

Capítulo 8

Relaciones Periódicas Entre Los Elementos

Introducción

Muchas de las propiedades químicas de los elementos se pueden explicar en función de su configuración electrónica. Debido a que los electrones llenan los orbitales atómicos de manera muy ordenada, no es sorprendente que los elementos con configuraciones electrónicas semejantes, como el sodio y el potasio, se comporten de manera semejante en muchos aspectos y que, en general, las propiedades de los elementos muestren tendencias observables. Los químicos del siglo XIX descubrieron tendencias periódicas en las propiedades físicas y químicas de los elementos mucho antes de que la teoría cuántica apareciera en escena. A pesar de que estos químicos no sabían de la existencia de electrones y protones, sus esfuerzos para sistematizar la química de los elementos fueron notablemente acertados. Sus fuentes principales de información fueron las masas atómicas de los elementos y otras propiedades físicas y químicas conocidas.

8.1 Desarrollo De La Tabla Periódica

8.2 Clasificación Periódica De Los Elementos

8.3 Variación Periódica De Las Propiedades Físicas

8.4 Energía De Ionización

8.5 Afinidad Electrónica

8.6 Variación De Las Propiedades Químicas De Los Elementos Representativos

8.1 Desarrollo De La Tabla Periódica

En el siglo XIX, cuando los químicos sólo tenían una vaga idea de los átomos y las moléculas, y no sabían de la existencia de los electrones y los protones, desarrollaron la tabla periódica utilizando su conocimiento de las masas atómicas. Ya se habían hecho mediciones exactas de la masa atómica de muchos elementos. Ordenar los elementos de acuerdo con sus masas atómicas, en una tabla periódica, parecía una idea lógica a los químicos de aquella época, que pensaban que el comportamiento químico debería estar relacionado, de alguna manera, con la masa atómica.

En 1864 el químico inglés John Newlands¹ observó que cuando los elementos se ordenaban de acuerdo con sus masas atómicas, cada octavo elemento mostraba propiedades semejantes. Newlands se refirió a esta peculiar relación como la ley de las octavas. Sin embargo, esta "ley" resultó inadecuada para elementos de mayor masa atómica que el calcio, así que el trabajo de Newlands no fue aceptado por la comunidad científica.

En 1869 el químico ruso Dmitri Mendeleev² y el químico alemán Lothar Meyer,³ independientemente, propusieron un acomodo para los elementos, mucho más amplio, basado en la repetición periódica y regular de las propiedades. En la tabla 8.1 se muestra una primera versión de la tabla periódica de Mendeleev. El sistema de clasificación de Mendeleev superó en mucho al de Newlands, sobre todo en dos aspectos. Primero porque agrupó los elementos en forma más

exacta de acuerdo con sus propiedades y segundo porque hizo posible la predicción de las propiedades de varios elementos que aún no se descubrían. Por ejemplo, Mendeleev propuso la existencia de un elemento desconocido, al que denominó eka-aluminio, y predijo algunas de sus propiedades. (Eka es una palabra en sánscrito que significa “primero”; así, el eka-aluminio sería el primer elemento bajo el aluminio, en el mismo grupo.) Cuando se descubrió el galio, cuatro años más tarde, se observó que sus propiedades coincidían notablemente con las propiedades predichas para el eka-aluminio:

	EKA-ALUMINIO (Ea)	GALIO (Ga)
Masa atómica	68 uma	69.9 uma
Punto de fusión	Bajo	30.15° C
Densidad	5.9 g/cm ³	5.94 g/cm ³
Fórmula del óxido	Ea ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃

La tabla periódica de Mendeleev incluyó los 66 elementos que se conocían. En 1900 ya se habían incluido en la lista alrededor de 30 elementos más con lo que se llenaron algunos de los espacios vacíos. En la figura 8.1 se muestra una tabla cronológica del descubrimiento de los elementos.

TABLA 8.1 La tabla periódica propuesta por Mendeleev*

REIHEN	GRUPO I — R ² O	GRUPO II — RO	GRUPO III — R ² O ³	GRUPO IV RH ⁴ RO ²	GRUPO V RH ³ R ² O ⁵	GRUPO VI RH ² RO ³	GRUPO VII RH R ² O ⁷	GRUPO VIII — RO ⁶
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	-- 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	-- 68	-- 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	-- 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	

*Se dejaron los espacios para los elementos desconocidos con masas atómicas de 44, 68, 72 y 100.

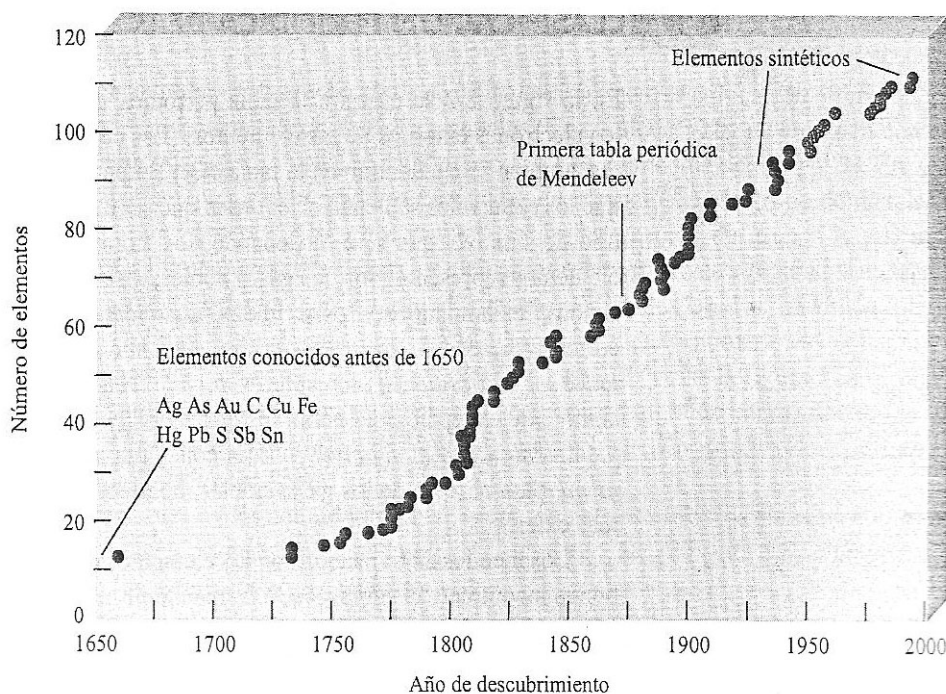


FIGURA 8.1 Esquema cronológico del descubrimiento de los elementos. A la fecha se han identificado 112 elementos.

A pesar de que esta tabla periódica tuvo un gran éxito, sus primeras versiones mostraron algunas incongruencias. Por ejemplo, la masa atómica del argón (39.95 uma) es mayor que la del potasio (39.10 uma). Si los elementos se hubieran ordenado solamente de acuerdo con su masa atómica creciente, el argón debería aparecer en la posición que ocupa el potasio en la tabla periódica moderna (véase la parte interna de la portada). Pero ningún químico colocaría al argón, un gas inerte, en el mismo grupo que el litio y el sodio, dos metales muy reactivos. Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad, diferente a la masa atómica debería ser la base de la periodicidad observada. Resultó que esta propiedad está relacionada con el número atómico, un concepto que Mendeleev y sus contemporáneos desconocían.

