintos modelos atómicos propuestos a lo largo de la historia.
- Identificar las partículas subatómicas y saber relacionarlas con el número atómico y másico.
- Explicar la distribución de los electrones en orbitales atómicos.
- Asociar las propiedades de los elementos con la configuración electrónica de sus átomos.
- Conocer la tabla periódica y su criterio de clasificación.
- Comprender las propiedades periódicas de los elementos.
- Conocer y diferenciar los tipos de enlaces químicos.
- Relacionar las propiedades de las sustancias con sus enlaces.

Antes de empezar

1. Estructura atómica pág. 214
Antecedentes históricos
El electrón
El protón
El neutrón
2. Modelos atómicos pág. 218
Modelo de Thomson
Experimento de Rutherford
Modelo de Rutherford
Modelo de Bohr
Identificación de átomos
Modelo de Schrödinger
Niveles de energía y orbitales
Configuración electrónica
3. La tabla periódica pág. 226
Historia
Tabla periódica actual
Grupos y períodos
Propiedades periódicas
4. El enlace químico pág. 230
Regla del octeto
Enlace covalente
Enlace iónico
Enlace metálico
Enlaces intermoleculares
5. Formulación química pág. 235
Formulación y nomenclatura
Hidruros
Óxidos
Sales binarias

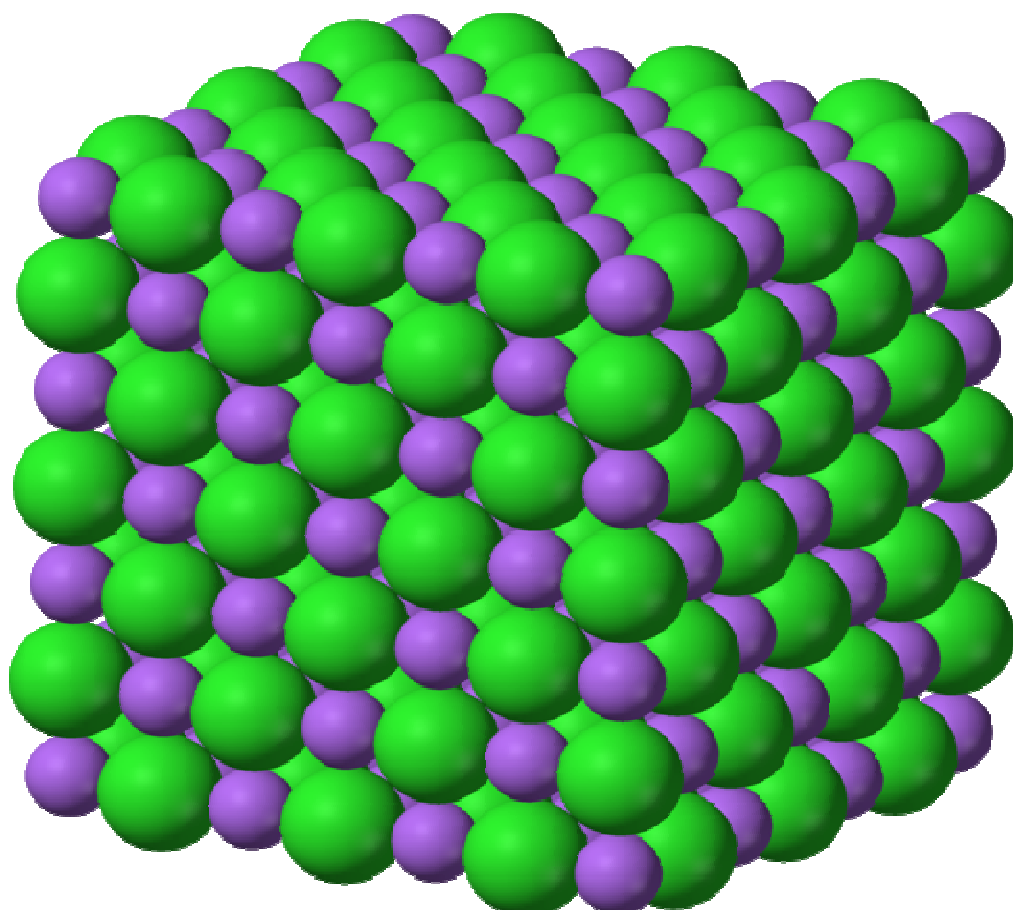
Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor



Investiga

¿Quién fue Marie Curie?, ¿en qué campos destacó?, ¿por qué motivo recibió el Premio Nobel de Química?, ¿cuál fue su aportación a la Química?, ¿y a la Física?, ¿qué aplicaciones tuvieron sus descubrimientos?, ¿por qué sus cuadernos de trabajo se guardan en baúles forrados de plomo?



Estructura del átomo y enlaces

1. Estructura atómica

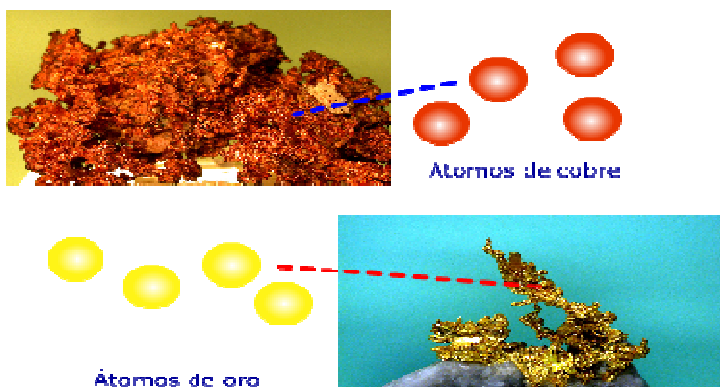
Antecedentes históricos

En el siglo V a.C., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de átomos, término que en griego significa "que no se puede dividir".

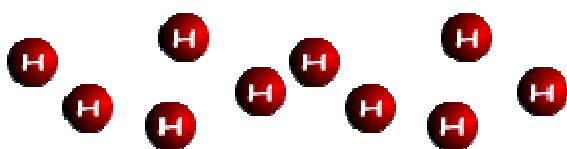
La teoría de Demócrito y Leucipo, en el siglo V antes de Cristo era, sobre todo, una teoría filosófica, sin base experimental. Y no pasó de ahí hasta el siglo XIX.

En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito. Esta teoría establece que:

1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **ÁTOMOS**.



2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos.



Todos los átomos del elemento Hidrógeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

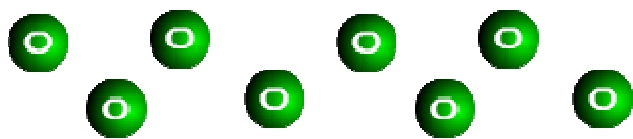
John Dalton (1766 - 1844).
Naturalista, químico, matemático
y meteorólogo británico.



En 1793 inició estudios sobre meteorología, recopilando a lo largo de su vida más de 200.000 anotaciones, y ese mismo año publicó Observaciones y Ensayos de Meteorología. En sus estudios sobre la meteorología desarrolló varios instrumentos de medición y propuso por primera vez que el origen de la lluvia se encuentra en el descenso de la temperatura. En este ámbito estudió también las auroras boreales, y determinó que éstas están relacionadas con el magnetismo de la Tierra.

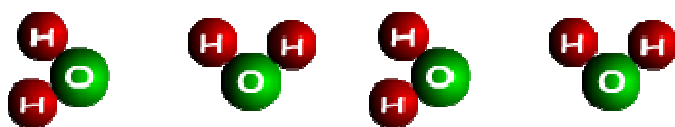
En 1801 enunció la ley de las presiones parciales y la de las proporciones múltiples. En 1805 expuso la teoría atómica en la que se basa la ciencia física moderna. Demuestra que la materia se compone de partículas indivisibles llamadas átomos. También ideó una escala de símbolos químicos, que serán luego reemplazadas por la escala de Berzelius.

Estructura del átomo y enlaces

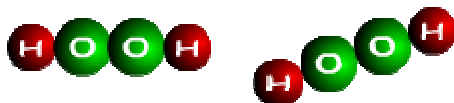


Todos los átomos del elemento Oxígeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

3.- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en proporciones constantes y sencillas.

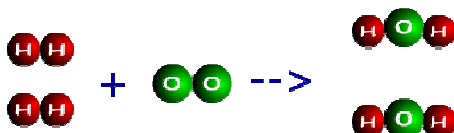


Todas las moléculas del compuesto Agua son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **1** átomo del elemento **Oxígeno**.



Todas las moléculas del compuesto Agua oxigenada son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **2** átomos del elemento **Oxígeno**.

4.- En las reacciones químicas los átomos se intercambian; pero, ninguno de ellos desaparece ni se transforma.



En esta reacción química los átomos de Hidrógeno y los átomos de Oxígeno son iguales al principio y al final. Sólo cambia la forma en que se unen entre sí. El Hidrógeno y el Oxígeno serían los reactivos y el Agua sería el producto que se obtiene.

Los símbolos de Dalton

Para Dalton, cada elemento está formado una clase de átomos, distinto en sus propiedades a los átomos de los demás elementos y, justamente, es esta distinción lo que separa un elemento de otro y los hace diferentes.

Así, asignó a cada elemento conocido un símbolo distinto, su símbolo químico que con posterioridad ha ido cambiando hasta llegar a los modernos símbolos químicos actuales.

