

ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y SISTEMA PERIÓDICO

PRIMERAS AGRUPACIONES DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

A lo largo del siglo XIX se avanzó notablemente en el descubrimiento de elementos químicos y en la determinación de sus propiedades. Se observaron comportamientos químicos similares de varios elementos y se planteó la búsqueda de una clasificación de los mismos para dar cuenta de las semejanzas de comportamiento observadas.

En 1817 Döbereiner (1780-1849) apreció un notable parecido en las propiedades de algunos grupos de tres elementos. Estos grupos de tres, además de mostrar propiedades semejantes, presentaban una variación gradual en esas propiedades al avanzar del primero al último. Diez años después, en 1827, tras haber comprobado que aumentaba el número de grupos de tres elementos en los que se daba este tipo de relación, planteó el concepto de que en la naturaleza existían triadas, definidas de tal forma que el elemento central de la triada tenía propiedades que eran un promedio de los otros dos miembros (ley de triadas).

Triadas de Döbereiner					
Elementos	Compuestos	Elementos	Compuestos	Elementos	Compuestos
Litio	LiCl LiOH	Calcio	CaCl ₂ CaSO ₄	Azufre	H ₂ S SO ₂
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	SrCl ₂ SrSO ₄	Selenio	H ₂ Se SeO ₂
Potasio	KCl KOH	Bario	BaCl ₂ BaSO ₄	Teluro	H ₂ Te TeO ₂

Döbereiner intentó relacionar las propiedades químicas de los elementos que formaban cada triada con sus masas atómicas relativas y encontró que la masa atómica promedio de las masas de los elementos extremos, tenía un valor muy próximo a la del que quedaba colocado en medio de la triada [por ejemplo, en la triada de halógenos, formada por cloro, bromo y yodo, la masa atómica relativa del bromo (79.9) es aproximadamente la media entre la del cloro (35.5) y la del yodo (127)]. Además hizo notar que los elementos de cada triada formaban compuestos semejantes, tal como se señala en las tres triadas que recoge la tabla adjunta.

Esta contribución de Döbereiner indujo a la búsqueda de otros elementos y de regularidades en sus propiedades. A lo largo de un periodo de más de 30 años se fue viendo que los tipos de relaciones químicas que había encontrado Döbereiner se extendían a un número mayor de tres elementos. Así, por ejemplo, se añadió el flúor a la triada inicial de halógenos; se agruparon oxígeno, azufre, selenio y telurio, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto fueron agrupados por otra parte,... Todo lo cual suponía sustituir el concepto inicial de triadas por el de **grupos o familias**.

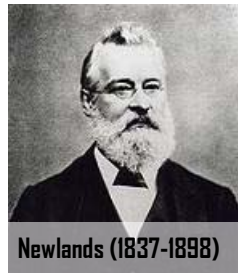
En la segunda mitad del siglo XIX ya se conocían más de 50 elementos químicos. En 1862 De Chancourtois (1820-1886), geólogo mineralogista francés, fue el primero en colocarlos en orden creciente de su masa atómica relativa y poner a la vez en evidencia una cierta periodicidad en sus propiedades. Para mostrarla construyó en 1864 una hélice de papel arrollada sobre un cilindro vertical. Los elementos aparecían ordenados por sus masas atómicas relativas y sobre la misma generatriz quedaban situados elementos con propiedades similares. Este diagrama recibió poca atención, en parte debido a que pareció muy complicado, y también porque fue planteado con un enfoque más geológico que químico.

Mientras tanto, el químico inglés Gladstone (1827-1902) también había señalado la utilidad de ordenar a los elementos según masas atómicas crecientes y su compatriota Newlands (1837-1898) investigó detalladamente esa posibilidad. En 1864 comunicó al Royal College of Chemistry que al ordenar los elementos en orden creciente de sus masas atómicas relativas (prescindiendo del hidrógeno), el octavo elemento a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy

similares al primero. En esa época, los gases nobles no habían sido aún descubiertos y Newlands construyó una tabla (a la izquierda) que, lógicamente, obviaba su presencia (sería la columna número 8 al comparar con la tabla actual). Estos avances sugerían una ordenación de los elementos en familias o grupos (en vertical), con propiedades muy parecidas entre sí, y, a la vez, en periodos (en horizontal) formados por siete (más uno ausente entonces) elementos cuyas propiedades iban variando progresivamente. Newlands les dio el nombre de octavas (**ley de las octavas**), intentando relacionar estas propiedades con la que existe en la escala de las notas musicales.

Octavas de Newlands						
1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

la izquierda) que, lógicamente, obviaba su presencia (sería la columna número 8 al comparar con la tabla actual). Estos avances sugerían una ordenación de los elementos en familias o grupos (en vertical), con propiedades muy parecidas entre sí, y, a la vez, en periodos (en horizontal) formados por siete (más uno ausente entonces) elementos cuyas propiedades iban variando



Newlands (1837-1898)

Esta connotación "musical", y el hecho de que la regla dejaba de cumplirse a partir del calcio, contribuyeron a que la propuesta de Newlands no fuera bien apreciada durante un tiempo por la comunidad científica, que inicialmente la menospreció e incluso ridiculizó.

Pero, 23 años más tarde, después de haberse consolidado la ordenación de Mendeleiev y de Meyer, la Royal Society reconoció la aportación de Newlands y le concedió su más alta condecoración: la medalla Davy.

TABLAS PERIÓDICAS DE MENDELEIEV Y MEYER

En la misma época en que Newlands planteó la ley de las octavas, Mendeleiev (1834-1907) y Meyer (1830-1895), cada uno por su lado, y desconociendo ambos el trabajo de Newlands, trabajaron sobre la posibilidad de relacionar las masas atómicas y las propiedades de los elementos. En las publicaciones de Mendeleiev en 1869 y un año después (1870) en las



Mendeleiev (1834-1907)

de Meyer, se encuentra la culminación del trabajo de décadas anteriores. Los siguientes párrafos de Mendeleiev señalan los inconvenientes que habían evidenciado intentos anteriores de clasificación basados en propiedades físicas o químicas de los elementos, y muestran cómo reivindicó una ordenación basada en la masa atómica relativa: "*Desde que se sabe que un elemento como el fósforo puede aparecer en forma metálica o no metálica, resulta imposible establecer una clasificación fundada en diferencias físicas, ..., hasta hace poco la mayoría de los químicos se han inclinado en favor de una ordenación de los elementos basada en las valencias.*

Pero existe mucha incertidumbre en estos intentos, ... Sin embargo todos saben que cualquiera que sea el cambio en las propiedades de un elemento, algo permanece inmutable, ... En este aspecto el único valor numérico que conocemos es la masa atómica del elemento. El primer intento que hice en esa dirección fue el siguiente: seleccioné los cuerpos de masas atómicas pequeñas y los ordené de acuerdo con sus magnitudes; con esto vi que aparecía una periodicidad en sus propiedades y valencia".