A pesar de que esta tabla periódica tuvo un gran éxito, sus primeras versiones mostraron algunas incongruencias. Por ejemplo, la masa atómica del argón (39.95 uma) es mayor que la del potasio (39.10 uma). Si los elementos se hubieran ordenado solamente de acuerdo con su masa atómica creciente, el argón debería aparecer en la posición que ocupa el potasio en la tabla periódica moderna (véase la parte interna de la portada). Pero ningún químico colocaría al argón, un gas inerte, en el mismo grupo que el litio y el sodio, dos metales muy reactivos. Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad, diferente a la

$$\sqrt{\nu} = a(Z - b)$$

donde ν (es la frecuencia de los rayos X emitidos y a y b son constantes para elementos. Así, a partir de la raíz cuadrada de la frecuencia medida de los rayos X emitidos, se puede determinar el número atómico de un elemento.

Con muy pocas excepciones, Moseley encontró que el número atómico aumenta en el mismo orden que la masa atómica. Por ejemplo, el calcio es el vigésimo elemento en orden de masa atómica creciente y tiene un número atómico de 20. Entonces se entendieron las discrepancias con que antes se habían encontrado los científicos. El número atómico del argón es 18 y el del potasio es 19, por lo que el potasio debe ir después del argón en la tabla periódica.

La tabla periódica moderna generalmente muestra el número atómico junto al símbolo del elemento. Como se sabe, el número atómico también indica el número de electrones en los átomos de un elemento. La configuración electrónica de los elementos ayuda a explicar la repetición de las propiedades físicas y químicas. La importancia y la utilidad de la tabla periódica radican en el hecho de que mediante el conocimiento de las propiedades generales y las tendencias dentro de un grupo o un periodo, se pueden predecir con bastante exactitud las propiedades de cualquier elemento, incluso cuando el elemento no sea común.

8.2 Clasificación Periódica De Los Elementos

En la figura 8.2 se muestra la tabla periódica junto con la configuración electrónica de los electrones externos de los elementos. (Las configuraciones electrónicas de los elementos también se encuentran en la tabla 7.3.) Empezando con el hidrógeno, puede observarse que los subniveles se llenan en el orden que se muestra en la figura 7.23. De acuerdo con el tipo de subnivel que se está llenando, los elementos pueden dividirse en categorías: los elementos representativos, los gases nobles, los elementos de transición (o metales de transición), los lantánidos y los actínidos. Los elementos representativos (también conocidos como elementos de los grupos principales) son los elementos de los grupos 1A hasta 7A, todos los cuales tienen incompletos los subniveles s o p del máximo número cuántico principal. Con excepción del helio, los gases nobles (los elementos del grupo 8A) tienen completamente lleno el subnivel p. (Las configuraciones electrónicas son $1s^2$ para el helio y ns^2np^6 para el resto de los gases nobles, donde n es el número cuántico principal del nivel más externo.)

Los metales de transición son los elementos de los grupos 1B y 3B hasta 8B, los cuales tienen incompleto el subnivel d, o forman fácilmente cationes con el subnivel d incompleto. (Algunas veces se hace referencia a estos metales como los elementos de transición del bloque d.) La numeración no secuencial de los metales de transición en la tabla periódica (es decir, 3B-8B, seguida por 1B-2B) obedece a la correspondencia que existe entre la configuración electrónica externa de estos elementos con la de los elementos representativos. Por ejemplo, tanto el escandio como el galio tienen 3 electrones externos. Sin embargo, como se encuentran en diferentes tipos de orbitales atómicos, se colocan en diferentes grupos (3A y 3B). Los metales hierro (Fe), cobalto (Co) y níquel (Ni) no cumplen con esta clasificación, y los tres se colocan en el grupo 8B. Los elementos del grupo 2B, Zn, Cd y Hg, no son elementos representativos ni metales de transición. Este grupo de metales no tiene un nombre especial. Cabe hacer notar que la designación de grupos A y B no es universal. En Europa, se utiliza B para los elementos representativos y A para los metales de transición, que es justamente lo opuesto al convenio de Estados Unidos. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado numerar las columnas de manera secuencial con números arábigos, desde 1 hasta 18 (véase la

Al analizar la configuración electrónica de los elementos de un grupo en particular, se observa claramente que siguen un modelo. Las configuraciones electrónicas para los grupos 1A y 2A se muestran en la tabla 8.2. Todos los miembros del grupo 1A, los metales alcalinos, tienen configuraciones electrónicas externas semejantes; todos tienen un núcleo de gas noble y un electrón externo ns^1 . De igual manera, el grupo 2A, los metales alcalinotérreos, tienen un núcleo de gas noble y una configuración electrónica externa ns^2 . Los electrones externos de un átomo, que son los implicados en el enlace químico, generalmente reciben el nombre de electrones de valencia. La semejanza en la configuración electrónica externa (es decir, que tienen el mismo número y tipo de electrones de valencia) es lo que hace que los elementos del mismo grupo se parezcan entre sí en su comportamiento químico. Esta observación es válida para el resto de los elementos representativos. Así, por ejemplo, la configuración electrónica externa de todos los halógenos (los elementos del grupo 7A) es ns^2np^5 y sus propiedades son semejantes. Sin embargo, es necesario ser cauteloso al predecir las propiedades para los grupos 3A hasta 7A. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 4A tienen la misma configuración electrónica externa, ns^2np^2 , pero hay variaciones en las propiedades químicas entre estos elementos: el carbono es un no metal, silicio y germanio son metaloides y estaño y plomo son metales.

1	2											13	14	15	16	17	18
1A	2A	Elementos representativos										3A	4A	5A	6A	7A	8A
3	4	Gases nobles										Lantánidos					2
Li	Be	Metales de transición										Actínidos					He
5	6	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	13	14	15	16	17	18
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl											Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112						
Fr	Ra	Ac	Rf	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt									

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

FIGURA 8.3 Clasificación de los elementos. Obsérvese que los elementos del grupo 2B con frecuencia se clasifican como metales de transición a pesar de que no muestran las características de los metales de transición. (Véase sección a color, pág. 11.)

Como grupo, los gases nobles se comportan de manera muy similar. Con excepción del kriptón y el xenón, el resto de estos elementos son totalmente inertes desde el punto de vista químico. La

razón radica en que estos elementos tienen llenos por completo los subniveles externos ns y np, lo que les confiere una gran estabilidad. A pesar de que la configuración electrónica externa de los metales de transición no es siempre igual dentro de un grupo y no hay un patrón regular en el cambio de configuración electrónica de un metal al siguiente en el mismo periodo, todos los metales de transición comparten muchas características que los colocan aparte de otros elementos. Esto se debe a que todos estos metales tienen incompleto el subnivel d. De igual forma, los elementos lantánidos (y los actínidos) se parecen entre sí porque tienen incompleto el subnivel f.

Ejemplo 8.1

Un átomo neutro de cierto elemento tiene 15 electrones. Sin consultar la tabla conteste las siguientes preguntas: a) ¿cuál es la configuración electrónica en estado basal del elemento? b) ¿Cómo debe clasificarse al elemento? c) ¿Los átomos de este elemento son diamagnéticos o paramagnéticos?

Respuesta a) Utilizando el principio de construcción y conociendo la capacidad máxima de los subniveles s y p, se puede escribir la configuración electrónica en estado basal del elemento como $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

b) Debido a que el subnivel p no está completamente lleno, es un elemento representativo. Con base en la información proporcionada, no puede decirse si se trata de un metal o un no metal o un metaloide.

c) De acuerdo con la regla de Hund, los tres electrones de los orbitales 3p tienen espines paralelos. Como consecuencia, los átomos de este elemento son paramagnéticos, con tres espines desapareados. (Recuérdese que en el capítulo 7 se vio que cualquier átomo que tenga un número impar de electrones debe ser paramagnético.)

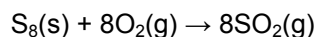
Ejercicio De Práctica

Un átomo neutro de cierto elemento tiene 20 electrones. a) Escriba la configuración electrónica en estado basal del elemento, b) clasifique al elemento, y c) determine si los átomos del elemento son diamagnéticos o paramagnéticos.