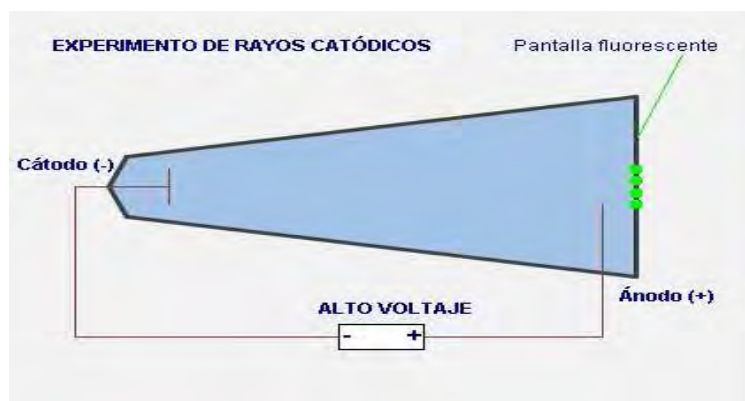
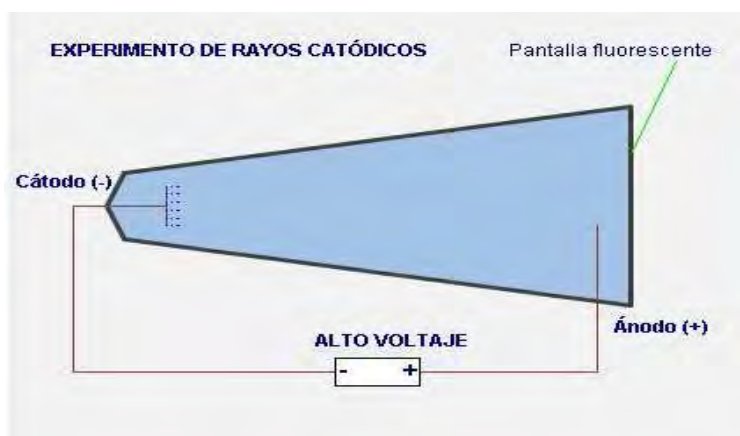
ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	46
	Azote	5		Baytes	68
	Carbon	5		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	98
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

Estructura del átomo y enlaces

El electrón

Al estudiar los fenómenos eléctricos se llegó a la conclusión de que la teoría de Dalton era errónea y, por tanto, debían existir partículas más pequeñas que el átomo, que serían las responsables del comportamiento eléctrico de la materia.

El físico J. J. Thomson realizó experiencias en tubos de descarga de gases (Tubos de vidrio que contenían un gas a muy baja presión y un polo positivo (ánodo) y otro negativo (cátodo) por donde se hacía pasar una corriente eléctrica con un elevado voltaje). Observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, los llamó **rayos catódicos**.



Al estudiar las partículas que formaban estos rayos se observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**.

Joseph John Thomson (1856 - 1940). Físico británico. Hijo de un librero, Joseph John Thomson estudió en Owens College. En 1870 estudió ingeniería en la Universidad de Manchester y se trasladó al Trinity College de Cambridge en 1876. En 1884 se convirtió en profesor de Física de la Cátedra Cavendish.



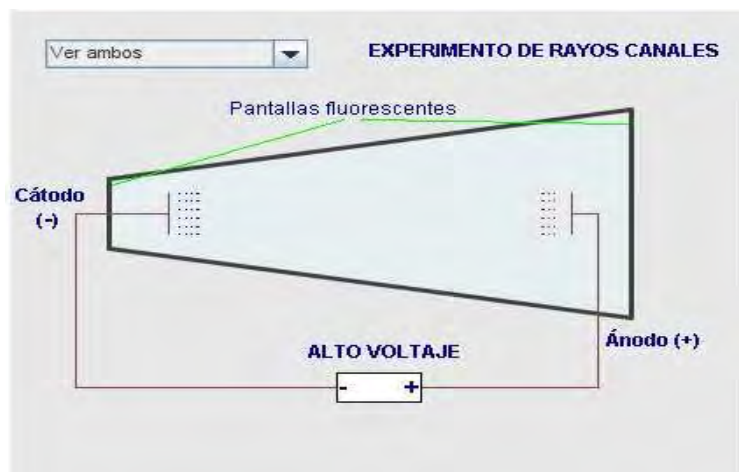
Thomson investigó la naturaleza de los rayos catódicos y demostró que los campos eléctricos podían provocar la desviación de éstos y experimentó su desviación, bajo el efecto combinado de campos eléctricos y magnéticos, buscando la relación existente entre la carga y la masa de las partículas, proporcionalidad que se mantenía constante aun cuando se alteraba el material del cátodo.

En 1906 Thomson recibió el Premio Nobel de Física por su trabajo sobre la conducción de la electricidad a través de los gases. Se le considera el descubridor del electrón por sus experimentos con el flujo de partículas (electrones) que componen los rayos catódicos. Thomson elaboró en 1898 el modelo del "pastel de pasas" de la estructura atómica, en la que sostenía que los electrones eran como 'pasas' negativas incrustadas en un 'puddín' de materia positiva.

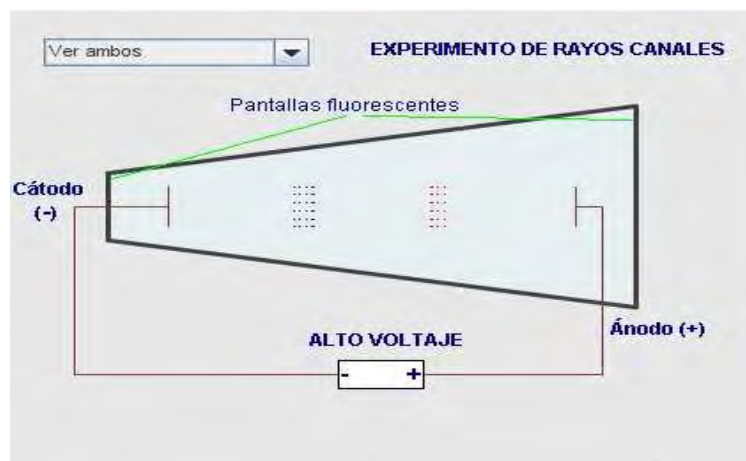
Estructura del átomo y enlaces

El protón

El físico alemán E. Goldstein realizó algunos experimentos con un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado. Observó unos rayos que atravesaban al cátodo en sentido contrario a los rayos catódicos. Recibieron el nombre de rayos canales.



El estudio de estos rayos determinó que estaban formados por partículas de carga positiva y que tenían una masa distinta según cual fuera el gas que estaba encerrado en el tubo. Esto aclaró que las partículas salían del seno del gas y no del electrodo positivo.



Al experimentar con hidrógeno se consiguió aislar la partícula elemental positiva o protón, cuya carga es la misma que la del electrón pero positiva y su masa es 1837 veces mayor.

Los protones y la acidez

En la próxima quincena estudiarás los ácidos. Un ácido es una sustancia que, en medio acuoso, libera protones. Realmente son átomos de hidrógeno que han perdido su electrón (negativo). Por tanto, resulta un átomo con un único protón (positivo) y sin ningún electrón (negativo). Se representa como H^{+1} .



En realidad, no es un protón sólo, ya que ese átomo puede tener algún neutrón, aunque el átomo de hidrógeno más común y de mayor proporción en la naturaleza no tiene neutrones.

Estructura del átomo y enlaces

El neutrón

Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo; por tanto, el físico E. Rutherford supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el núcleo de los átomos.

Estas partículas se descubrieron en 1932 por el físico J. Chadwick. Al no tener carga eléctrica recibieron el nombre de neutrones. El hecho de no tener carga eléctrica hizo muy difícil su descubrimiento.

Los neutrones son partículas sin carga y de masa algo mayor que la masa de un protón.

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e ⁻	9,11·10 ⁻³¹ kg	- 1,6·10 ⁻¹⁹ C
Protón	p ⁺	1,673·10 ⁻²⁷ kg	+ 1,6·10 ⁻¹⁹ C
Neutrón	n	1,675·10 ⁻²⁷ kg	0

2. Modelos atómicos

Modelo de Thomson

Al ser tan pequeña la masa de los electrones, el físico J. J. Thomson propuso, en 1904, que la mayor parte de la masa del átomo correspondería a la carga positiva, que ocuparía la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó el átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones, más o menos como las uvas pasas en un pudín.



James Chadwick (1891 - 1974). Físico inglés. Hijo de John Joseph Chadwick y Anne Mary Knowles. Fue a la Manchester High School, y estudió en la Universidad de Cambridge.



En 1913 Chadwick empezó a trabajar con Hans Geiger en el Technische Hochschule de Berlín (actual Universidad Técnica de Berlín). También trabajó con Ernest Rutherford.

En 1932, Chadwick realizó un descubrimiento fundamental en el campo de la ciencia nuclear: descubrió la partícula en el núcleo del átomo que pasaría a llamarse neutrón, predicción hecha algunos años antes. Esta partícula no tiene carga eléctrica. En contraste con el núcleo de helio (partículas alfa) que está cargado positivamente y por lo tanto son repelidas por las fuerzas eléctricas del núcleo de los átomos pesados, esta nueva herramienta para la desintegración atómica no necesitaba sobrepasar ninguna barrera electrónica, y es capaz de penetrar y dividir el núcleo de los elementos más pesados. De esta forma, Chadwick allanó el camino hacia la fisión del uranio 235 y hacia la creación de la bomba atómica. Como premio por su descubrimiento se le otorgó la Medalla Hughes de la Royal Society en 1932 y el Premio Nobel de física en 1935. También descubrió el tritio.

Estructura del átomo y enlaces



El modelo de Thomson fue bastante valorado ya que era capaz de explicar los siguientes fenómenos:

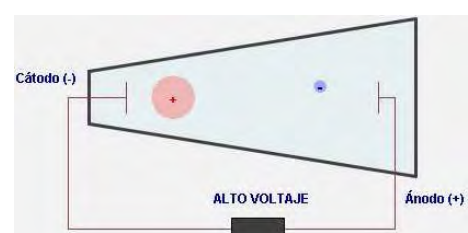
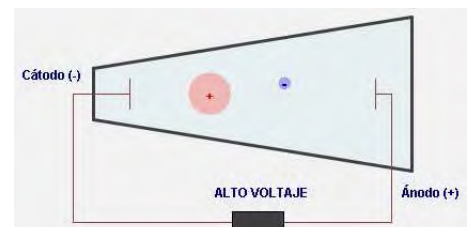
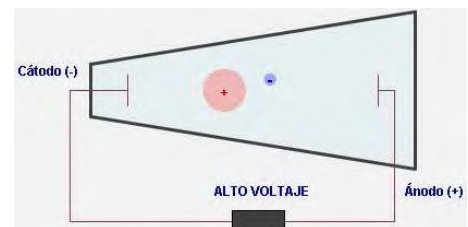
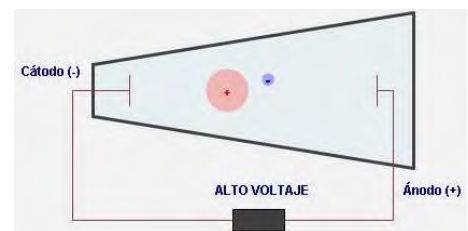
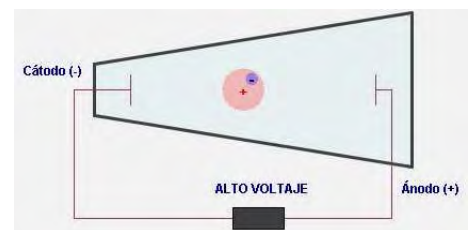
La electrización: el exceso o defecto de electrones que tenga un cuerpo es el responsable de su carga negativa o positiva.