Siguiendo esta línea de trabajo, Mendeleiev publicó su primera tabla periódica en 1869. En 1872, después de introducir varias modificaciones, volvió a publicar una segunda tabla más elaborada, precursora de la actual.

I R ₂ O	II RO	III R ₂ O ₃	IV RH ₄ RO ₃	V RH ₃ R ₂ O ₅	VI RH ₂ RO ₃	VII RH R ₂ O ₇	VIII RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt

A la izquierda se expone el tipo de tabla periódica que planteó Mendeleiev en 1872. Hubiera fracasado de no ser porque intuyó que debían existir elementos todavía no descubiertos y les reservó los huecos adecuados para mantener la periodicidad en las propiedades.

Dijo: "Los espacios vacíos corresponden a elementos que quizá sean descubiertos en el transcurso del tiempo". Así se puede observar, por ejemplo, que entre el calcio (Ca) y el titanio (Ti) Mendeleiev dejó un hueco, para que los elementos que siguen quedaran en la columna que les corresponde según sus propiedades.

Otro problema que encontró Mendeleiev al plantear su tabla periódica fue que no todos los elementos, ordenados por su masa atómica, "caían" en el grupo (columna) adecuado en función de sus propiedades. Para que así fuera necesitó invertir el orden entre algunos de ellos. Por ejemplo, la masa atómica relativa del telurio (Te) es superior a la del yodo (I), pero, considerando sus propiedades, el yodo se ha de ubicar en la columna VII, que corresponde a la familia de los halógenos. En la tabla actual existen otras inversiones de masas atómicas, como las que se vieron al descubrir los gases nobles [el argón (Ar), por ejemplo, tiene una masa superior al potasio (K)].

A pesar de estos inconvenientes, era claro que la ordenación periódica respondía a una realidad y ponía en evidencia la existencia de un cierto orden por debajo de la enorme complejidad de los fenómenos químicos: la semejanza de las propiedades de los elementos de una misma columna o grupo y la variación gradual a lo largo de una fila o periodo. Mendeleiev profundizó en la idea de que cualquier elemento, por pertenecer a la vez a un grupo (vertical) y a un periodo

Propiedades	Predichas (1871)	Observadas (1886)
	Ekasilicio	Germanio
Masa atómica	72	73.32
Peso específico	5.5	5.47 (20°C)
Volumen atómico	13 c.c.	13.22 c.c.
Color	Gris sucio	Gris blanco
Calor específico	0.073	0.076
Calcinación en el aire	EsO ₂ blanco	GeO ₂ blanco
Acción de los ácidos	Ligera	Ninguna acción del HCl

(horizontal), debía participar de las propiedades de ambos y ser un promedio de los valores correspondientes a los elementos que le rodean en el sistema periódico. Esto le permitió predecir propiedades de elementos aún no descubiertos. Estas predicciones tuvieron una brillantísima confirmación cuando se descubrieron elementos con las propiedades que él había supuesto. Como ejemplo, la tabla adjunta recoge la comparación de propiedades previstas para el elemento que debía ocupar el hueco existente justo debajo del titanio (Ti) (al que Mendeleiev denominó provisionalmente ekasilicio), y las observadas en 1886 por Winkler cuando descubrió el elemento que finalmente ocupó ese lugar: el germanio (Ge).

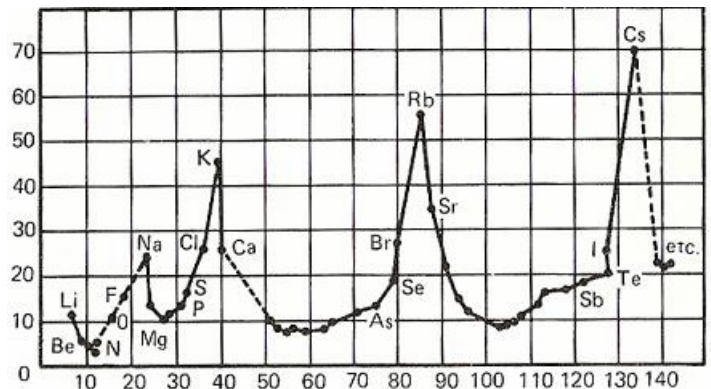
Además del germanio, otros elementos, cuyas propiedades predijo acertadamente Mendeleiev, fueron el galio (Ga), al que llamó eka-aluminio; el escandio (Sc); y el tecnecio (Tc), que fue el primer elemento artificial obtenido en el laboratorio, por síntesis química, en 1937.

Nos referimos ahora al trabajo de Meyer, quien en 1870 publicó su propia tabla periódica, muy semejante a la de Mendeleiev. Para fundamentarla estudió una propiedad común a todos los elementos conocidos (el volumen atómico) y analizó globalmente su variación a lo largo del sistema periódico. Meyer aplicó conceptos adquiridos en los estudios sobre la estructura cinético-corpúscular de la materia para determinar volúmenes atómicos relativos de los elementos: Midió cantidades numéricamente iguales a la masa atómica de cada elemento (un gramo de hidrógeno, 16 gramos de oxígeno,..) y, seguidamente, el volumen que ocupaban esas cantidades a una misma temperatura y presión. La diferencia que se apreciaba indicaba la diferencia del volumen de un elemento a otro.



Meyer (1830-1895)

A la derecha se muestra la gráfica que se obtiene al representar volúmenes atómicos relativos (relación entre la masa atómica relativa y la densidad) en función de la masa atómica relativa de los elementos. La curvatura resultante muestra la presencia de grupos por su distribución periódica con máximos perfectamente definidos desde donde se desciende a los mínimos a partir de los cuales crecen nuevamente hasta un nuevo valor máximo. Los máximos están ocupados por la familia de los metales alcalinos, de lo que se desprende que entre ellos debe existir una relación estrecha que confirma su carácter de grupo. Al fijarnos en éste o en cualquier otro grupo también se observa que, dentro de él, el volumen atómico aumenta al aumentar la masa atómica relativa.



CUESTIONES PENDIENTES EN LA TABLA DE MENDELEIEV

Los trabajos de Mendeleiev y de Meyer dieron solución al problema de ordenar los elementos según sus propiedades y también aclararon muchas dudas sobre los elementos existentes y sobre propiedades defectuosamente determinadas, pero mostraban algunos problemas e irregularidades.

Una de estas dificultades fue el hecho de que no en todos los casos se pudo compaginar el criterio de ordenación por masa atómica relativa creciente con la agrupación por familias de elementos con propiedades químicas comunes. Como ya se ha comentado, ejemplos de esta dificultad se encontraron en las parejas telurio-yodo, argón-potasio y cobalto-níquel, en las que fue necesario alterar el criterio de masas atómicas relativas crecientes para garantizar la agrupación en familias con propiedades químicas semejantes.

Otra cuestión que había dejado pendiente la tabla de Mendeleiev y Meyer se conoció a finales del siglo XIX. Entonces se descubrió la existencia de gases nobles en el aire, que parecían no encajar en la tabla de Mendeleiev. De hecho, Mendeleiev no aceptó inicialmente ese descubrimiento, aunque finalmente se incorporaron asignándoles un "grupo cero", para dar cuenta de su inactividad química.