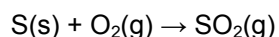
Representación De Los Elementos Libres En Las Ecuaciones Químicas

Después de clasificar los elementos de acuerdo con su configuración electrónica, es posible estudiar la forma en que los químicos representan los metales, metaloides y no metales que aparecen en las ecuaciones químicas como elementos libres. Debido a que los metales no existen en unidades moleculares discretas, siempre se utilizan sus fórmulas empíricas en las ecuaciones químicas.* Por ejemplo, la fórmula empírica del hierro es Fe, la misma que el símbolo del elemento.

Para los no metales no hay una regla sencilla. Por ejemplo, el carbono existe como una red tridimensional de átomos, de modo que se utiliza su fórmula empírica (C) para representar el carbono elemental en las ecuaciones químicas. El hidrógeno, nitrógeno, oxígeno y los halógenos existen como moléculas diatómicas, así que se utiliza su fórmula molecular (H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂) en las ecuaciones. La forma estable del fósforo es la molecular (P₄), por lo que se utiliza P₄. Los químicos con frecuencia utilizan la fórmula empírica del azufre (S) en las ecuaciones químicas, en lugar de S₈, que es la forma estable. Así, en lugar de escribir la ecuación para la combustión del azufre como



por lo general se escribe



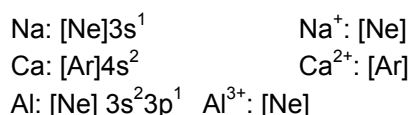
Todos los gases nobles son especies monoatómicas, así que se utilizan sus símbolos: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn. Los metaloides, igual que los metales, existen en redes complejas tridimensionales y se representan, también, con sus fórmulas empíricas, es decir, con sus símbolos: B, Si, Ge, y así sucesivamente.

Configuración Electrónica De Cationes Y Aniones

Debido a que muchos compuestos iónicos están formados por aniones y cationes monoatómicos es útil saber cómo se escriben las configuraciones electrónicas de estas especies iónicas. Al igual que para las especies neutras, se utiliza el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund para escribir la configuración electrónica en estado basal de cationes y aniones. Para su análisis, los iones se agruparán en dos categorías.

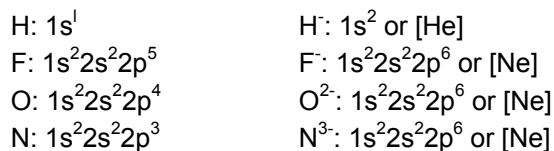
Iones derivados de los elementos representativos

Los iones formados a partir de los átomos neutros de casi todos los elementos representativos tienen la configuración electrónica externa de un gas noble, ns²np⁶. En la formación de un catión a partir de un átomo neutro de un elemento representativo se pierden uno o más electrones del nivel n más alto ocupado. A continuación se muestran las configuraciones electrónicas de algunos átomos neutros y de sus cationes correspondientes.



Obsérvese que cada ión tiene la configuración estable de un gas noble.

En la formación de un anión se agregan uno o más electrones al nivel n más alto, que está parcialmente lleno. Considérense los ejemplos siguientes:



Todos estos aniones también tienen la configuración estable de un gas noble. Obsérvese que F⁻, Na⁺ y Ne (lo mismo que Al³⁺, O²⁻ y N³⁻) tienen la misma configuración electrónica. Se dice que son isoelectrónicos porque tienen el mismo número de electrones y, por lo tanto, la misma configuración electrónica fundamental. Así, H⁻ y He también son isoelectrónicos.

Cationes derivados de los metales de transición

En la sección 7.10 se estudió que en los metales de la primera serie de transición (desde Sc hasta Cu), el orbital 4s siempre se llena antes que los orbitales 3d. Considérese al manganeso, cuya configuración electrónica es [Ar]4s²3d⁵. Cuando se forma el ion Mn²⁺ se esperaría que los dos electrones salieran de los orbitales 3d para formar [Ar]4s²3d³. De hecho, la configuración electrónica del Mn²⁺ es [Ar]3d⁵! La razón es que las interacciones electrón-electrón y electrón-núcleo en un átomo neutro pueden ser muy diferentes de las que se presentan en su ión. Así, mientras que el orbital 4s siempre se llena antes que los orbitales 3d en el Mn, los electrones se pierden primero del orbital 4s para formar Mn²⁺ debido a que los orbitales 3d son más estables que el orbital 4s en los iones de los metales de transición. Por lo tanto, cuando se forma un catión a partir de un átomo de un metal de transición, los electrones que siempre se pierden primero son los del orbital ns y, después, orbitales (n-1)d.

Recuerde siempre que la mayoría de los metales de transición pueden formar más de un catión y que frecuentemente dichos cationes no son isoelectrónicos al gas noble que los precede.

8.3 Variación Periódica De Las Propiedades Físicas

Como ya se ha visto, la configuración electrónica de los elementos muestra una variación periódica al aumentar el número atómico. Como consecuencia, los elementos también presentan variaciones en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico. En esta sección, y en las dos siguientes, se examinarán algunas propiedades físicas que influyen en el comportamiento químico de los elementos que están en el mismo grupo o periodo. Se comenzará por analizar el concepto de carga nuclear efectiva, que está directamente relacionado con el tamaño atómico y con la tendencia para formar iones.

Carga Nuclear Efectiva

En el capítulo 7 se estudió el efecto pantalla que ejercen los electrones cercanos al núcleo sobre los electrones de los niveles externos en los átomos polielectrónicos. La presencia de electrones internos reduce la atracción electrostática entre los protones del núcleo, que tienen carga positiva; y los electrones externos. Más aún, las fuerzas de repulsión entre los electrones en un átomo polielectrónico compensan la fuerza de atracción que ejerce el núcleo. El concepto de carga nuclear efectiva permite entender los efectos de pantalla en las propiedades periódicas.

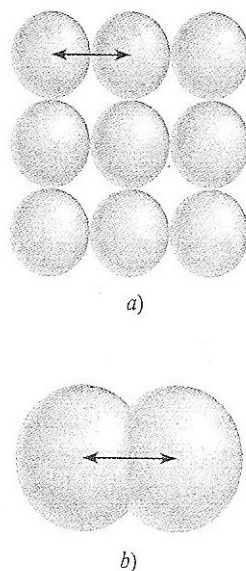


FIGURA 8.4 a) En los metales como el berilio, el radio atómico se define como la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos adyacentes. b) Para los elementos que existen como moléculas diatómicas, el yodo por ejemplo, el radio atómico se define como la mitad de la distancia entre los centros de los átomos que forman la molécula.

Considérese, por ejemplo, el átomo de helio cuya configuración fundamental es $1s^2$. Los dos protones del helio le confieren al núcleo una carga de +2, pero la fuerza total de atracción de esta carga sobre los dos electrones $1s$ está parcialmente balanceada por la repulsión entre los electrones. Como consecuencia, se dice que cada electrón $1s$ está apantallado del núcleo por el otro electrón. La carga nuclear efectiva (Z_{efec}) que es la carga que se ejerce sobre un electrón, está dada por

$$Z_{\text{efec}} = Z - \sigma$$

donde Z es la carga nuclear real (es decir, el número atómico del elemento) y σ (sigma) se conoce como constante de apantallamiento (también denominada constante pantalla). La constante pantalla es mayor que cero pero menor que Z .

Una forma de mostrar el apantallamiento de los electrones es considerar la energía necesaria para quitar los dos electrones del átomo de helio. Las mediciones muestran que se requiere una energía de 2373 kJ para quitar el primer electrón de 1 mol de átomos de He, y una energía de 5251 kJ para quitar el electrón restante en 1 mol de iones de He^+ . La razón de que se necesite mucha más energía para quitar el segundo electrón es que cuando sólo está presente un electrón no existe el efecto pantalla contra la carga nuclear de +2.