La formación de iones: Un ion es un átomo que ha ganado o perdido uno o más electrones. Los electrones se pierden o se ganan con relativa facilidad, de manera que su número dentro del átomo puede variar, mientras que el número de protones es fijo siempre para cada átomo.

Si un átomo pierde uno ó más electrones adquiere carga neta positiva (catión) y si gana uno ó más electrones adquiere carga neta negativa (anión).



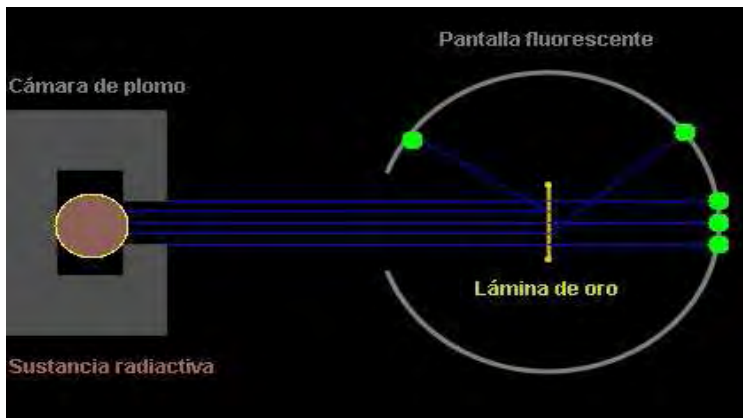
Este modelo del "pudín de pasas" de Thomson era bastante razonable y fue aceptado durante varios años, ya que explicaba varios fenómenos, por ejemplo los rayos catódicos y los canales:



Estructura del átomo y enlaces

Experimento de Rutherford

En 1911, E. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (positivas), procedentes de un material radiactivo, a gran velocidad. El experimento permitió observar el siguiente comportamiento en las partículas lanzadas:



La mayor parte de ellas atravesaron la lámina sin cambiar de dirección, como era de esperar. Algunas se desviaron considerablemente. Unas pocas partículas rebotaron hacia la fuente de emisión.

El comportamiento de las partículas no podía ser explicado con el modelo de Thomson, así que Rutherford lo abandonó y sugirió otro basado en el átomo nuclear.

El Modelo de Rutherford establece que:

El átomo tiene una zona central o núcleo donde se encuentra la carga total positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo, aportada por los protones y neutrones. Además presenta una zona externa o corteza donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo. (Realmente, las partículas del núcleo - protones y neutrones - se descubrieron después de que Rutherford hiciera su modelo. El experimento de Rutherford sólo informaba de la existencia de un núcleo pequeño y positivo).

La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que se hallan fuera del núcleo. El núcleo contiene, por tanto, protones en un número igual al de electrones de la corteza.

El átomo estaba formado por un espacio fundamentalmente vacío, ocupado por electrones que giran a gran velocidad alrededor de un núcleo central muy denso y pequeño.

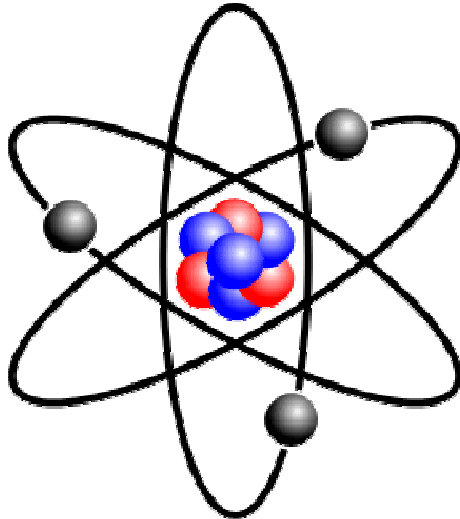
Ernest Rutherford (1871 - 1937). Físico y químico británico. Rutherford destacó muy pronto por su curiosidad y su capacidad para la aritmética. Sus padres y su maestro lo animaron mucho, y resultó ser un alumno brillante tanto en los estudios como en la experimentación.



Por sus trabajos en el campo de la física atómica, Rutherford está considerado como uno de los padres de esta disciplina. Investigó también sobre la detección de las radiaciones electromagnéticas y sobre la ionización del aire producido por los rayos X. Estudió las emisiones radioactivas descubiertas por H. Becquerel, y logró clasificarlas en rayos alfa, beta y gamma. En 1902 Rutherford formuló la teoría sobre la radioactividad natural asociada a las transformaciones espontáneas de los elementos. Colaboró con H. Geiger en el desarrollo del contador Geiger, y demostró (1908) que las partículas alfa son iones de helio (más exactamente, núcleos del átomo de helio) y, en 1911, describió un nuevo modelo atómico (modelo atómico de Rutherford), que posteriormente sería perfeccionado por N. Bohr.

Ganó el Premio Nobel de Química en 1908 por descubrir que la radiactividad iba acompañada por una desintegración de los elementos.

Estructura del átomo y enlaces

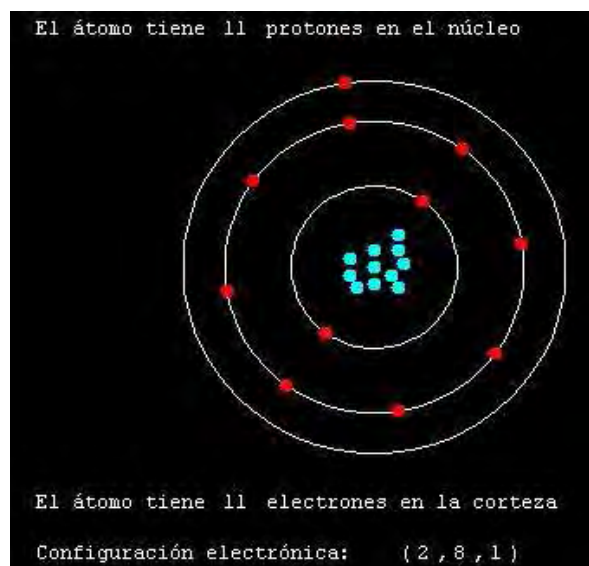


Representación del modelo de Rutherford.

Modelo de Bohr

En la primera mitad del siglo XX se realizaron unos descubrimientos que no podían ser explicados con el modelo de Rutherford. El físico N. Bohr propone un modelo en el que los electrones sólo pueden ocupar ciertas órbitas circulares. Los electrones se organizan en capas y, en cada capa tendrán una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores (de menor energía) y después las superiores.

La distribución de los electrones en las capas se denomina configuración electrónica y se realiza de la siguiente manera: La 1ª capa puede contener, como máximo, 2 electrones. La 2ª capa puede contener, como máximo, 8 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 1ª ya está completa. La 3ª capa puede contener, como máximo, 18 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 2ª capa ya está completa.



Niels Bohr (1885 - 1962). Físico danés. Tras doctorarse en la Universidad de Copenhague en 1911, completó sus estudios en Manchester, Inglaterra a las órdenes de Ernest Rutherford.



Basándose en las teorías de Rutherford, publicó su modelo atómico en 1913, introduciendo la teoría de las órbitas cuantificadas, que en la teoría Mecánica Cuántica consiste en las características que, en torno al núcleo atómico, el número de electrones en cada órbita aumenta desde el interior hacia el exterior. En su modelo, además, los electrones podían caer (pasar de una órbita a otra) desde un orbital exterior a otro interior, emitiendo un fotón de energía discreta, hecho sobre el que se sustenta la Mecánica Cuántica.

En 1916, Bohr comenzó a ejercer de profesor en la Universidad de Copenhague, accediendo en 1920 a la dirección del recientemente creado Instituto de Física Teórica.

En 1922 recibió el Premio Nobel de Física por sus trabajos sobre la estructura atómica y la radiación.

Después de la guerra, abogando por los usos pacíficos de la energía nuclear, retornó a Copenhague, ciudad en la que residió hasta su fallecimiento en 1962.

Estructura del átomo y enlaces

Identificación de átomos

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene. Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama Número atómico y se representa con la letra Z . Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente.

El Número másico nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra A y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa la masa del átomo medida en una, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse.

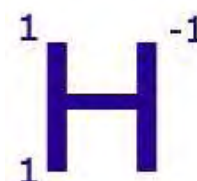
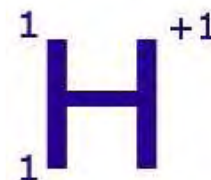
El símbolo tiene número atómico $Z = 1$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 1 protón en el núcleo. Es Hidrógeno.

El símbolo tiene número másico $A = 2$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 2 partículas en el núcleo, entre protones y neutrones. Como $Z = 1$, tiene 1 protón y $A - Z = 2 - 1 = 1$ neutrón.

El número atómico nos indica también el número de electrones que tiene el átomo en su corteza (si es neutro). En este caso, en la parte superior derecha no aparece ninguna carga, por ello es neutro y tiene el mismo número de protones que de electrones: 1 electrón.

Un catión es un átomo con carga positiva. Se origina por pérdida de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga $+1$, esto indica que ha perdido un electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón, al ser positivo lo ha perdido y, por ello, tiene 0 electrones.

Un anión es un átomo con carga negativa. Se origina por ganancia de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga -1 , esto indica que ha ganado 1 electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón; al tener carga -1 ha ganado otro; por tanto, tiene 2 electrones.



Modelo mecano-cuántico

El físico E. Schrödinger estableció el modelo mecano-cuántico del átomo, ya que el modelo de Bohr suponía que los electrones se encontraban en órbitas concretas a distancias definidas del núcleo; mientras que, el nuevo modelo establece que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables, pero su posición no se puede predecir con exactitud.

Se llama **orbital** a la región del espacio en la que existe una probabilidad elevada (superior al 90 %) de encontrar al electrón.

Si representamos con puntos las distintas posiciones que va ocupando un electrón en su movimiento alrededor del núcleo, obtendremos el orbital. La zona donde la nube de puntos es más densa indica que ahí es más probable encontrar al electrón.