Estos problemas estaban poniendo en evidencia que la tabla periódica de Mendeleiev había dejado pendiente la cuestión más importante: **¿Cuál es la razón que justifica el ordenamiento periódico?**

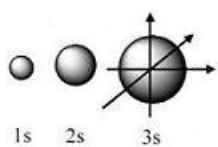
En la sección dedicada a la estructura del átomo se explica que esta fue una de las cuestiones (junto a los espectros de emisión y otras) que impulsaron la investigación acerca de dicha estructura atómica. Los trabajos de Rutherford y de Moseley dieron luz al problema al mostrar que el número de orden de un elemento en el sistema periódico coincidía con la carga del núcleo (igual a la carga de los electrones que lo rodean). La coincidencia era total, sin las dificultades que se habían presentado al utilizar como criterio de ordenación la masa atómica, por lo que este resultado (imprevisto) suscitó una reinterpretación del sistema periódico en función de la estructura electrónica de los átomos.

Con la nueva interpretación, cada elemento viene caracterizado por su número atómico, Z , que indica el número de protones del núcleo (de carga positiva) y también es igual al número de electrones (de carga negativa). El sistema periódico queda ordenado atendiendo a números atómicos crecientes, lo que respeta el esquema de Mendeleiev e incluye de forma natural la nueva columna de los gases nobles y demás elementos conocidos. En la casilla reservada a cada elemento generalmente se indica el número atómico arriba y a un lado del símbolo, mientras que la masa atómica relativa se suele escribir al mismo lado debajo.

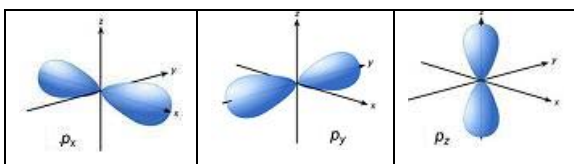
Con este criterio ordenador en las décadas siguientes se incorporaron a la tabla periódica las llamadas "tierras raras" y más adelante los elementos radioactivos, hasta llegar a la tabla periódica actual que llega, por el momento, hasta el número 118 (El número 118, llamado Ununoctio [Uuo] lo descubrieron en 1999 científicos de la Universidad de Berkeley y se pudo detectar con fiabilidad en un experimento reciente, que se inició en 2002 y culminó en 2006). Ahora bien, la completa explicación de la ordenación periódica sólo fue posible tras el establecimiento del modelo mecano-cuántico del átomo. Abordaremos seguidamente dicha explicación, que condujo a un perfeccionamiento de la ordenación periódica y a una ampliación de su capacidad explicativa.

ASPECTOS BÁSICOS DE LA ARQUITECTURA ATÓMICA

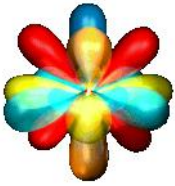
Mientras los "atomistas" formulaban estas propuestas, Platón, En el tema dedicado a la Estructura del átomo se exponen los aspectos básicos del modelo atómico mecano-cuántico. En dicho modelo, los números cuánticos, que se obtienen al resolver la ecuación de Schrödinger, determinan el número y las características de los orbitales o zonas del espacio en las que existe probabilidad de encontrar al electrón. Por otra parte, la energía del átomo con sus electrones está cuantizada (sólo puede tener determinados valores), dando lugar a un conjunto de capas o niveles y subniveles, que se corresponden con los orbitales posibles. Por ejemplo, en la capa $n=1$, se obtiene un sólo nivel de energía con un orbital de tipo s , en la capa $n=2$ cuatro orbitales, s , p_x , p_y y p_z , etc.. (tabla de números cuánticos, niveles y orbitales).



El nivel de energía de cada orbital depende de la interacción múltiple que se ejerce entre cada electrón con el núcleo y con los demás electrones. Así, por ejemplo, recordamos que los orbitales de tipo s ($l=0$) se presentan aislados, tienen simetría esférica centrada en el núcleo y una energía creciente al aumentar el número cuántico principal, n .

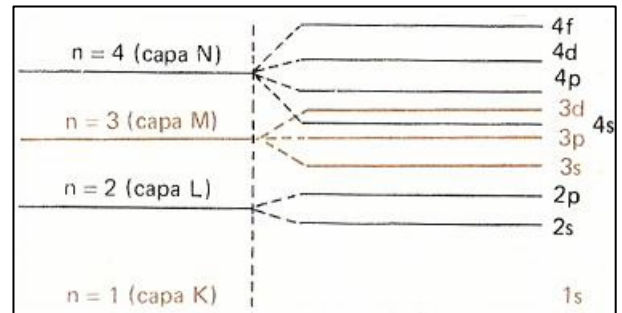


Por su parte, los orbitales p constituyen en cada nivel un conjunto de tres muy próximos, que tienen una forma "de cacahuete" en tres direcciones perpendiculares. Con esta forma se reduce al mínimo la repulsión entre ellos al tiempo que se favorece su proximidad al núcleo. Más compleja es la estructura de los orbitales d y f .



En general, las interacciones múltiples entre el núcleo y los electrones aportan gran complejidad al conjunto y propician un entrecruzamiento de los orbitales de las distintas capas. Como consecuencia de ello, la representación de un átomo poli-electrónico con sus orbitales resulta difícil de plasmar y podría asemejarse al dibujo adjunto. En cualquier caso, dicha estructura tiene en cuenta que el sistema núcleo-electrones tiende a adoptar las configuraciones de menor energía potencial.

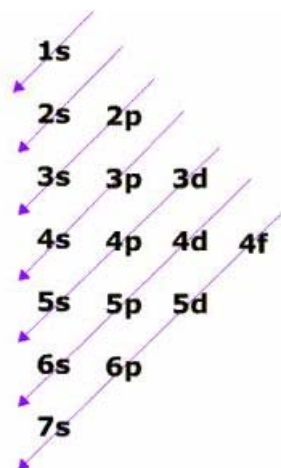
Para un tratamiento cuantitativo de los niveles energéticos correspondientes a los diferentes orbitales, se recurre a los datos espectroscópicos, que aportan las energías de ionización de los electrones. Con estos datos en la mano se puede construir un esquema de niveles y subniveles de energía de los átomos de cada elemento. Lógicamente, los valores de dichos niveles energéticos son diferentes de un átomo a otro (en cada caso es distinta la carga nuclear y el número de electrones), pero ocurre que para la mayor parte de los elementos, el orden de niveles (según energías crecientes) es el mismo o muy semejante. A la derecha se muestra dicho esquema de niveles para las cuatro primeras capas. En él se puede observar el entrecruzamiento de algunos subniveles.



Al ampliar el estudio a las siguientes capas, aumenta la complejidad del esquema, se observa una interpenetración entre niveles de distintas capas, y la existencia de agrupaciones de niveles próximos, no siempre coincidentes con las capas.