Para átomos con tres o más electrones, los electrones de un determinado nivel están apantallados por los electrones de los niveles internos (es decir, los más cercanos al núcleo) pero no por los electrones de los niveles externos. Así, en un átomo neutro de litio, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^1$, el electrón $2s$ está apantallado por los dos electrones $1s$, pero el electrón $2s$ no tiene ningún efecto pantalla sobre los electrones $1s$. Además, los niveles

internos llenos apantallan mejor a los electrones externos que lo que los electrones del mismo subnivel se apantallan entre sí.

Radio atómico

Numerosas propiedades físicas, incluidas la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición, están relacionadas con el tamaño de los átomos, pero el tamaño atómico es algo difícil de definir. Como se expuso en el capítulo 7, la densidad electrónica de un átomo se extiende más allá del núcleo, aunque generalmente se piensa en el tamaño atómico como el volumen que contiene alrededor del 90% de la densidad electrónica total alrededor del núcleo. Cuando se tiene que ser más específico, se define el tamaño de un átomo en términos de su radio atómico, que es la mitad de la distancia entre los dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes.

Para los átomos que están unidos entre sí formando una red tridimensional, el radio atómico es simplemente la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos [figura 8.4a)]. Para elementos que existen como moléculas diatómicas sencillas, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula específica [figura 8.4b)].

En la figura 8.5 se muestran los radios atómicos de muchos elementos, de acuerdo con su posición en la tabla periódica, y en la figura 8.6 se muestra una gráfica de los radios atómicos de los mismos elementos contra su número atómico. Las tendencias periódicas son claras. Al estudiar las tendencias, se debe recordar que los radios atómicos están determinados en gran medida por la fuerza de atracción entre los electrones del nivel externo y el núcleo. Cuanto más fuerte es la carga nuclear efectiva, mayor es la fuerza con que los electrones son atraídos por el núcleo y menor es el radio atómico. Considérense los elementos del segundo periodo desde el Li hasta el F, por ejemplo. Al desplazarse de izquierda a derecha se encuentra que el número de electrones del nivel interno ($1s^2$) permanece constante, en tanto que la carga nuclear aumenta. Los electrones que se agregan para balancear el aumento de la carga nuclear no pueden ejercer un efecto pantalla entre sí. Como consecuencia, la carga nuclear efectiva aumenta constantemente mientras el número cuántico principal permanece constante ($n = 2$). Por ejemplo, el electrón externo $2s$ del litio está apantallado del núcleo (que tiene 3 protones) por los dos electrones $1s$. Como una aproximación, se puede suponer que el efecto pantalla de los dos electrones $1s$ cancela las dos cargas positivas del núcleo. Así, el electrón $2s$ sólo siente la atracción debida a un protón del núcleo; la carga nuclear efectiva es $+1$. En el berilio ($1s^2 2s^2$), cada uno de los electrones $2s$ está apantallado por los dos electrones internos $1s$, que cancelan dos de las cuatro cargas positivas del núcleo. Debido a que los electrones $2s$ no se apantallan entre sí de manera importante, el resultado total es que la carga nuclear efectiva para cada electrón $2s$ es mayor que $+1$. Así, a medida que la carga nuclear efectiva aumenta, el radio atómico disminuye de manera constante desde el litio hasta el flúor.

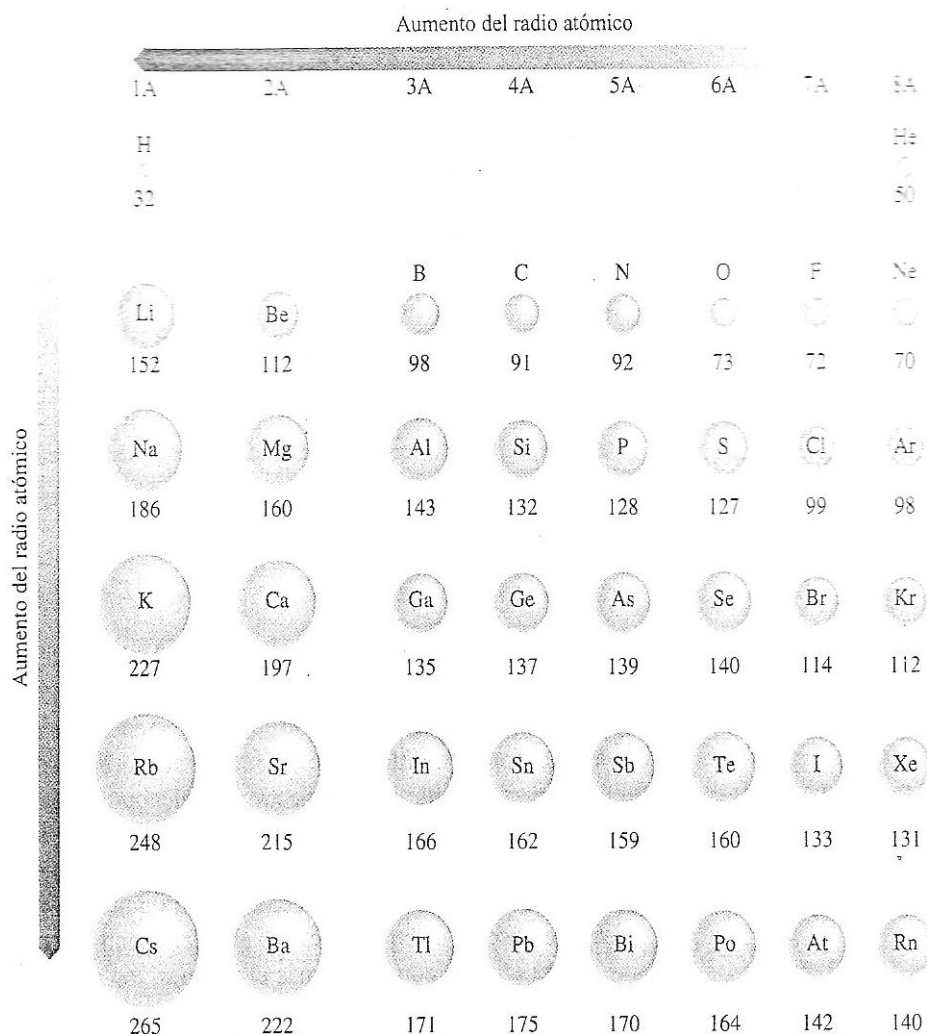


FIGURA 8.5 Radios atómicos (en picómetros) de los elementos representativos, de acuerdo con su posición en la tabla periódica. Obsérvese que no hay un acuerdo general en cuanto al tamaño de los radios atómicos. Aquí se muestran sólo las tendencias en cuanto a los radios atómicos y no sus valores exactos.

Dentro de un grupo de elementos, se encuentra que el radio atómico aumenta a medida que aumenta el número atómico. Para los metales alcalinos del grupo 1A, el electrón externo se encuentra en el orbital ns . Como el tamaño de los orbitales aumenta a medida que aumenta el número cuántico principal n , el tamaño de los átomos del metal aumenta desde el Li hasta el Cs. Se puede aplicar el mismo razonamiento para los elementos de otros grupos.