El modelo mecano-cuántico del átomo es un modelo matemático basado en la Ecuación de Schrödinger. Las soluciones son unos números llamados números cuánticos. Se simbolizan de la siguiente forma:

n: Número cuántico principal. Toma valores desde enteros positivos, desde $n = 1$ hasta $n = 7$. Nos indica la energía del orbital y su tamaño (cercanía al núcleo).

l: Número cuántico secundario o azimutal. Toma valores desde 0 hasta $(n-1)$. Nos indica la forma y el tipo del orbital.

- Si $l = 0$ el orbital es tipo s. (Se presentan de 1 en 1).
- Si $l = 1$ el orbital es tipo p. (Se presentan de 3 en 3).
- Si $l = 2$ el orbital es tipo d. (Se presentan de 5 en 5).
- Si $l = 3$ el orbital es tipo f. (Se presentan de 7 en 7).

m: Número cuántico magnético. Toma valores desde $-l$ hasta $+l$ pasando por 0. Nos indica la orientación espacial del orbital.

s: Número cuántico de spin. Toma valores $-1/2$ y $1/2$. Nos indica el giro del electrón en un sentido o el contrario.

Por ejemplo, si $n = 1$ entonces $l = 0$ sólo hay un orbital, el 1s. Si $n = 2$, tenemos $l = 0$ (1 orbital 2s) y $l = 1$ (3 orbitales 2p). Si $n = 3$, tenemos $l = 0$ (1 orbital 3s), $l = 1$ (3 orbitales 3p) y $l = 2$ (5 orbitales 3d). Si $n = 4$, tenemos $l = 0$ (1 orbital 4s), $l = 1$ (3 orbitales 4p), $l = 2$ (5 orbitales 4d) y $l = 3$ (7 orbitales 4f).




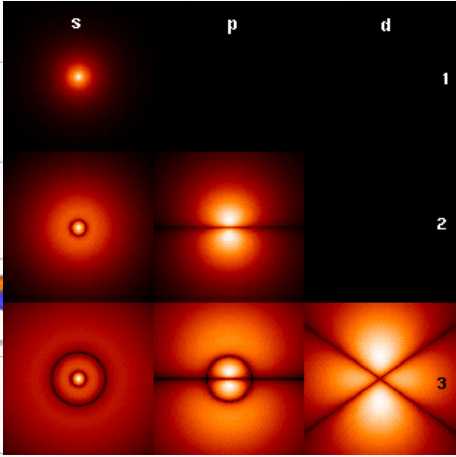

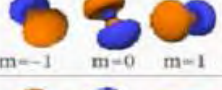



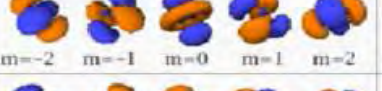


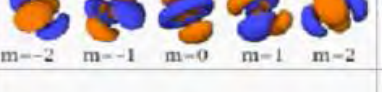

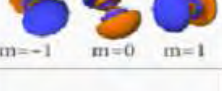

Erwin Schrödinger (1887 - 1961). Físico austriaco.



En 1926 publicó una serie de artículos que sentaron las bases de la moderna Mecánica Cuántica ondulatoria, y en los cuales elaboró su famosa ecuación diferencial, que relaciona la energía asociada a una partícula microscópica con la función de onda descrita por dicha partícula. Dedujo este resultado tras utilizar la hipótesis de De Broglie, enunciada en 1924, según la cual la materia y las partículas microscópicas, éstas en especial, son de naturaleza dual y se comportan a la vez como onda y como cuerpo. La ecuación de Schrödinger da como resultado funciones de onda, relacionadas con la probabilidad de que se dé un determinado suceso físico, tal como puede ser una posición específica de un electrón en su órbita alrededor del núcleo.

Compartió el Premio Nobel de Física del año 1933 con Paul Dirac por su contribución al desarrollo de la mecánica cuántica.

Estructura del átomo y enlaces

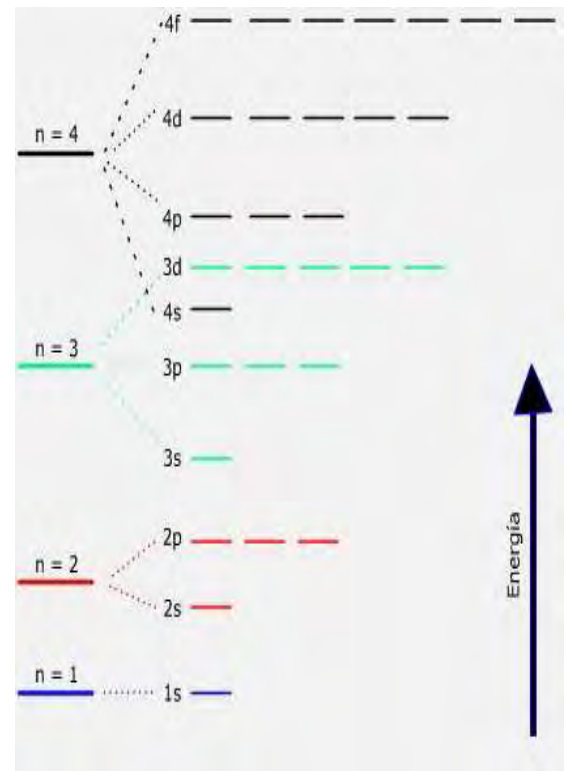
	s (l=0)	p (l=1)	d (l=2)	f (l=3)	
n=1	 m=0				
n=2	 m=0	 m=-1 m=0 m=1			
n=3	 m=0	 m=-1 m=0 m=1	 m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2		
n=4	 m=0	 m=-1 m=0 m=1	 m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2		m=3
n=5	 m=0	 m=-1 m=0 m=1	 m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2		
n=6	 m=0	 m=-1 m=0 m=1			
n=7	 m=0				

Niveles de energía y orbitales

En un átomo los electrones ocuparán orbitales de forma que su energía sea la menor posible. Por ello se ordenan los orbitales en base a su nivel energético creciente.

La energía de los orbitales para átomos de varios electrones viene determinada por los números cuánticos n y l . En la figura de la derecha se muestran los orbitales de los 4 primeros niveles de energía (desde $n = 1$ hasta $n = 4$) y su orden de energía. Puede verse que la energía de los orbitales no coincide exactamente con el orden de los niveles. Por ejemplo, el subnivel $4s$ tiene una menor energía que el $3d$.

Todos los orbitales de un mismo tipo que hay en un nivel tienen igual energía; por eso se colocan a la misma altura.



Configuración electrónica

La configuración electrónica de un átomo es el modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo de ese átomo. Es decir, cómo se reparten esos electrones entre los distintos niveles y orbitales.

La configuración electrónica de un átomo se obtiene siguiendo unas reglas:

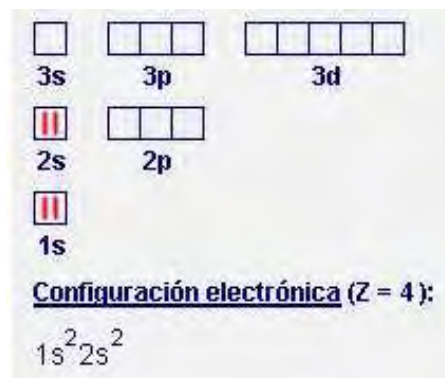
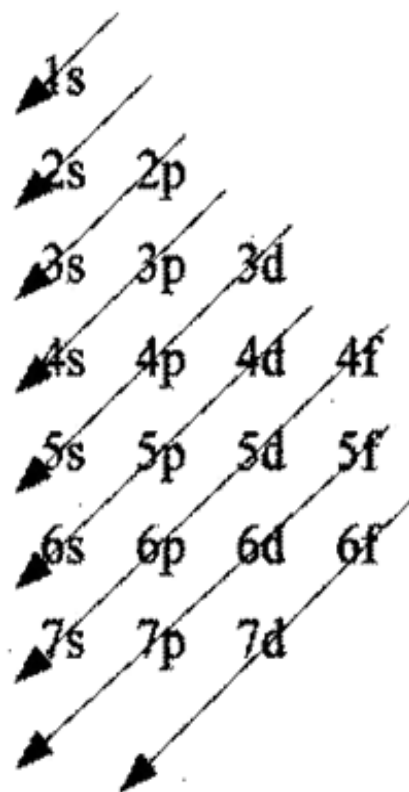
- 1.- En cada orbital sólo puede haber 2 electrones.
- 2.- Los electrones se van colocando en la corteza ocupando el orbital de menor energía que esté disponible.
- 3.- Cuando hay varios orbitales con la misma energía (3 orbitales p, por ej.) pueden entrar en ellos hasta $3 \cdot 2 = 6$ electrones.

Para recordar el orden de llenado de los orbitales se aplica el diagrama de Möeller que puedes ver en la imagen de la derecha. Debes seguir el orden de las flechas para ir añadiendo electrones. (No todos los elementos cumplen esta regla).

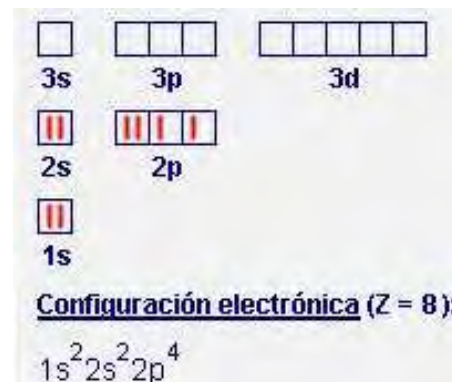
Para representar la configuración electrónica de un átomo se escriben los nombres de los orbitales (1s, 2p, etc.) y se coloca como superíndice el número de electrones que ocupan ese orbital o ese grupo de orbitales.

El litio tiene número atómico $Z = 3$, esto quiere decir que tiene 3 electrones en su corteza. Siguiendo el diagrama de Möeller nos encontramos el orbital 1s, en él caben 2 electrones: $1s^2$. Nos queda por situar 1 electrón que irá al siguiente orbital: $2s^1$. Por tanto, la configuración electrónica del litio es: $1s^2 2s^1$.