Esquemáticamente, las capas se pueden representar por el siguiente listado:

1s ... 2s 2p ... 3s 3p ... 4s 3d 4p ... 5s 4d 5p ... 6s 4f 5d 6p ... 7s 5f 6d 6p ..., etc.



En este listado, los puntos suspensivos separan cada grupo de orbitales próximos, de forma que entre grupo y grupo hay un salto energético más marcado (además, el salto es más acusado entre los primeros grupos, mientras que las diferencias van disminuyendo para los grupos superiores). Es muy conveniente recordar esta ordenación energética de los orbitales, ya que constituye el mejor punto de partida disponible para prever la disposición de los electrones en los átomos. Para hacerlo se tendrá en cuenta que, dados varios orbitales, tiene menor energía aquél para el que la suma de los números cuánticos $n+l$ tiene un valor más bajo y, en el caso de que dicha suma coincida, tiene menor energía el de más bajo número cuántico principal, n . El diagrama adjunto (a la izquierda) refleja una regla nemotécnica muy utilizada para ordenar los orbitales, aunque resulta incompleta porque no indica los intervalos para los que los saltos energéticos son mayores.

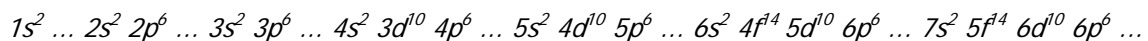
Se ha de tener en cuenta que esta ordenación energética no responde a una ley inalterable y sufre modificaciones en algunos elementos de número atómico elevado. Además, se aplica únicamente a átomos aislados, no sometidos a interacciones. La estructura electrónica de los átomos se puede ver profundamente modificada por la acción de otros, como ocurre con frecuencia, en los compuestos.

Nos referimos finalmente al llamado principio de exclusión de Pauli (1900-1958), que expresa que cada electrón en el átomo tiene un conjunto único de números cuánticos. Es decir, dos electrones, en el mismo átomo, no pueden tener los mismos valores para n , l , m y s . Por tanto, una nube electrónica u orbital (caracterizado por los valores de n , l y m) sólo puede existir con uno o a lo sumo dos electrones (con valores de spin contrarios). Teniendo esto en cuenta, se suele escribir el listado de niveles de energía permitidos indicando con un superíndice el número máximo de electrones que pueden formarlos: $1s^2 \dots 2s^2 2p^6 \dots 3s^2 3p^6 \dots 4s^2 3d^{10} 4p^6 \dots 5s^2 4d^{10} 5p^6 \dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 \dots 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 6p^6 \dots$

Este listado esconde la información acerca de los diferentes orbitales de cada nivel y tipo. Por ejemplo, al escribir $2p^6$ se quiere indicar los tres orbitales de tipo p de la capa 2. Como hemos dicho, estos orbitales son perpendiculares entre sí y teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli pueden existir (cada uno de ellos) con uno o a lo sumo dos electrones (de spin opuesto). Se puede indicar todo esto escribiendo: $2px^2 2py^2 2pz^2$

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

Conocidos los aspectos básicos de la arquitectura atómica se puede prever la disposición de orbitales para cada uno de los átomos de elementos del sistema periódico. El punto de partida para hacer esta previsión es la ordenación energética de los orbitales:



Partiendo de esta secuencia, escribir la configuración electrónica de un elemento significa expresar con esta nomenclatura los orbitales de dicho elemento en su estado fundamental, correspondiente al valor menor de energía potencial.

H = $1s^1$
He = $1s^2$
Li = $1s^2 2s^1$
Be = $1s^2 2s^2$
B = $1s^2 2s^2 2p^1$
C = $1s^2 2s^2 2p^2$
N = $1s^2 2s^2 2p^3$

A la izquierda se exponen las configuraciones electrónicas de los 7 primeros elementos en su estado fundamental. Entre todas ellas, conviene observar con más detalle la configuración del nitrógeno N, donde falta especificar los orbitales de tipo p , puesto que $2p^3$ puede indicar la existencia de un orbital con dos electrones y otro con un electrón ($2px^2 2py^1$), o la de tres orbitales, cada uno con un electrón ($2px^1 2py^1 2pz^1$). La primera opción significaría la coincidencia en la misma nube electrónica de dos electrones, con el consiguiente efecto de repulsión eléctrica. La

segunda supondría la existencia de tres orbitales, cada uno formado por un electrón, y distribuidos en las tres direcciones espaciales, lo que asegura la menor repulsión eléctrica entre ellos. Esta segunda configuración es más estable y se da en la mayoría de los casos similares a éste.

Para dar cuenta de esto Hund (1896-1997) enunció la regla llamada de máxima multiplicidad, que podemos expresar así: "Los electrones, cuando forman orbitales isoenergéticos, están en su estado de mínima energía cuando se hallan desapareados, por tanto, en orbitales diferentes". Se trata de una regla empírica, obtenida al analizar los espectros atómicos de los elementos, pero, como vemos, con un significado claro en términos de repulsión electrónica.

Otra cuestión a considerar para el establecimiento de las configuraciones electrónicas de los elementos en su estado fundamental es la existencia de máximos de estabilidad relativa que presentan las configuraciones con niveles completos, correspondientes a los gases nobles: He, Ne, Ar, ... Las estructuras del tipo $1s^2, 2s^2 2p^6$, etc., son mucho más estables que las del resto de elementos, porque terminan las capas electrónicas con un grupo de orbitales completo, lo que se corresponde con una distribución de carga electrónica "llena" y con geometría simétrica alrededor del núcleo del átomo.

Esta es la razón de que exista un salto energético muy considerable desde la energía de estas configuraciones hasta el subnivel más próximo.

También tienen un grado de estabilidad relativa mayor las estructuras que presentan subniveles (de cualquier tipo s , p , d , f ,...) completos o totalmente semicompletos, frente a las demás [por ejemplo, es más estable una configuración d^{10} (subnivel d completo) o d^5 (subnivel d totalmente semicompleto), que d^4]. Así por ejemplo, la configuración del cromo, Cr, en su estado fundamental no es: $1s^2 2s^2 2p^6 1s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$, sino $1s^2 2s^2 2p^6 1s^2 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, con los subniveles $4s$ y $3d$ semi-completos.

Nos referimos finalmente al hecho muy importante de que todas las configuraciones se refieren a átomos aislados en su estado fundamental. Sin embargo, lo habitual es encontrar en la naturaleza a los átomos enlazados. Su configuración electrónica puede entonces cambiar y en ocasiones lo hace de forma muy apreciable. Un ejemplo de ello, que se verá con más detalle en el tema dedicado al enlace químico, es el carbono. Como se sabe, el carbono es fundamentalmente tetravalente, lo que significa que ofrece cuatro orbitales idénticos para compartir con otros átomos a la hora de formar compuestos. Para poder hacerlo, se precisa que uno de sus electrones que componen el orbital $2s^2$ forme un tercer orbital de tipo p , $2pz^1$, y que, posteriormente, el orbital s resultante ($2s^1$) junto con los tres orbitales p ($2px^1 2py^1 2pz^1$) compongan lo que se denominan cuatro orbitales "híbridos", sp . Aunque al carbono aislado le supondría un coste energético promocionar uno de sus electrones del orbital $2s^2$ para formar el tercer orbital $2pz^1$, el balance energético final del proceso hasta formar los cuatro orbitales híbridos es muy favorable.

JUSTIFICACIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO (FAMILIAS Y PERIODOS)

La configuración electrónica de los elementos interpreta las semejanzas entre elementos de la misma columna o grupo, da cuenta de la longitud de los periodos (es decir, del número de elementos que los constituyen) y también explica las variaciones de las propiedades, tanto verticalmente (entre los elementos de un mismo grupo) como horizontalmente (entre los elementos del mismo periodo).

Interpretación electrónica de las familias

A la izquierda se expone la configuración electrónica de los cuatro primeros elementos de la columna cero del sistema periódico (gases nobles). Se caracterizan por tener saturados todos los orbitales electrónicos, completando respectivamente uno, dos tres y cuatro capas o niveles de energía. Como se ha dicho, esta disposición electrónica aporta una gran estabilidad del átomo. Existe un gran salto de energía entre este estado y el siguiente, por lo que los electrones encuentran gran dificultad para adoptar otra configuración.

He = $1s^2$
Ne = $1s^2 2s^2 2p^6$
Ar = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Kr = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Esta estructura estable de los gases nobles se adopta como referencia para observar las semejanzas entre los elementos que conforman el resto de familias (misma columna) de elementos químicos. Así se refleja en la tabla siguiente, donde se han escrito configuraciones de los 4 primeros elementos de cada una de las 7 columnas restantes, que completan la parte principal del esqueleto del sistema periódico. Resulta evidente que dichas configuraciones son semejantes en cada grupo o familia, y ello está en la base de que en general tengan un comportamiento bastante parecido.

Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII
Li = [He] 2s ¹	Be = [He] 2s ²	B = [He] 2s ² 2p ¹	C = [He] 2s ² 2p ²	N = [He] 2s ² 2p ³	O = [He] 2s ² 2p ⁴	F = [He] 2s ² 2p ⁵
Na = [Ne] 3s ¹	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
K = [Ar] 4s ¹	Ca = [Ar] 4s ²	Ga = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	Ge = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	As = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	Se = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	Br = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
Rb = [Kr] 5s ¹	Sr = [Kr] 5s ²	In = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	Sn = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	Sb = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	Te = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	I = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵

Además de los 8 grupos mencionados del sistema periódico, se ha de considerar a los elementos comprendidos entre las 7 + 1 columnas principales. Estos elementos forman dos grandes grupos: "metales de transición" y "tierras raras".

Al seguir la regla nemotécnica que recuerda el orden general de "llenado" de los orbitales, se obtiene que las configuraciones electrónicas de los elementos de transición tendrían una subcapa de orbitales de tipo *d* no completa, mientras que las de las llamadas "tierras raras" estarían en una situación similar con respecto a una subcapa de orbitales de tipo *f*. No obstante, la realidad es más rica y compleja, porque, como se ha comentado, entre los orbitales $(n-1)d$ y ns (por ejemplo, entre $3d$ y $4s$), existe una diferencia de energía muy pequeña y además se ha de tener en cuenta que estructuras del tipo d^6 o $d^{10} f^7$ y f^4 son, en términos relativos, muy estables.

Cu = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹
Ag = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹
Au = [Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰

Esta es la causa, por ejemplo, los que los tres elementos de la tabla adjunta (a la izquierda), que se ubican en el sistema periódico en la zona de metales de transición, tengan una estructura electrónica parecida a la de los elementos del grupo I (alcalinos): Obsérvese que terminan su última capa con un orbital semilleno de tipo *s* (debido a la estabilidad de las estructuras orbitales d^{10} y f^4).

Mendeleiev colocó a estos tres elementos en la misma columna que los alcalinos (columna I) en su primera clasificación, aunque conocía que, junto con las semejanzas, también hay importantes diferencias entre ambos grupos. Los ejemplos comentados revelan que es complejo prever la configuración de bastantes elementos en su estado fundamental, puesto que no en todos los casos se puede seguir una regla fija para establecerla. La configuración real se determina por medio de técnicas del análisis espectral del elemento, aunque dichas técnicas no siempre se pueden aplicar (Por el momento, se desconoce la configuración de los elementos con número atómico por encima del 104, todos ellos detectados artificialmente y extremadamente inestables). En la Web se dispone de una excelente aplicación, procedente de Educaplus, que proporciona las configuraciones electrónicas conocidas de todos los elementos, así como de una tabla periódica con las configuraciones electrónicas de los elementos, en la que se destacan (en negrita) configuraciones que no siguen la regla nemotécnica y contienen estructuras d^6 o $d^{10} f^7$ y f^4

Interpretación electrónica de los periodos

El número de electrones de los periodos coincide con la capacidad de los sucesivos grupos de orbitales de conformarse con un número máximo de electrones, tal como se especifica en la tabla siguiente:

Grupos de orbitales	1s	2s 2p	3s 3p	4s 3d 4p	5s 4d 5p	6s 4f 5d 6p	7s 5f 6d 6p
Número de electrones	2	8	8	18	18	32	32

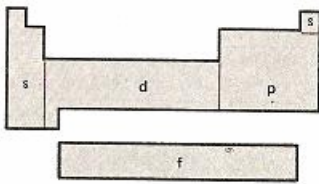
Teniendo en cuenta que el mayor salto de energía entre orbitales se produce entre periodo y periodo, la pertenencia de varios elementos a un mismo periodo indica que todos ellos tienen el mismo número de capas electrónicas. Sin embargo, sus comportamientos químicos serán muy diferentes, dado que es sustancialmente distinta la estructura electrónica en la última capa de cada uno.

DESCRIPCIÓN GENERAL Y PARTICIONES DEL SISTEMA PERIÓDICO

Desde el establecimiento de la ordenación periódica realizada por Mendeleiev y Meyer, ha habido numerosas propuestas en cuanto a la forma de presentar dicha clasificación periódica, siendo hoy la más aceptada la que se conoce como tabla larga, que consta de 18 columnas, denominadas grupos y 8 filas, llamadas periodos. Sobre esta tabla se suelen considerar dos particiones, que tienen en cuenta: 1) La configuración electrónica de la última capa. 2) Las propiedades eléctricas de los elementos.

Partición de la tabla según la configuración de la última capa

Con este criterio se puede dividir la tabla en cuatro bloques, que se relacionan directamente con la estructura electrónica de la última capa de los elementos.



Si nos restringimos a las ocho columnas principales, los elementos de cada columna tienen una configuración electrónica semejante y un comportamiento similar. Estos elementos contienen en su último nivel energético electrones **s** o **p** y se denominan elementos representativos. Corresponden a las columnas y configuraciones electrónicas siguientes: IA ($[\] s^1$), IIA ($[\] s^2$), IIIB ($[\] s^2 p^1$), IVB ($[\] s^2 p^2$), VB ($[\] s^2 p^3$), VIB ($[\] s^2 p^4$), VIIB ($[\] s^2 p^5$) y, la última columna o grupo cero, la de los gases nobles ($[\] s^2 p^6$).