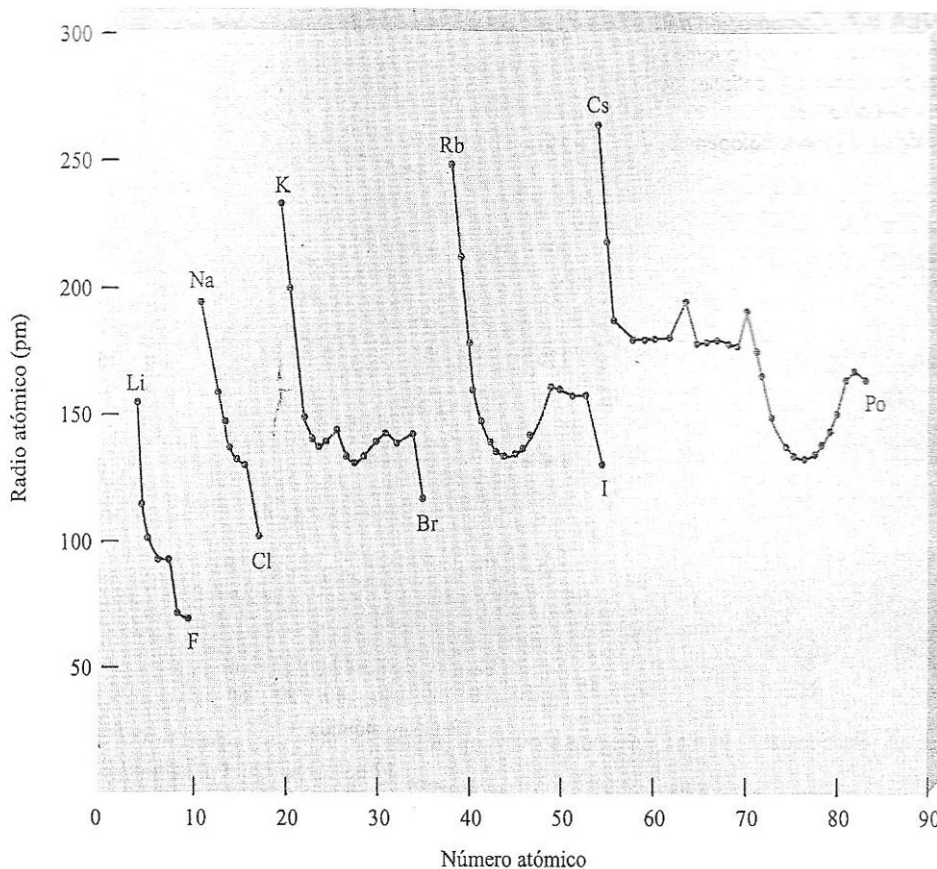


FIGURA 8.6 Gráfica del radio atómico (en picómetros) de los elementos contra sus números atómicos.

Ejemplo 8.2

Consultando una tabla periódica, ordene los siguientes átomos en orden creciente de su radio: P; Si, N.

Respuesta Obsérvese que N y P están en el mismo grupo (grupo 5A) y que el N está antes que el P. Por lo tanto, el radio del N es menor que el radio del P (el radio atómico aumenta a medida que se avanza hacia abajo en un grupo). Tanto el Si como el P están en el tercer periodo y el Si está a la izquierda del P. Como consecuencia; el radio del P es menor que el radio del Si (el radio atómico disminuye a medida que se avanza de izquierda a derecha a lo largo de un periodo). Así, el orden creciente de radio es $N < P < Si$.

Ejercicio De Práctica

Ordene los siguientes átomos en orden decreciente según su radio: C, Li, Be.

Radio Iónico

El radio iónico es el radio de un catión o de un anión. Se puede medir por la difracción de rayos X (véase el capítulo 11). El radio iónico afecta las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico. Por ejemplo, la estructura tridimensional de un compuesto iónico depende del tamaño relativo de sus cationes y aniones.

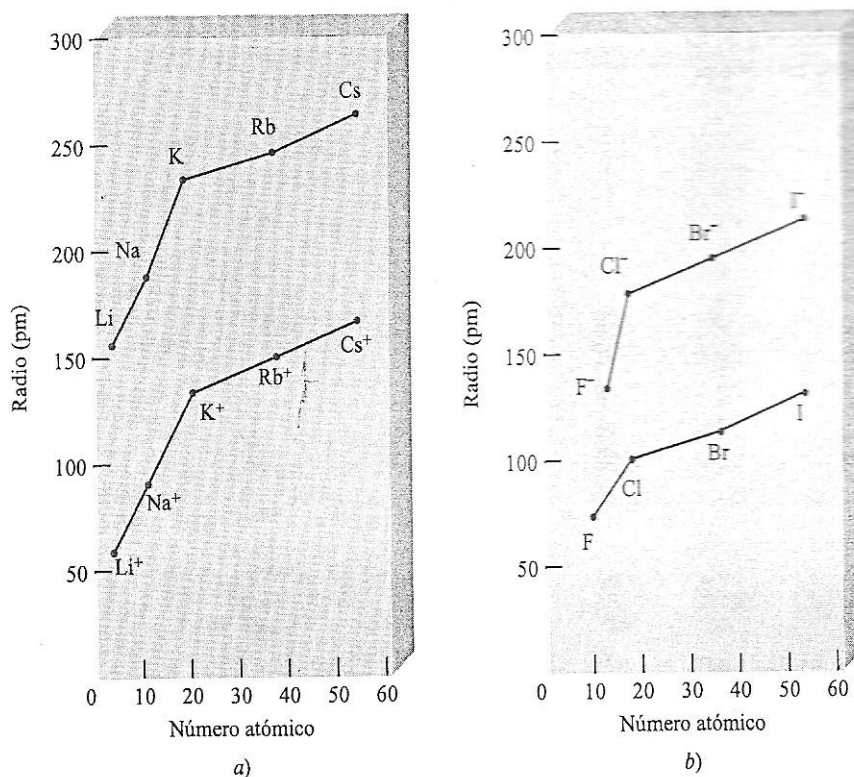


FIGURA 8.7 Comparación del radio atómico con el radio iónico. a) Metales alcalinos y cationes de los metales alcalinos. b) Halógenos y iones halogenuro.

Cuando un átomo neutro se convierte en un ión, se espera un cambio en el tamaño. Si el átomo forma un anión, su tamaño (o radio) aumenta debido a que la carga nuclear permanece constante, pero la repulsión, producto de la adición de un electrón (electrones) adicional(es), aumenta el dominio de la nube electrónica. Por otra parte, al quitar uno o más electrones de un átomo se reduce la repulsión electrón-electrón, pero la carga nuclear permanece constante, con lo cual la nube electrónica se contrae, y el catión es más pequeño que el átomo. En la figura 8.7 se muestran los cambios de tamaño que se producen cuando los metales alcalinos se convierten en cationes y los halógenos, en aniones; en la figura 8.8 se muestran los cambios de tamaño que ocurren cuando un átomo de litio reacciona con un átomo de flúor para formar una unidad de LiF.

En la figura 8.9 se muestran los radios de los iones derivados de los elementos más comunes, acomodados de acuerdo con la posición de los elementos en la tabla periódica. Se puede observar que existen tendencias paralelas entre el radio atómico y el radio iónico. Por ejemplo, tanto el radio atómico como el radio iónico aumentan a medida que se avanza de arriba hacia abajo en un

grupo. Para los iones derivados de elementos de diferentes grupos, la comparación sólo tiene significado si los iones son isoelectrónicos. Si se examinan iones isoelectrónicos, se encuentra que los cationes son más pequeños que los aniones. Por ejemplo, Ne es menor que F⁻. Ambos iones tienen el mismo número de electrones, pero el Na (Z = 11) tiene más protones que el F (Z = 9). La mayor carga nuclear efectiva del Na⁺ da como resultado un menor radio.

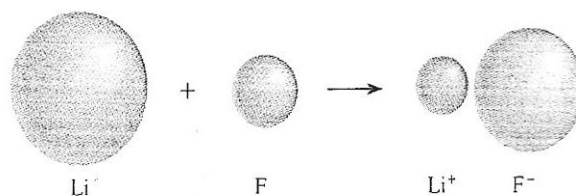


FIGURA 8.8 Cambios de tamaño del Li y del F cuando reaccionan para formar LiF.