El oxígeno tiene número atómico $Z = 8$, esto quiere decir que tiene 8 electrones en su corteza. Siguiendo el diagrama de Möeller nos encontramos el orbital 1s, en él caben 2 electrones: $1s^2$. Nos quedan 6 electrones por situar: 2 entrarán en el orbital 2s: $2s^2$ y los 4 restantes se situarán en los 3 orbitales 2p, donde pueden entrar hasta 6 electrones como máximo, si hay menos pues se colocan los que haya: $2p^4$. Su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^4$.



Configuración electrónica del berilio.



Configuración electrónica del oxígeno.

3. La tabla periódica

Historia

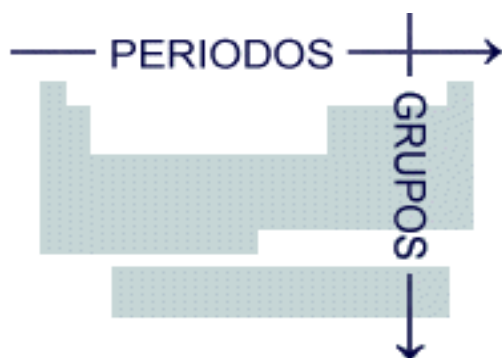
La historia de la tabla periódica está marcada principalmente por el descubrimiento de los elementos químicos. Elementos como oro, plata, hierro o cobre eran conocidos desde la antigüedad; sin embargo, no fue hasta los siglos XVIII y XIX cuando se descubren la mayoría de los restantes elementos, ya que mejoran las técnicas de trabajo científico.

La aparición de gran cantidad de elementos hizo que se pusieran de manifiesto semejanzas en propiedades, masas relacionadas o comportamientos químicos parecidos. Estas semejanzas empujaron a los químicos a buscar algún tipo de clasificación, de tal manera que se facilitase su conocimiento y descripción, y se impulsara el descubrimiento de nuevos elementos.

La tabla periódica actual o sistema periódico está basada en la propuesta por D. Mendeleiev en 1869. En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Además de esto, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas.

Existen 7 filas horizontales que se denominan períodos y 18 columnas verticales que se denominan grupos.

Los elementos también se clasifican en: metales (sus átomos tienden a perder electrones y formar cationes), no metales (sus átomos tienden a ganar electrones y formar aniones) y semimetales (sus átomos se transforman con dificultad en iones positivos) de acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.



Dimitri Mendeleiev (1834 - 1907). Químico ruso, padre de la tabla periódica de los elementos. Desde joven se destacó en Ciencias en la escuela, no así en ortografía. Un cuñado suyo exiliado por motivos políticos y un químico de la fábrica le inculcaron el amor por las ciencias.



Se graduó en 1855 como el primero de su clase. Presentó la tesis Sobre volúmenes específicos para conseguir la plaza de maestro de escuela, y la tesis Sobre la estructura de las combinaciones silíceas para alcanzar la plaza de cátedra de química en la Universidad de San Petersburgo. A los 23 años era ya encargado de un curso de dicha universidad.

Entre sus trabajos destacan los estudios acerca de la expansión térmica de los líquidos, el descubrimiento del punto crítico, el estudio de las desviaciones de los gases reales respecto de lo enunciado en la ley de Boyle-Mariotte y una formulación más exacta de la ecuación de estado. Pero su principal logro investigador fue el establecimiento del llamado sistema periódico de los elementos químicos, o tabla periódica, gracias al cual culminó una clasificación definitiva de los citados elementos (1869) y abrió el paso a los grandes avances experimentados por la Química en el siglo XX.

Estructura del átomo y enlaces

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be																
3	Na	Mg																
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc	Uuh	Uuq		

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Metales
No metales
Semimetales

Grupos y períodos

La colocación de los elementos en la tabla periódica se hace teniendo en cuenta la configuración electrónica.

En cada período aparecen los elementos cuyo último nivel de su configuración electrónica coincide con el número del período, ordenados por orden creciente de número atómico. Por ej., el período 3 incluye los elementos cuyos electrones más externos están en el nivel 3;

Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

En cada grupo aparecen los elementos que presentan el mismo número de electrones en el último nivel ocupado o capa de valencia. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 13 contienen 3 electrones en su capa más externa y el último electrón queda en un orbital p;

B (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$.

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be																
3	Na	Mg																
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc	Uuh	Uuq		

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Configuración electrónica (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Período: 3
 Grupo: 1 (s^1)
 ALCALINOS

Colocación del sodio

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be																
3	Na	Mg																
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc	Uuh	Uuq		

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Configuración electrónica (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ Período: 3
 Grupo: 13 (p^1)
 TÉRREOS

Colocación del aluminio

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be																
3	Na	Mg																
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc	Uuh	Uuq		

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Configuración electrónica (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$ Período: 2
 Grupo: 13 (p^1)
 TÉRREOS

Colocación del boro

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be																
3	Na	Mg																
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc	Uuh	Uuq		

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Configuración electrónica (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ Período: 3
 Grupo: 13 (p^1)
 TÉRREOS

Colocación del aluminio

Estructura del átomo y enlaces

Períodos: En la tabla periódica los elementos están ordenados de forma que aquellos con propiedades químicas semejantes, se encuentren situados cerca uno de otro.

Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.

El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Es decir, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro capas electrónicas.

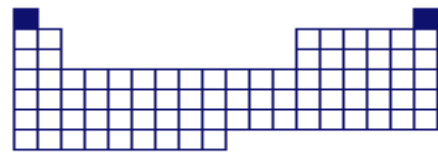
Grupos: Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.

En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

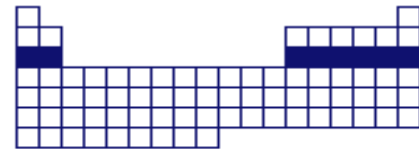
Así, si nos fijamos en la configuración electrónica de los elementos del primer grupo, el grupo 1 o alcalinos:

Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	$1s^1$
Litio	Li	$2s^1$
Sodio	Na	$3s^1$
Potasio	K	$4s^1$
Rubidio	Rb	$5s^1$
Cesio	Cs	$6s^1$
Francio	Fr	$7s^1$

La configuración electrónica de su última capa es igual, variando únicamente el periodo del elemento.



Período 1 (2 elementos)



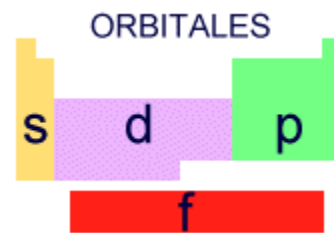
Período 3 (8 elementos)



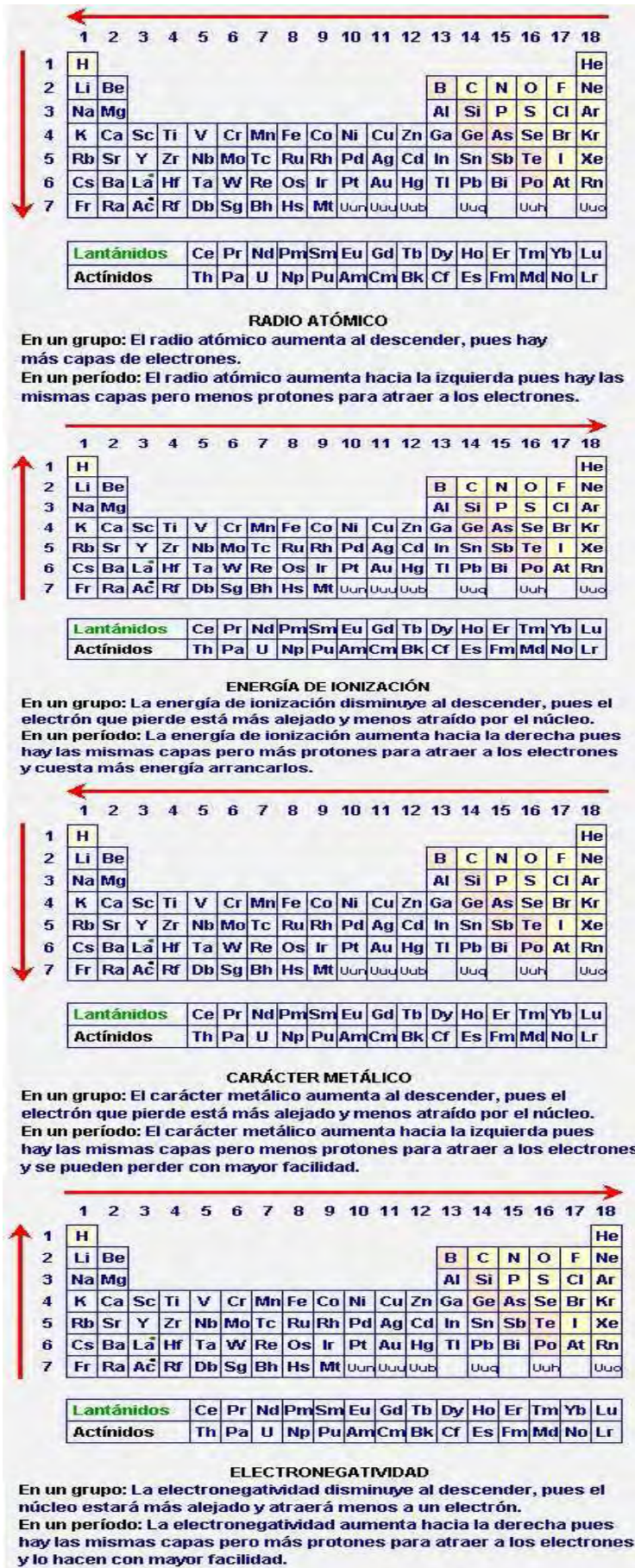
Período 4 (18 elementos)



Período 6 (32 elementos)



Estructura del átomo y enlaces



Propiedades periódicas

La utilidad de la Tabla Periódica reside en que la ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos. Por ejemplo, todos los elementos de un mismo grupo poseen un comportamiento químico similar, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa (estos electrones son los que normalmente intervienen en las reacciones químicas).

Existen, por tanto, muchas propiedades de los elementos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica, como son: radio atómico, energía de ionización, carácter metálico y electronegatividad.

Radio atómico: Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Energía de ionización: Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

Carácter metálico: Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

Electronegatividad: Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.

4. El enlace químico

Regla del octeto

Casi todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Las fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan enlaces químicos.

Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a 8, estructura que coincide con la de los elementos del grupo 18 o gases nobles. Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados.

Los átomos se unen para formar enlaces porque así consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de **regla del octeto**.