IA	Li = [He] 2s ¹	IIA	Be = [He] 2s ²
IA	Na = [Ne] 3s ¹	IIA	Mg = [Ne] 3s ²
IA	K = [Ar] 4s ¹	IIA	Ca = [Ar] 4s ²
IB	Cu = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹	IIB	Zn = [Ar] 3d ¹⁰ 4s ²
IB	Ag = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹	IIB	Cd = [Kr] 4d ¹⁰ 5s ²
IB	Au = [Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	IIB	Hg = [Xe] 4d ¹⁰ 5s ²

Como ya había mostrado Mendeleiev, no solo hay semejanzas entre los elementos de estas columnas. Por ejemplo, los elementos Cu, Ag y Au (zona **d**) tienen una estructura bastante similar a la de los elementos del grupo IA (Li, Na, K,...), e igual ocurre, para el Zn, Cd y Hg (aunque, este último, el mercurio, Hg, tiene un comportamiento bastante particular), con respecto a los elementos del grupo IIA (Be, Mg, Ca,...). Por ello, siguiendo la nomenclatura original de Mendeleiev, las columnas de la zona **d** que incluyen a estos dos grupos se numeran: IB (Cu, Ag, Au) y IIB (Zn, Cd, Hg).

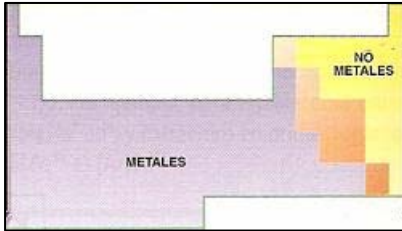
Triada del Fe, Co y Ni		
Fe = [Ar] 3d ⁶ 4s ²	Co = [Ar] 3d ⁷ 4s ²	Ni = [Ar] 3d ⁸ 4s ²

En dicha zona **d** se puede considerar una octava que columna (grupo VIII) para ubicar a tres grupos, de tres elementos cada uno, con comportamiento semejante (los tres de cada grupo). Son las triadas de Mendeleiev: (Fe, Co y Ni), (Ru, Rh y Pd), (Os, Ir, Pt).

Bastante más complejo resulta interpretar la configuración de los elementos de la zona **f**, denominados de "transición interna" o "tierras raras" (lantánidos y actínidos). El estudio de su comportamiento ha propiciado varias propuestas para la ubicación de estos elementos con las consiguientes de re-estructuración de la tabla periódica.

Partición de la tabla según la conductividad eléctrica de los elementos

Una segunda clasificación de los elementos bastante antigua toma como criterio sus propiedades eléctricas.



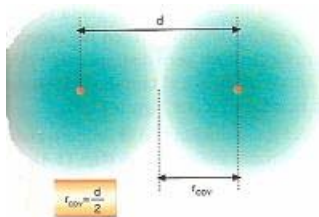
De acuerdo con dichas propiedades, los elementos se pueden clasificar en **metales**, **no metales** y **semi-metales**. Los metales son elementos buenos conductores de la electricidad y su **conductividad eléctrica** disminuye lentamente con la temperatura. Los no metales son aislantes eléctricos y apenas tienen conductividad eléctrica. En cambio, los semi-metales tienen poca conductividad eléctrica, aunque superior a la de los metales, siendo su característica fundamental que dicha conductividad aumenta con la temperatura.

PROPIEDADES PERIÓDICAS I. Tamaño atómico

La denominación **Sistema Periódico** (en lugar de tabla periódica) la propuso Mendeleiev para poner de manifiesto que la ordenación de los elementos responde a la ley periódica, es decir, a la existencia de una relación regular entre las propiedades de los elementos y la ordenación. Casi al mismo tiempo, Meyer calculó (en 1970) una propiedad periódica, el volumen atómico, y la usó para justificar su tabla.

Ahora bien, a la hora de cuantificar el tamaño atómico se ha de tener en cuenta que el átomo no es nada parecido a una esfera rígida y que su tamaño depende enormemente de las interacciones a las que se encuentra sometido. En realidad, de acuerdo con el modelo mecano-cuántico del átomo los átomos tendrían en teoría tamaño infinito (no hay unos límites infranqueables a la localización de los electrones), aunque también es cierto que es posible establecer contornos de los orbitales (zonas donde la probabilidad de encontrarlos es mayor) y, consecuentemente, de los átomos.

Ya hemos visto que, en el estudio de Meyer, definió el volumen atómico (relativo) de cada elemento como la razón entre la masa atómica y la densidad en su estado atómico más condensado (sólido o líquido). Meyer dispuso de datos de unos 60 elementos y representó los volúmenes atómicos obtenidos frente a los números atómicos, poniendo de manifiesto las regularidades en su variación.



Hoy es posible determinar experimentalmente distancias inter-nucleares y "observar" la estructura de bastantes agrupaciones atómicas. El radio atómico en estas agrupaciones depende de las interacciones a las que se ven sometidos los átomos, y, por ello, se define un **radio covalente**, igual a la mitad de la distancia inter-nuclear de los átomos de un mismo elemento unidos por enlace covalente (figura adjunta), un **radio metálico**, igual a la mitad de la distancia entre dos átomos en un sólido cristalino metálico, y un **radio iónico**, igual al de un catión o un anión en un cristal iónico.

37																					
152	111																				
186	160																				
231	197																				
244	215																				

En la tabla adjunta se aportan los radios covalentes (**color naranja**) y metálicos (**color violeta**) de los elementos representativos del Sistema Periódico. Como se ve, la tendencia general en cada familia (columna) es que el tamaño atómico crece al aumentar el número atómico. Esto ocurre porque al aumentar el número atómico pasando de un elemento de una familia a otro de la misma familia, se incrementa el número de niveles energéticos del

átomo. Los electrones de la última capa se localizan en un nivel energético superior a los del elemento anterior de la familia, por tanto, más alejados del núcleo.

En cambio, en cada periodo la tendencia general es que el tamaño atómico decrece al aumentar el número atómico. Al aumentar el número atómico en un determinado periodo no se incrementa el nivel energético principal de los electrones más externos, pero sí aumenta la carga efectiva del núcleo, lo que supone una mayor fuerza de atracción del núcleo a los

Li 152	Li ⁺ 60	Be 111	Be ²⁺ 31	O 62	O ²⁻ 140	F 54	F ⁻ 136
Na 186	Na ⁺ 95	Mg 160	Mg ²⁺ 65	S 104	S ²⁻ 190	Cl 99	Cl ⁻ 181
K 231	K ⁺ 133	Ca 197	Ca ²⁺ 99	Se 117	Se ²⁻ 202	Br 114	Br ⁻ 187
Rb 244	Rb ⁺ 148	Sr 215	Sr ²⁺ 113	Te 135	Te ²⁻ 222	I 133	I ⁻ 212

electrones externos, con la consiguiente disminución del tamaño atómico.