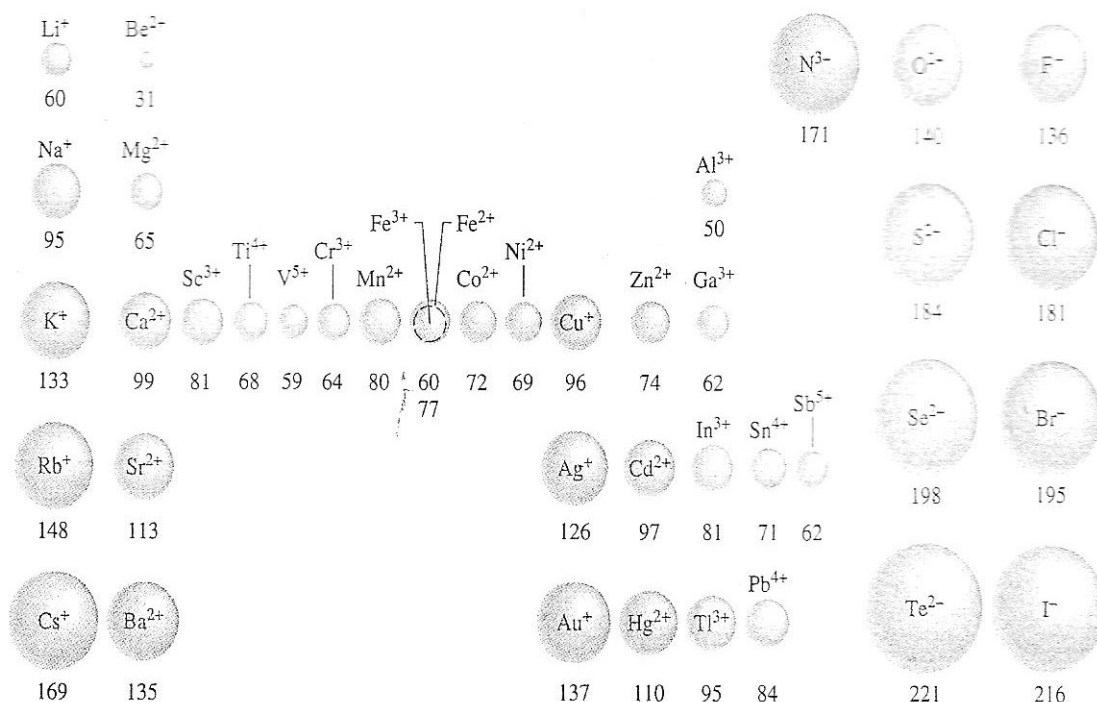


FIGURA 8.9 El radio iónico (en picómetros) de algunos elementos comunes, acomodados de acuerdo con su posición en la tabla periódica.

Al analizar los cationes isoelectrónicos puede verse que el radio de los iones tripositivos (iones que tienen tres cargas positivas) son más pequeños que los radios de los iones dipositivos (iones que tienen dos cargas positivas) los cuales, a su vez, son más pequeños que los iones monopositivos (iones que tienen una carga positiva). Esta tendencia se aprecia en forma adecuada con el tamaño de tres iones isoelectrónicos del tercer periodo: Al³⁺, Mg²⁺ y Na⁺ (véase la figura 8.9). El ión Al³⁺ tiene el mismo número de electrones que el Mg²⁺, pero tiene un protón más. Así, la nube

electrónica del Al^{3+} es atraída hacia el núcleo con más fuerza que en caso del Mg^{2+} . El radio menor del Mg^{2+} , comparado con el radio del Na^+ , puede explicarse de manera semejante. Al revisar los aniones isoelectrónicos, se encuentra que el radio aumenta a medida que se avanza desde los iones mononegativos (con carga $-$) hacia los iones dinegativos (con carga $2-$), y así sucesivamente. De esta manera, el ión óxido es mayor que el ión fluoruro porque el oxígeno tiene un protón menos que el flúor; la nube electrónica se extiende más en el O^{2-} .

Ejemplo 8.3

Indique, para cada uno de los siguientes pares, cuál de las dos especies es mayor: a) N^{3-} o F^- ; b) Mg^{2+} o Ca^{2+} ; c) Fe^{2+} o Fe^{3+} .

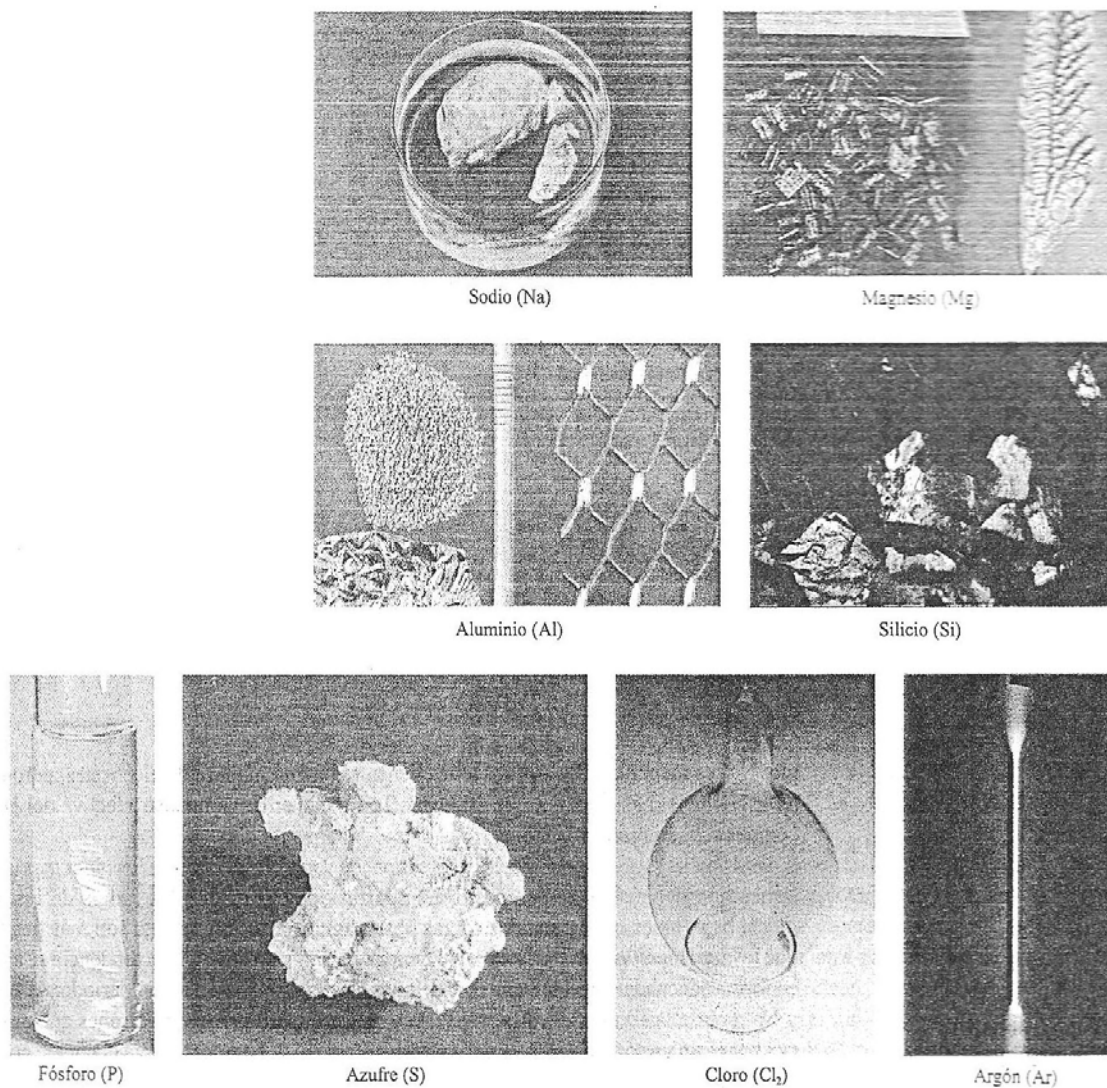


FIGURA 8.10 Los elementos del tercer periodo. La fotografía del argón, que es un gas incoloro e inodoro, muestra el color emitido por el gas en un tubo de descarga.