Enlace covalente

El **enlace covalente** se produce cuando se combinan entre sí dos átomos de elementos no metálicos. Los no metales necesitan ganar electrones para alcanzar la configuración de gas noble y el único modo de hacerlo, entre ellos, es compartiendo electrones; es decir:

El enlace covalente se da entre átomos que comparten electrones. Estos electrones son atraídos por los núcleos de los dos átomos.

G. N. Lewis propuso representar los enlaces usando los símbolos de los elementos y puntos para los electrones de valencia. El par de electrones compartidos se representa por una raya entre los átomos:



Gilbert N. Lewis (1875 - 1946). Físicoquímico estadounidense, famoso por su trabajo llamado Estructura de Lewis o diagramas de puntos. Desarrolló un intenso trabajo en cuestiones relativas principalmente a la Química, publicando numerosos artículos con los resultados de sus investigaciones.



En 1908 publicó el primero de varios artículos sobre la Teoría de la relatividad, en el cual dedujo la relación masa-energía por un camino distinto que Einstein.

En 1916 formuló la idea que un enlace covalente consiste en un par de electrones compartidos y creó el término molécula impar cuando un electrón no es compartido. Sus ideas fueron desarrolladas por Irving Langmuir y sirvieron de inspiración para los estudios de Linus Pauling.

En 1923, formuló la teoría del par electrónico para las reacciones ácido - base.

Propuso también la teoría del octeto o regla del octeto.

Murió a los 70 años de un ataque cardíaco mientras se encontraba trabajando en su laboratorio en Berkeley.

Estructura del átomo y enlaces

En la notación de Lewis se representan por puntos los electrones de valencia del átomo, es decir, los electrones más externos de orbitales s y p.

Hidrógeno

Notación de Lewis

H: 1s¹



En la notación de Lewis del Hidrógeno, sólo hay 1 electrón externo, el que está en el orbital 1s y, por tanto, se representa con el símbolo del elemento, H, y un punto a su alrededor.

Oxígeno

Notación de Lewis

O: 1s²2s²2p⁴



En la notación de Lewis del Oxígeno, hay 6 electrones externos, 2 que están en el orbital 2s y 4 en los orbitales 2p; por tanto, se representa con el símbolo del elemento, O, y 6 puntos alrededor.

Hidrógeno con Oxígeno



El átomo de Oxígeno tiene 6 electrones externos. El átomo de Hidrógeno tiene 1 electrón externo. Para tener configuración del gas noble Ne, el Oxígeno necesita ganar 2 electrones. Para tener configuración del gas noble He, el Hidrógeno necesita ganar un electrón. La solución está en unirse un átomo de Oxígeno con 2 átomos de Hidrógeno. Así el Oxígeno tiene 8 electrones y cada Hidrógeno 2 electrones en su última capa.

La fórmula de esta sustancia es H₂O

Hidrógeno con Nitrógeno

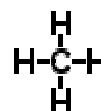


El átomo de Nitrógeno tiene 5 electrones externos. El átomo de Hidrógeno tiene 1 electrón externo. Para tener configuración del gas noble Ne, el Nitrógeno necesita ganar 3 electrones. Para tener configuración del gas noble He, el Hidrógeno necesita ganar un electrón. La solución está en unirse un átomo de Nitrógeno con 3 átomos de Hidrógeno. Así el Nitrógeno tiene 8 electrones y cada Hidrógeno 2 electrones en su última capa.

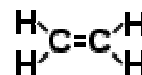
La fórmula de esta sustancia es NH₃

Si dos átomos de no metal se aproximan, ambos intentarán arrebatarse al otro electrones para completar su capa de valencia con ocho electrones. Como ninguno tiene tendencia a soltar electrones, los compartirán. Se ha formado un enlace covalente.

En el enlace covalente los átomos se unen dos a dos, compartiendo dos, cuatro o seis electrones y recibiendo el nombre de enlace simple, enlace doble o enlace triple. Cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.



Enlace simple (se comparte 1 electrón de cada átomo).



Enlace doble (se comparten 2 electrones de cada átomo).



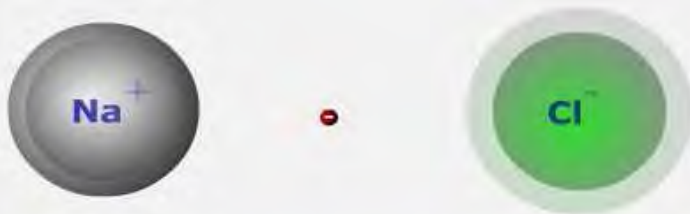
Enlace triple (se comparten 3 electrones de cada átomo).

Estructura del átomo y enlaces

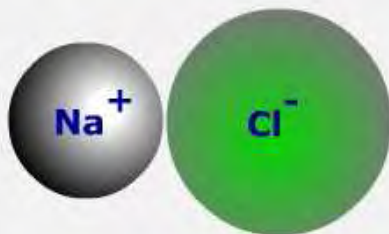
La formación del cloruro sódico, NaCl, ocurre de la siguiente forma:

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ----> Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$
Le sobra 1 electrón para tener estructura del gas noble Ne. Al perder el electrón forma un catión Na^+ .

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ----> Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Le falta 1 electrón para tener estructura del gas noble Ar. Al ganar el electrón forma un anión Cl^- .



El sodio, Na, pierde su electrón más externo y el cloro, Cl, lo gana. Se origina un catión Na^+ y un anión Cl^- . La atracción entre ambos iones es de naturaleza electrostática y muy fuerte, con lo cual se acercarán entre sí formando el enlace iónico.



Los cationes y los aniones se colocan en posiciones cercanas y de forma ordenada, dando lugar a un cristal iónico. Por este motivo, el enlace iónico es fuerte. Las sustancias iónicas son sólidas a temperatura ambiente y presentan puntos de fusión y de ebullición elevados.

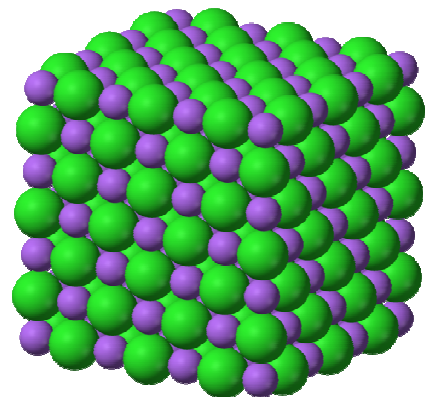
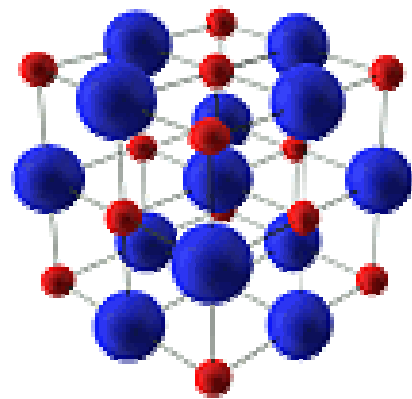


Enlace iónico

El **enlace iónico** se produce cuando se combinan un metal y un no metal. El metal alcanza la configuración electrónica de gas noble perdiendo electrones (convirtiéndose en catión). El no metal gana electrones (convirtiéndose en un anión). Es decir:

El enlace iónico se da entre iones de distinto signo, ya que las cargas de distinto signo se atraen.

En un compuesto iónico, la fórmula sólo nos indica la proporción en la que se encuentran los átomos. En el enlace iónico no se forman moléculas aisladas. Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos.

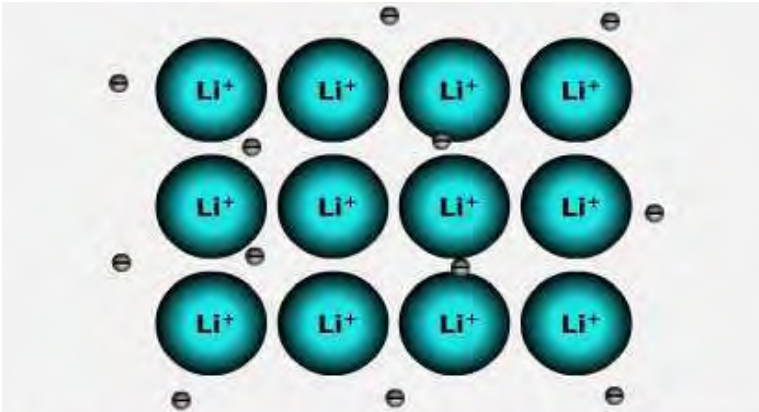


Estructura del átomo y enlaces

La formación del enlace metálico en el litio, Li, ocurre de la siguiente forma:

Li: $1s^2 2s^1$
Le sobra 1 electrón para tener estructura del gas noble He.

-----> Li^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$
Al perder el electrón forma un catión Li^+ .



Los átomos del metal pierden los electrones necesarios para tener estructura externa de gas noble y quedan cargados positivamente. Los electrones se quedan moviéndose entre los átomos positivos formando una "nube" de carga negativa que mantiene unidos a los átomos positivos. Esto da lugar a una red metálica.

Enlace metálico

El **enlace metálico** se produce cuando se combinan metales entre sí. Los átomos de los metales necesitan ceder electrones para alcanzar la configuración de un gas noble. En este caso, los metales pierden los electrones de valencia y se forma una nube de electrones entre los núcleos positivos.

El enlace metálico se debe a la atracción entre los electrones de valencia de todos los átomos y los cationes que se forman.

Este enlace se presenta en el oro, la plata, el aluminio, etc. Los electrones tienen cierta movilidad; por eso, los metales son buenos conductores de la electricidad. La nube de electrones actúa como "pegamento" entre los cationes. Por esta razón casi todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.



Estructura del átomo y enlaces

Enlaces intermoleculares

Al estudiar el enlace covalente en las sustancias moleculares hemos visto los enlaces que se dan en el interior de las moléculas, es decir, los intramoleculares. Por ejemplo, en la molécula de agua, entre el oxígeno y los dos hidrógenos.

También hay que tener en cuenta la existencia de fuerzas que unen las diferentes moléculas de agua: las fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas de las sustancias covalentes. No son enlaces, suelen ser mucho más débiles que las intramoleculares.