En cuanto a los radios iónicos, se ha de tener en cuenta que la formación de un ión a partir de un átomo neutro conlleva una variación en el número de electrones de la capa de valencia, sin cambiar la carga del núcleo. Así, la formación de un catión (ión atómico positivo) implica la pérdida de esos electrones [por ejemplo, Na ([Ne] 3s¹) → Na⁺ ([Ne] 3s⁰) + e⁻], y el radio se reduce considerablemente. En cambio, la formación de un anión (ión atómico negativo) implica la ganancia de uno o varios electrones [por

ejemplo, F ([He] 2s² 2p⁵) + e⁻ → F⁻ ([He] 2s² 2p⁶)]. La repulsión electrónica entre ellos hace que se alejen lo más posible del núcleo, por lo que el anión tiene un tamaño considerablemente superior al del átomo.

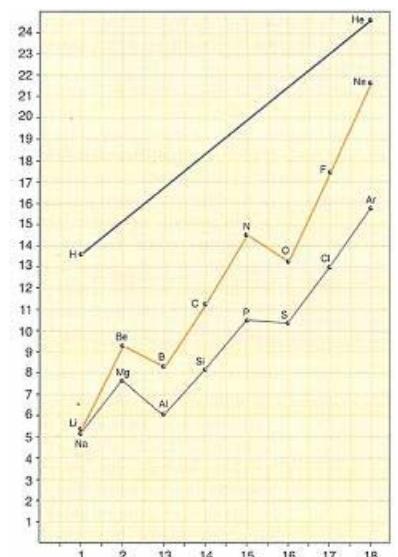
PROPIEDADES PERIÓDICAS II. Energías de ionización

En el tema dedicado a la estructura del átomo se explica el concepto de energías de ionización y la importancia que tuvo conocerlas para construir el modelo de la estructura atómica. Las energías de ionización se pueden determinar con gran exactitud mediante procedimientos experimentales, tales como la espectroscopía fotoeléctrica (aplicación del efecto fotoeléctrico al estudio de la estructura atómica) o el análisis espectral.

Las energías de ionización de los átomos aislados dependen de tres factores principales: a) La carga nuclear (dada por el número atómico, Z), puesto que cuanto mayor sea Z , mayor es la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones y por tanto más difícil es extraerlos. b) El número cuántico principal, n , del estado energético en que se encuentre el electrón, puesto que cuando mayor sea n , menos ligado se encuentra el electrón al núcleo. c) El efecto de pantalla de los electrones internos, dado que el electrón que se encuentra situado en la última capa se ve sometido a la acción repulsiva de los electrones internos.

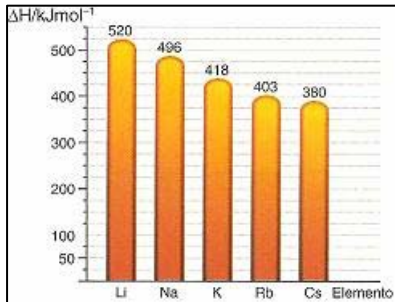
Las energías de ionización, medidas en átomos aislados, informan de la estabilidad de las estructuras electrónicas del átomo. En términos generales, los metales tienen poca atracción por sus electrones periféricos, por lo que tienen energías de ionización bajas frente a los no metales.

A la derecha se representa la variación de la primera energía de ionización (medida en eV/átomo) de los elementos representativos de los tres primeros periodos del Sistema Periódico. Como se observa, en cada periodo la tendencia general es que la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico. Esto es así porque al aumentar el número atómico en un periodo, se incrementa el número de electrones existentes en un mismo nivel energético (sin cambiar el número cuántico principal) y



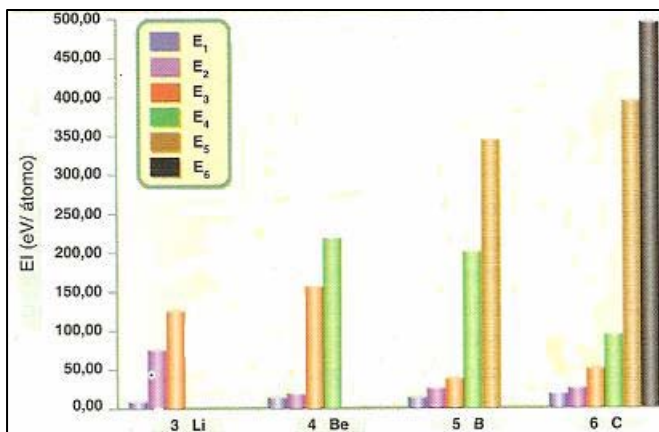
aumenta al mismo tiempo la carga efectiva del núcleo (Z). Por lo tanto, se intensifica la interacción atractiva entre el electrón menos ligado y el núcleo. Por estas razones, los metales alcalinos (grupo I) son los elementos con menor energía de ionización. En el extremo opuesto, los gases nobles son, con mucho, los elementos con mayor energía de ionización, al tener las estructuras electrónicas más estables.

Respecto a la variación de la primera energía de ionización dentro de cada familia, la tendencia general es que dicha



energía disminuye al aumentar el número atómico. Al aumentar el número atómico dentro de una familia, aumenta el número de niveles y cambia el número cuántico principal. El último electrón está a una distancia mayor del núcleo y el resto de electrones (más internos) ejercen sobre él un gran poder de apantallamiento. Aunque también aumenta la carga nuclear, la intensidad de la interacción núcleo-electrón se resiente. El gráfico adjunto muestra la variación de la energía de ionización en los elementos alcalinos. En las otras familias, la tendencia es análoga.

Nos referimos ahora a las energías de ionización posteriores a la primera (recuérdese que la primera energía de ionización es la mínima energía que hay que suministrar a un átomo neutro, en su estado fundamental, para arrancarle el primer electrón; la segunda energía de ionización es la energía precisa para sustraer el segundo electrón y así sucesivamente). Lógicamente, la primera energía de ionización, que corresponde a la extracción del electrón más alejado del núcleo, es la menor; la segunda es mayor que la primera; la tercera mayor que la segunda; y así sucesivamente. A medida que se extraen electrones, los que quedan son más atraídos por el núcleo (que no cambia), puesto que se encuentran más próximos a él, y sufren menos repulsión por el apantallamiento de los electrones restantes, colocados por debajo de ellos.



Ahora bien, la variación de las sucesivas energías de ionización de un elemento químico no es regular. Precisamente, fue el descubrimiento de que había grandes saltos en el valor de estas energías lo que hizo concebir la idea de una estructura electrónica en capas o niveles de energía. El cambio de nivel energético (conlleva la disminución del número atómico principal, n) del electrón extraído, se corresponde con un gran aumento de energía de ionización. A la izquierda se representan los valores de sucesivas energías de ionización (E_1, E_2, E_3, \dots) de algunos átomos. Los saltos más bruscos se dan entre las energías de

electrones de dos niveles de energía diferentes (por ejemplo, para el Be el salto más brusco se da entre la segunda energía de ionización ($2s^1$) y la tercera ($1s^2$)).