(Véase sección a color, pág. 12.)

Respuesta a) N^{3-} y F^- son aniones isoelectrónicos. Debido a que N^{3-} tiene solo siete protones y F^- tiene nueve, el N^{3-} es mayor.

b) Tanto el Mg como el Ca pertenecen al grupo 2A (metales alcalinotérreos). El ión Ca^{2+} es mayor que el Mg^{2+} porque los electrones de valencia del Ca se encuentran en un nivel mayor ($n = 4$) que los del Mg ($n = 3$).

c) Ambos iones tienen la misma carga nuclear, pero Fe^{2+} tiene un electrón más y por lo tanto la repulsión electrón-electrón es mayor. El radio de Fe^{2+} es mayor.

Ejercicio De Práctica

Seleccione el ión más pequeño en cada uno de los siguientes pares: a) K^+ , Li^+ ; b) Au^+ , Au^{3+} ; c) P^{3-} , N^{3-} .

Variación De Las Propiedades Periódicas A Través De Un Periodo Y En Un Grupo

Al desplazarse de izquierda a derecha a lo largo de un periodo hay una transición de metales a metaloides y a no metales. Considérense los elementos del tercer periodo, desde sodio hasta argón (figura 8.10). El sodio, el primer elemento del tercer periodo, es un metal muy reactivo, en tanto que el cloro, el penúltimo elemento del mismo periodo, es un no metal muy reactivo. Entre ellos, los elementos muestran una transición gradual desde las propiedades metálicas hasta las propiedades no metálicas. El sodio, el magnesio y el aluminio tienen redes atómicas tridimensionales y se mantienen unidos mediante fuerzas características del estado metálico. El silicio es un metaloide, tiene una estructura tridimensional gigante en la cual los átomos de Si están unidos entre sí fuertemente. A partir del fósforo, los elementos existen como unidades moleculares sencillas y discretas (P_4 , S_8 , Cl_2 y Ar), los cuales tienen bajos puntos de fusión y de ebullición.

Dentro de un grupo, las propiedades físicas varían de manera fácil de predecir, en especial si los elementos se encuentran en el mismo estado físico. Por ejemplo, los puntos de fusión del argón y el xenón son -189.2°C y -111.9°C , respectivamente. Es posible predecir el punto de fusión del elemento intermedio, el kriptón, calculando el promedio de estos dos valores como sigue:

$$\text{Punto de fusión del Kr} = \frac{[(-189.2^\circ\text{C}) + (-111.9^\circ\text{C})]}{2} = -150.6^\circ\text{C}$$

Este valor es muy cercano al punto de fusión real, que es -156.6°C .

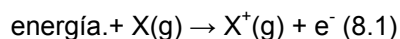
En la sección La química en acción de la página 302 se muestra una aplicación interesante de las propiedades periódicas de los grupos.

8.4 Energía De Ionización

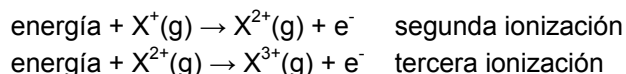
No sólo hay relación entre la configuración electrónica y las propiedades físicas, también hay una

relación cercana entre la configuración electrónica (una propiedad microscópica) y el comportamiento químico (una propiedad macroscópica). Como ya se ha visto a lo largo de este libro, las propiedades químicas de cualquier átomo están determinadas por la configuración de los electrones de valencia de sus átomos. La estabilidad de estos electrones externos se refleja directamente en la energía de ionización de los átomos. La energía de ionización es la energía mínima (en kJ/mol) que se requiere para quitar un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. En otras palabras, la energía de ionización es la cantidad de energía en kilojoules que se necesita para quitar un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso. En esta definición se especifica el estado gaseoso de los átomos porque un átomo en estado gaseoso no está influido por los átomos vecinos y, por lo tanto, no existen fuerzas intermoleculares (es decir, fuerzas entre las moléculas) que deban tomarse en cuenta al realizar la medición de la energía de ionización.

La magnitud de la energía de ionización es una medida de qué tan fuertemente está unido el electrón al átomo. Cuanto mayor es la energía de ionización es más difícil quitar el electrón. Para los átomos polieletrónicos la cantidad de energía requerida para quitar el primer electrón del átomo en su estado fundamental,



se denomina primera energía de ionización (I_1). En la ecuación (8.1), X representa un átomo de cualquier elemento, e es un electrón y g expresa el estado gaseoso. La segunda energía de ionización (I_2) y la tercera energía de ionización (I_3) se muestran en las siguientes ecuaciones:



El patrón continúa para quitar los electrones subsecuentes.

Cuando se quita un electrón de un átomo neutro disminuye la repulsión entre los electrones restantes. Debido a que la carga nuclear permanece constante, se necesita más energía para quitar otro electrón del ión cargado positivamente. Así, las energías de ionización siempre aumentan en el siguiente orden

$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots$$

TABLA 8.3 Las energías de ionización (Kj/mol) de los 20 primeros elementos

Z	Elemento	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta	Quinta	Sexta
1	H	1312					
2	He	2373	5251				
3	Li	520	7300	11815			
4	Be	899	1757	14850	21005		

5	B	801	2430	3660	25000	32820	
6	C	1086	2350	4620	6220	38000	47260
7	N	1400	2860	4580	7500	9400	53000
8	O	1314	3390	5300	7470	11000	13000
9	F	1680	3370	6050	8400	11000	15200
10	Ne	2080	3950	6120	9370	12200	15000
11	Na	495.9	4560	6900	6540	13400	16600
12	Mg	739.1	1450	7730	10500	13600	18000
13	Al	577.9	1820	2750	11600	14800	18400
14	Si	78603	1580	3230	4360	16000	20000
15	P	1012	1904	2910	4960	6240	21000
16	S	999.5	2250	3360	4660	6990	8500
17	Cl	1251	2297	3820	5160	6540	9300
18	Ar	1521	2666	3900	5770	7240	8800
19	K	418.7	3052	4410	5900	8000	9600
20	Ca	589.5	1145	4900	6500	8100	11000

En la tabla 8.3 se muestran las energías de ionización de los primeros 20 elementos. La ionización siempre es un proceso endotérmico. Por convenio, la energía absorbida por los átomos (o iones) durante el proceso de ionización tiene un valor positivo. Así, todas las energías de ionización son cantidades positivas. En la figura 8.11 se muestra la variación de la primera energía de ionización con el número atómico. La gráfica muestra con claridad la periodicidad en la estabilidad del electrón atraído con menos fuerza. Obsérvese que, salvo por algunas irregularidades, la primera energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta a medida que aumenta el número atómico. Esta tendencia se debe al incremento de la carga nuclear efectiva de izquierda a derecha (como en el caso de la variación de los radios atómicos). Una mayor carga nuclear efectiva significa que el electrón externo extraído con más fuerza y por lo tanto la primera energía de ionización es mayor. Una característica importante de la figura 8.11 son los máximos, que corresponden a los gases nobles. La elevada energía de ionización de los gases nobles, originada por su configuración electrónica estable en el estado fundamental, explica el hecho de que la mayoría de ellos son químicamente inertes. De hecho, el helio ($1s^2$) tiene la primera energía de ionización más elevada entre todos los elementos.