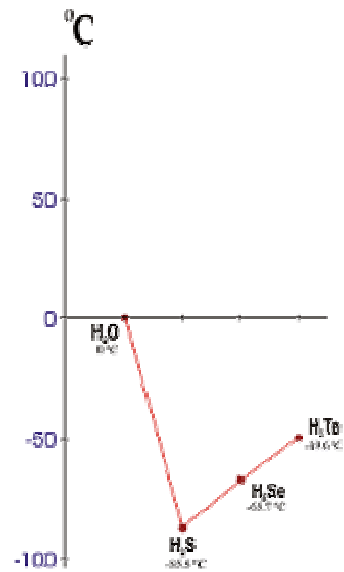
Las fuerzas intermoleculares pueden ser de dos clases: Fuerzas de Van der Waals (Fuerzas de naturaleza electrostática. Bastante débiles) y Enlaces de hidrógeno (Fuerzas entre un átomo de hidrógeno y átomos muy pequeños y muy electronegativos, tales como: nitrógeno, oxígeno y flúor).

El enlace de hidrógeno en el agua

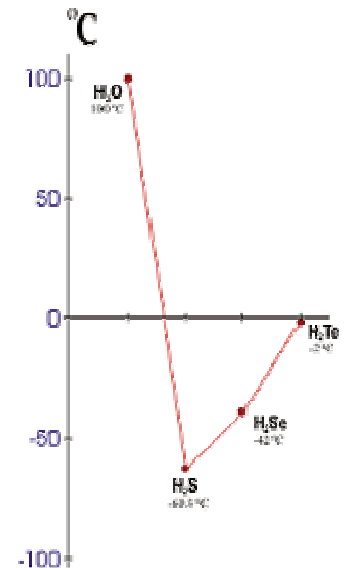
Las fuerzas intermoleculares en el agua son mucho mayores de lo que cabría esperar de su composición. Esto puede ponerse de manifiesto si se estudian los puntos de fusión o de ebullición de los hidruros de los anfígenos. El punto de fusión del agua es mucho más alto de lo que debería y lo mismo ocurre con su punto de ebullición, lo que indica que hay una fuerza intermolecular muy intensa entre las moléculas de agua.

El enlace o puente de hidrógeno se produce cuando hay un enlace covalente entre el hidrógeno y el flúor, el oxígeno o el nitrógeno. La polaridad de este enlace, junto con el poco tamaño de los átomos que hace que se puedan acercarse mucho, permiten al hidrógeno fluctuar de una molécula a otra, aumentando su unión.

El puente de hidrógeno es una fuerza intermolecular muy común en las sustancias biológicas y es responsable de muchas de las propiedades y la estructura tridimensional de las biomoléculas, como proteínas o ácidos nucleicos. De hecho, es la formación de puente de hidrógeno lo que da su estructura al ADN y ocasiona que la base citosina esté siempre enfrentada con la molécula de guanina y la de timina con la adenina en la doble hélice del ADN.



Puntos de fusión de los hidruros del grupo del oxígeno. (El agua debería congelar a **menos de -100 °C**).



Puntos de ebullición de los hidruros del grupo del oxígeno. (El agua debería hervir a **menos de -50 °C**).

5. Formulación química

Formulación y nomenclatura

En química se emplean una serie de fórmulas para representar a los compuestos. Se sigue el criterio universal de la IUPAC. Para formular se deben conocer los conceptos de valencia (capacidad que posee un átomo para combinarse con otro. El átomo de hidrógeno se toma como referencia, ya que tiene valencia 1) y de número de oxidación (es el número de electrones que un átomo puede captar o ceder – total o parcialmente – al formar un compuesto. Es negativo si gana electrones y positivo si los pierde). (Los números de oxidación de los elementos más comunes los puedes ver en la tabla periódica de la derecha).

Al formular un compuesto binario (dos elementos) se escribe en primer lugar el elemento situado más a la izquierda del sistema periódico (menos electronegativos), y en 2º lugar el situado a la derecha (más electronegativo). Las valencias se intercambian colocándolas como subíndices y simplificando, teniendo en cuenta que el número 1 no se escribe y que en la fórmula final sólo pueden aparecer números enteros.

Prefijos

Mono-: 1 átomo.

Di-: 2 átomos.

Tri-: 3 átomos.

Tetra-: 4 átomos.

Penta-: 5 átomos.

Hexa-: 6 átomos.

Hepta-: 7 átomos.

Octa-: 8 átomos.

Nona-: 9 átomos.

Deca-: 10 átomos.

Prefijos y nomenclaturas

Además de los nombres de los elementos y sus símbolos, la IUPAC es el organismo encargado de establecer las normas y reglas por las que deben regirse la escritura de las fórmulas de los compuestos químicos y cómo han de nombrarse. Lo que se llama formulación y nomenclatura de las sustancias químicas.

La IUPAC admite una única fórmula para cada compuesto químico, hay una única formulación. Sin embargo la misma IUPAC admite dos nomenclaturas, dos formas de nombrar las distintas sustancias, la nomenclatura sistemática y la nomenclatura de Stock. Para algunos compuestos admite, además, nombres tradicionales.

La nomenclatura sistemática, y en parte la nomenclatura de Stock, se basa en el empleo de prefijos que indican la cantidad de átomos o agrupaciones de átomos presentes en la fórmula y que, al formular, aparecen como subíndices.

Una fórmula química consta siempre de los símbolos químicos de los elementos que forman la molécula de la sustancia y un subíndice que indicará el número de átomos que la forman, si no aparece ningún subíndice, se entenderá que hay un átomo. Si el subíndice se coloca tras un paréntesis, afectará a todos los elementos incluidos en él.

Estructura del átomo y enlaces

Hidruros

Los **hidruros metálicos** son combinaciones del hidrógeno con un metal. En estos compuestos el hidrógeno siempre actúa con número de oxidación **-1**.

Se formulan colocando primero el símbolo del metal y después el del hidrógeno e intercambiando las valencias, que se colocan como subíndices. Ejemplo: MgH_2 .

Nomenclatura de Stock: Se nombran con la palabra hidruro seguida del nombre del metal e indicando entre paréntesis el número de oxidación, en números romanos, sólo en caso de tener más de un número. Ejemplo: PbH_2 sería el Hidruro de plomo (II).

Nomenclatura Sistemática: Se nombran indicando el número de átomos de hidrógeno con los prefijos mono-, di-, tri-, tetra-, etc., seguido del nombre del metal. Ejemplo: PbH_2 sería el Dihidruro de plomo.

Los **hidruros no metálicos** son las combinaciones del hidrógeno con un metal (halógenos, grupo 17, y anfígenos, grupo 16). En estos compuestos el hidrógeno siempre actúa con número de oxidación **+1**.

Se formulan colocando primero el símbolo del hidrógeno y después el del no metal. se intercambian las valencias, que se colocan como subíndices. Ejemplo: H_2S .

Nomenclatura Sistemática: Se nombran añadiendo el sufijo -uro al nombre del no metal, seguido de las palabras de hidrógeno. Ejemplo: HCl sería el Cloruro de hidrógeno.

Nomenclatura Tradicional: Se nombran con la palabra ácido seguida del nombre del no metal acabado en -hídrico. Ejemplo: HCl sería el Ácido clorhídrico.

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA DE STOCK:

HIDRURO DE SODIO

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

DIHIDRURO DE MERCURIO

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA TRADICIONAL:

ÁCIDO SULFÚRICO

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

SULFURO DE HIDRÓGENO

Estructura del átomo y enlaces

Óxidos

Los **óxidos** son combinaciones del oxígeno con otro elemento, metal o no metal. En estos compuestos el oxígeno siempre actúa con número de oxidación **-2**.

Se formulan colocando primero el símbolo del elemento (metal o no metal) y después el del oxígeno e intercambiando las valencias, que se colocan como subíndices, y simplificando siempre que sea posible. Ejemplo: CO₂.

Nomenclatura de Stock: Se nombran con la palabra óxido seguida del nombre del metal o no metal e indicando entre paréntesis el número de oxidación, en números romanos, sólo en caso de tener más de un número. Ejemplo: PbO₂ sería el Óxido de plomo (IV).

Nomenclatura Sistemática: Se nombran indicando el número de átomos de oxígeno con los prefijos mono-, di-, tri-, tetra-, etc., seguido del prefijo con los átomos del elemento y el nombre del elemento. Ejemplo: PbO₂ sería el Dióxido de plomo.

FORMULACIÓN:

$$\text{Ag}^{+1}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{Ag}_2\text{O}$$

NOMENCLATURA DE STOCK:

ÓXIDO DE PLATA

FORMULACIÓN:

$$\text{Ag}^{+1}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{Ag}_2\text{O}$$

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

ÓXIDO DE DIPLATA

FORMULACIÓN:

$$\text{S}^{+4}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{S}_2\text{O}_4 \text{ ----> } \text{SO}_2$$

NOMENCLATURA DE STOCK:

ÓXIDO DE AZUFRE(IV)

FORMULACIÓN:

$$\text{S}^{+4}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{S}_2\text{O}_4 \text{ ----> } \text{SO}_2$$

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

DIÓXIDO DE AZUFRE

FORMULACIÓN:

$$\text{S}^{+6}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{S}_2\text{O}_6 \text{ ----> } \text{SO}_3$$

NOMENCLATURA DE STOCK:

ÓXIDO DE AZUFRE(VI)

FORMULACIÓN:

$$\text{S}^{+6}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{S}_2\text{O}_6 \text{ ----> } \text{SO}_3$$

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

TRIÓXIDO DE AZUFRE

FORMULACIÓN:

$$\text{Cl}^{+3}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{Cl}_2\text{O}_3$$

NOMENCLATURA DE STOCK:

ÓXIDO DE CLORO(III)

FORMULACIÓN:

$$\text{Cl}^{+3}\text{O}^{-2} \text{ ----> } \text{Cl}_2\text{O}_3$$

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

TRIÓXIDO DE DICLORO

Estructura del átomo y enlaces

Sales binarias

Las **sales binarias** son combinaciones de un no metal con un metal u otro no metal.

Se formulan colocando primero el símbolo del metal y después el del no metal e intercambiando las valencias, que se colocan como subíndices, y simplificando siempre que sea posible. Ejemplo: MgCl_2 . En el caso en que se unan dos no metales, se colocarían, de izquierda a derecha, según esta ordenación:

B, Si, C, Sb, As, P, N, Te, Se, S, I, Br, Cl, F.