PROPIEDADES PERIÓDICAS III. Afinidad electrónica y electronegatividad

Lo menos frecuente es encontrar en el medio natural átomos aislados, puesto que generalmente interaccionan entre sí dando lugar a agrupaciones diversas (moléculas, cristales iónicos, redes metálicas,...). Las interacciones responsables de las uniones entre átomos son de naturaleza electromagnética y en ellas juegan un papel fundamental los electrones del último nivel energético (denominados de valencia). Con el objetivo de hacer una estimación de la capacidad de un

elemento químico de atraer a los electrones del compuesto (o elemento no monoatómico) del que forma parte, se introdujeron dos magnitudes que se refieren respectivamente a átomos aislados (afinidad electrónica) y a átomos enlazados (electronegatividad). Este segundo concepto tiene mucho interés, porque la mayor o menor tendencia de un elemento a ganar electrones proporciona la pauta fundamental a la hora de estudiar el enlace químico.

Afinidad electrónica

Se llama afinidad electrónica (AE) a la energía asociada al proceso en el que un átomo neutro, aislado y en su estado fundamental, capta un electrón y forma un ión negativo estable. De algún modo viene a indicar la "facilidad con que el átomo puede aceptar al electrón". Esta magnitud se suele expresar en unidades de energía (por ejemplo *KJ*) por cada mol de átomos. Puesto que los átomos que adquieren el electrón deben estar aislados, el proceso se tiene que desarrollar en fase gaseosa y se representa por la ecuación: $X(g) + 1e^- \rightarrow X^- + AE$ (*X* es el elemento químico estudiado).

Al contrario que la energía de ionización, la afinidad electrónica resulta difícil de determinar experimentalmente.

H	73
Li	Be
60	...
Na	Mg
53	...
K	Ca
48	...
Rb	Sr
47	...
Cs	Ba
45	...
Fr	Ra
44	...

Afinidades electrónicas en KJ/mol

B	C	N	O	F
27	122	...	141	328
Al	Si	P	S	Cl
43	134	71	201	349
Ga	Ge	As	Se	Br
19	116	77	195	324
In	Sn	Sb	Te	I
29	121	101	190	295
Tl	Pb	Bi	Po	At
29	35	91	183	270

Un tono más rojizo indica mayor afinidad

La figura adjunta proporciona valores de las afinidades conocidas de los elementos representativos (como se observa no se han podido obtener valores experimentales de las afinidades electrónicas de los gases nobles, de los metales alcalinotérreos y algunas otras). El análisis de estos valores indica que la tendencia general en cada familia es que la afinidad electrónica disminuye regularmente al aumentar el número atómico (para elementos de configuración semejante, resulta más difícil atrapar un electrón, cuanto más alejado quede del núcleo).

En cada periodo, la tendencia es que la afinidad crece al aumentar el número atómico, aunque se observan bastantes irregularidades.

Electronegatividad

El concepto de electronegatividad lo definió por primera vez por Pauling (1901-1994) en 1932, al estudiar las características de los enlaces químicos en moléculas heteronucleares (con núcleos de elementos diferentes). Pauling fue uno de los primeros químicos cuánticos y recibió el Premio Nobel de Química en 1954, por su trabajo sobre la naturaleza de los enlaces químicos.

H	2.1
Li	Be
1.0	1.5
Na	Mg
0.9	1.2
K	Ca
0.8	1.0
Rb	Sr
0.8	1.0
Cs	Ba
0.7	0.9
Fr	Ra
0.7	0.7

Electronegatividades (en unidades de la escala de Pauling)

B	C	N	O	F
2.0	2.5	3.0	3.5	4.00
Al	Si	P	S	Cl
1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
Ga	Ge	As	Se	Br
1.6	1.8	2.0	2.4	2.8
In	Sn	Sb	Te	I
1.7	1.8	1.9	2.1	2.5
Tl	Pb	Bi	Po	At
1.8	1.8	1.9	2.0	2.2

Un tono más rojizo indica mayor electronegatividad

La electronegatividad no se puede medir experimentalmente de manera directa y se han propuesto distintos métodos para su determinación indirecta. El procedimiento de cálculo más común es el que propuso inicialmente Pauling. Mide, en realidad, diferencias de electronegatividad, y proporciona un número

adimensional en una escala que varía entre 0,7 para los elementos menos electronegativos (Cs, Fr y Ra) y 4,0 para el de

mayor electronegatividad (el F) (tabla adjunta arriba). La tendencia general en las variaciones periódicas de la electronegatividad es la misma que para la afinidad electrónica. Obsérvese que, en realidad, la electronegatividad no es una propiedad atómica, ya que se refiere a un átomo dentro de una molécula (por ello varía ligeramente cuando varía el "entorno" de un mismo átomo en distintos enlaces de distintas moléculas), y que su equivalente para un átomo aislado sería justamente la afinidad.

Ya hemos dicho que, con independencia de la dificultad que tiene medir la electronegatividad, el concepto es de gran utilidad porque la tendencia (mayor o menor) de un átomo a captar electrones es un dato fundamental para estudiar el enlace químico. En este sentido, algunos autores hablan de la electronegatividad como una suma conceptual (no numérica) de la energía de ionización y la afinidad electrónica (afinidad alta + energía de ionización alta = electronegatividad alta). Como se verá en el tema dedicado al enlace químico, desde este punto de vista, los enlaces iónicos se formarían entre elementos con una gran diferencia de electronegatividad (alta-baja), mientras que el covalente tendría lugar entre elementos con electronegatividades altas.

PROBLEMAS PENDIENTES. NUEVAS INVESTIGACIONES

El Sistema Periódico de los elementos proporcionó una perspectiva general del comportamiento químico de los elementos, que de otra manera resultaría ininteligible. Permitted sistematizar el estudio de la química de los elementos, comprender su comportamiento predecir sus propiedades, etc. Adicionalmente contribuyó a un avance mucho más sólido en varios de los problemas pendientes que se habían planteado con el estudio de la estructura atómica de los elementos. Si, en relación con estas contribuciones, hubiera que destacar una cuestión, nos referiríamos a la siguiente:

¿Cómo se producen las uniones entre átomos para formar las distintas sustancias?

La configuración electrónica de los átomos, que, como hemos visto, está en la base de la justificación del Sistema Periódico, constituye la principal clave para abordar esta cuestión, a la que se dedica el tema de "Enlace químico".

Los experimentos, materiales y referencias citadas en este documento están disponibles en la página (http://intercentres.edu.qva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Cinetico-corpuscular/Cinetico_corpuscular.htm) dedicada al modelo cinético-corpuscular de la materia, dentro de la web del Departamento de Física y Química del IES "Leonardo Da Vinci" de Alicante (<http://intercentres.edu.qva.es/iesleonardodavinci/Fisica/fisica.htm>). En la misma página se aporta también una selección de tablas periódicas disponibles en Internet, cuyas aportaciones pueden complementar este trabajo.