Nomenclatura de Stock: Se nombran añadiendo el sufijo -uro al nombre del elemento situado a la derecha, seguido del nombre del elemento que aparece a la izquierda e indicando su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos, sólo si hay más de uno. Ejemplo: PbCl_2 sería el Cloruro de plomo (II).

Nomenclatura Sistemática: Se nombran indicando el número de átomos de cada elemento con los prefijos mono-, di-, tri-, etc., y añadiendo el sufijo -uro al nombre del elemento situado a la derecha de la fórmula. Ejemplo: FeCl_3 sería el Tricloruro de hierro.

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA DE STOCK:

FLUORURO DE HIERRO (III)

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

DIFLUORURO DE HIERRO

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA DE STOCK:

SULFURO DE SODIO

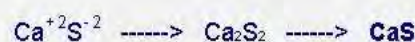
FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

SULFURO DE DISODIO

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA DE STOCK:

SULFURO DE CALCIO

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

SULFURO DE CALCIO

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA DE STOCK:

CLORURO DE ALUMINIO



Para practicar

- Un elemento tiene número atómico 92 y número másico 235:
 - ¿Cuántos protones tiene un átomo de este elemento?, b) ¿Cuántos neutrones tendrá?, c) ¿Cuántos electrones tendrá?
- Indica la configuración electrónica de un elemento que tiene de número atómico:
 - 40, b) 79, c) 3, d) 17, e) 93
- Indica grupo y periodo de un elemento que tiene de número atómico:
 - 49, b) 91, c) 35, d) 19, e) 6
- Indica, en orden cronológico, las distintas clasificaciones que se realizaron sobre los elementos a lo largo de la historia.
- Qué enlace se formará si se unen átomos de los siguientes elementos:
 - Potasio e Hidrógeno.
 - Sodio y Flúor.
 - Hidrógeno y Cloro.
 - Flúor y Flúor.
 - Sodio.
- Formula los siguientes compuestos:
 - Disulfuro de plomo.
 - Óxido de yodo (VII).
 - Óxido de dipotasio.
 - Trihidruro de oro.
 - Dióxido de carbono.
 - Ácido sulfhídrico.
 - Amoniaco.
 - Sulfuro de aluminio.
 - Bromuro de oro (I).



Para practicar

7. Nombra los siguientes compuestos mediante nomenclatura sistemática:

- a) N_2O
- b) HI
- c) CO_2
- d) CrH_3
- e) BaO
- f) NH_3
- g) KCl
- h) Na_2S
- i) K_2O

8. Nombra los siguientes compuestos mediante nomenclatura de Stock:

- a) FeCl_3
- b) PtCl_4
- c) Li_2O
- d) PbO_2
- e) MgH_2
- f) N_2O
- g) BeH_2
- h) NaCl
- i) CaS

Para saber más



Curiosidades científicas sobre los elementos químicos

El **fósforo**, P, fue descubierto en 1669 por Hennig Brand siguiendo este procedimiento: Recogió cierta cantidad de orina y la dejó reposar durante dos semanas. Luego la calentó hasta el punto de ebullición y quitó el agua, quedando un residuo sólido. Mezcló un poco de este sólido con arena, calentó la combinación fuertemente y recogió el vapor que salió de allí. Cuando el vapor se enfrió, formó un sólido blanco y cerúleo. Este sólido era fósforo. ¡Curiosamente, aquella sustancia **brillaba** en la oscuridad! Se le puso el nombre de fósforo, que en griego quiere decir "**portador de luz**". (La luminiscencia del fósforo se debe a que se combina espontáneamente con el aire en una combustión muy lenta).



La **datación radiométrica** consiste en averiguar el tiempo transcurrido desde la muerte de un organismo vivo, basándose en la vida media de algunos átomos radiactivos. La más famosa es la del **carbono-14**, ya que el carbono se toma de la atmósfera y se incorpora a los tejidos vivos constantemente. Cuando el organismo muere, el carbono-14 comienza a desintegrarse, teniendo una vida media de 5730 años. Estimando cuánto se ha desintegrado el carbono-14 se puede dar una idea de cuánto tiempo hace de la muerte de ese organismo.

El **cloro** es uno de los elementos químicos más contaminantes: Es un veneno mortal si es arrojado al mar o a los ríos. Basta ver las inmediaciones de algunas fábricas papeleras que utilizan cloro para blanquear el papel. Además, una sola molécula de cloro lanzada a la atmósfera destruye más de 9.000 moléculas de ozono, el gas que nos protege de las radiaciones negativas del Sol.

Los mineros del **cobre** en Alemania encontraban de vez en cuando cierto mineral azul que no contenía cobre (la mena de cobre suele ser azul). Los mineros descubrieron que este mineral en particular les hacía **enfermar** (pues contenía arsénico, cosa que desconocían). Por tanto, bautizaron a este maligno elemento como "**cobalto**", nombre que las leyendas alemanas asignan a un **malévolo espíritu** de la tierra. En la década de 1730, un médico sueco llamado Jorge Brandt empezó a interesarse por la química de este mineral (la mena azul que no contenía cobre). Lo calentó con carbón vegetal y finalmente lo redujo a un metal que se comportaba como el hierro. Era atraído por un imán: la primera sustancia diferente al hierro que se había encontrado que poseyera esta propiedad. Quedaba claro que no se trataba de hierro, puesto que no formaba una oxidación de tono pardorrojizo, como lo hacía el hierro. Brandt decidió que debía de tratarse de un nuevo metal, que no se parecía a ninguno de los ya conocidos. Lo llamó cobalto y ha sido denominado así a partir de entonces.





Recuerda lo más importante

Modelos atómicos

Modelo de Thomson: Esfera positiva con electrones incrustados.

Modelo de Rutherford: Núcleo positivo y con casi toda la masa y electrones girando alrededor.

Modelo de Bohr: Núcleo positivo y los electrones girando en determinadas órbitas.

Modelo mecano-cuántico: Los electrones se encuentran en orbitales. Se llama **orbital** a la región del espacio en la que existe una probabilidad elevada (superior al 90 %) de encontrar al electrón. Existen 4 tipos: s, p, d, f.

Estructura atómica

El átomo es una estructura con un núcleo muy pequeño en relación al tamaño total del átomo. En el núcleo hay protones y neutrones y en la corteza se encuentran los electrones.

Identificación de átomos

- **Número atómico (Z):** N^o de protones de un átomo.

- **Número másico (A):** N^o de protones + N^o de neutrones de un átomo.

Distribución de electrones en un átomo

Se llama configuración electrónica de un átomo al modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo, de ese átomo, en niveles y orbitales. La energía de los orbitales no coincide exactamente con el orden de los niveles. El diagrama de Möeller describe el reparto.

El enlace químico

Enlace covalente: Se da entre átomos que comparten electrones. NO METAL con NO METAL.

Enlace iónico: Se da entre iones de distinto signo. METAL con NO METAL.

Enlace metálico: Se produce entre los cationes del metal y los electrones de valencia desprendidos. METAL con METAL.

La tabla periódica

Incluye todos los elementos químicos conocidos. Existen **7 períodos** y **18 grupos**. La colocación de un elemento químico en una casilla concreta depende de su configuración electrónica.

Las **propiedades periódicas** de los elementos químicos, son aquéllas que podemos estudiar con la posición del elemento en la Tabla periódica.

Formulación y nomenclatura química

Hidruros metálicos: Combinaciones de H y Metal. El H actúa con n^o de oxidación -1. Ejemplo: NaH.

Hidruros no metálicos: Combinaciones de H y un No metal. El H actúa con n^o de oxidación +1. Ejemplo: HCl.

Óxidos: Combinaciones de O con un Metal o un No metal. El O actúa con n^o de oxidación -2. Ejemplo: CO₂.

Sales binarias: Combinaciones de un Metal o un No metal con un No metal. Ejemplo: NaCl.

Autoevaluación



1. El átomo de número atómico 7 tiene de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$. Indica el número de electrones de valencia que posee ese átomo.
2. Un átomo neutro tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Indica el número atómico (Z) de este átomo.
3. Un átomo de un elemento tiene de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. ¿A qué grupo de la tabla pertenece?
4. El elemento de número atómico 20, ¿en qué período de la tabla se encontrará?
5. Selecciona entre los siguientes elementos aquél que tenga mayor electronegatividad: Flúor, sodio, cloro y carbono.
6. Al combinarse los átomos de sodio (un metal alcalino) con los átomos de yodo (un no metal del grupo de los halógenos), lo más normal es que entre ellos se forme un enlace
7. Indica el nombre del compuesto de fórmula FeO.
8. Indica la fórmula del compuesto Fluoruro de potasio.
9. Un átomo con 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones es un: a) Cation con carga +2, b) Cation con carga +1, c) Anion con carga -1, d) Anion con carga -2.
10. El modelo en el que los electrones giran en la corteza del átomo en órbitas definidas, es el modelo de

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. a) 92, b) 143, c) 92
2. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$
c) $1s^2 2s^1$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^5$
3. a) Período 5 y Grupo 13, b) Período 7 y Elementos de transición interna,
c) Período 4 y Grupo 17, d) Período 4 y Grupo 1, Período 2 y Grupo 14.
4. a) Metales y no metales, b) Triadas, c) Octavas, d) Tabla de Mendeleiev y Meyer.
5. a) Iónico, b) Iónico, c) Covalente, d) Covalente, e) Metálico.
6. a) PbS_2 , b) I_2O_7 , c) K_2O , d) AuH_3 , e) CO_2 , f) H_2S g) NH_3 h) Al_2S_3 , i) $AuBr$.
7. a) Óxido de dinitrógeno, b) Ioduro de hidrógeno, c) Dióxido de carbono,
d) Trihidruro de cromo, e) Óxido de bario, f) Trihidruro de nitrógeno,
g) Cloruro de potasio, h) Sulfuro de disodio, i) Óxido de dipotasio.
8. a) Cloruro de hierro (III), b) Cloruro de platino (IV), c) Óxido de litio,
d) Óxido de plomo (IV), e) Hidruro de magnesio, f) Hidruro de berilio
g) Óxido de nitrógeno (I), h) Cloruro de sodio, i) Sulfuro de calcio.

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. 5
2. 14
3. 15
4. 4
5. Flúor
6. Iónico
7. Óxido de hierro (II)
8. KF
9. Anión con carga -2
10. Bohr

No olvides enviar las actividades al tutor ►