En la parte baja de la gráfica de la figura 8.11 están los elementos del Grupo 1A (los metales alcalinos), que tienen las menores primeras energías de ionización. Cada uno de estos metales tiene un electrón de valencia (la configuración electrónica externa es ns^1) apantallado de manera eficaz por los niveles internos que están llenos por completo. En consecuencia, es energéticamente fácil quitar un electrón de un átomo de un metal alcalino para formar un ión positivo (Li^+ , Na^+ , K^+ , ...). En forma significativa, la configuración electrónica de cada uno de estos cationes es isoelectrónica del gas noble que los precede en la tabla periódica.

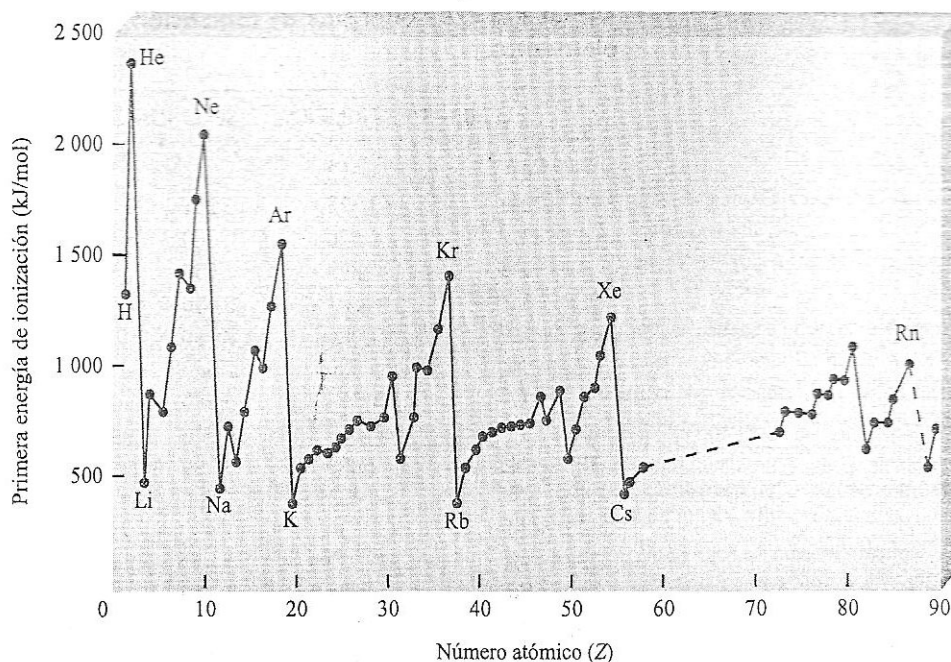


FIGURA 8.11 Variación de la energía de ionización con el número atómico. Obsérvese que los gases nobles valores altos de energía de ionización, en tanto que los metales alcalinos y los metales alcalinotérreos tienen bajos valores de energía de ionización.

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

Como se muestra en la figura 8.11, los metales tienen energías de ionización más o menos bajas si se comparan con los no metales. Las energías de ionización de los metaloides por lo general se encuentran entre las de los metales y las de los no metales. La diferencia en las energías de ionización explica por qué los metales siempre forman cationes y los no metales forman aniones en los compuestos iónicos. (El único catión no metálico importante es el ión amonio, NH_4^+) En un determinado grupo, la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico (es decir, hacia abajo del grupo). Los elementos de un mismo grupo tienen configuraciones electrónicas externas semejantes. Sin embargo, a medida que aumenta el número cuántico principal n, aumenta de igual manera la distancia promedio de los electrones de valencia respecto del núcleo. Una mayor separación entre el electrón y el núcleo significa que hay menor atracción, por lo que es más fácil quitar un electrón al ir de un elemento a otro hacia abajo del grupo. De la misma manera, el carácter metálico de los elementos de un grupo aumenta de arriba hacia abajo. Esta tendencia es particularmente notoria para los elementos de los grupos 3A al 7A. Por ejemplo, en el grupo 4A, el carbono es un no metal, el silicio y el germanio son metaloides y el estaño y el plomo son metales.

Aun cuando la tendencia general en la tabla periódica es que la primera energía de ionización aumente de izquierda a derecha, hay algunas irregularidades. La primera excepción se encuentra entre los elementos del grupo 2A y 3A del mismo periodo (por ejemplo, al ir del Be al B, y del Mg al Al). La primera energía de ionización de los elementos del grupo 3A es menor que la de los elementos del grupo 2A porque tienen sólo un electrón en el subnivel externo p (ns^2np^1), el cual está bien apantallado por los electrones internos y por los electrones ns^2 . Como consecuencia, se necesita menos energía para quitar un solo electrón p que para quitar un electrón s apareado del mismo nivel energético principal. La segunda irregularidad se encuentra entre los grupos 5A y 6A (por ejemplo, del N al O y del P al S). En los elementos del grupo 5A (ns^2np^3) los electrones p se encuentran en tres orbitales diferentes, de acuerdo con la regla de Hund. En el grupo 6A (ns^2np^4) el electrón adicional debe estar apareado con uno de los tres electrones p. La proximidad entre dos electrones en el mismo orbital produce una gran repulsión electrostática, lo que facilita la ionización de un átomo de un elemento del grupo 6A, aun cuando la carga nuclear aumenta en una unidad. Por lo tanto, las energías de ionización para los elementos del grupo 6A son menores que las de los elementos del grupo 5A en el mismo periodo.

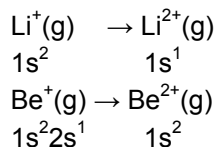
En el siguiente ejemplo se comparan las energías de ionización de algunos elementos.

Ejemplo 8.4

- a) ¿Cuál átomo debe tener menor la primera energía de ionización: el oxígeno o el azufre?
 b) ¿Cuál átomo debe tener mayor una segunda energía de ionización: el litio o el berilio?

Respuesta a) El oxígeno y el azufre son miembros del grupo 6A. Tienen la misma configuración electrónica de valencia (ns^2np^4), pero el electrón 3p del azufre está más alejado del núcleo y experimenta menor atracción nuclear que el electrón 2p del oxígeno. Así, siguiendo la regla general de que la energía de ionización de los elementos disminuye a medida que se avanza hacia abajo en un grupo, puede predecirse que el azufre tendrá una menor primera energía de ionización. En la tabla 8.3 se confirma este razonamiento.

b) Las configuraciones electrónicas del Li y del Be son $1s^22s^1$ y $1s^22s^2$, respectivamente. Para el proceso de segunda energía de ionización se escribe



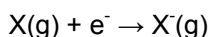
Debida a que los electrones 1s apantallan a los electrones 2s en forma más eficaz de lo que se protegen entre si, se puede predecir que debe ser mucho más fácil quitar un electrón 2s del Be^+ que quitar un electrón 1s del Li^+ . Esto es consistente con los datos de la tabla 8.3.

Ejercicio De Práctica

- a) ¿Cuál de los siguientes átomos tendrá mayor la primera energía de ionización: N o P?
 b) ¿Cuál de los siguientes átomos tendrá menor segunda energía de ionización: Na o Mg?

8.5 Afinidad Electrónica

Otra propiedad de los átomos que influye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Esta propiedad se denomina afinidad electrónica, la cual es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión. La ecuación es



El signo de la afinidad electrónica es contrario al que se utiliza para la energía de ionización. Como se vio en la sección 8.5, una energía de ionización positiva significa que se debe suministrar energía para quitar el electrón. Por otra parte, un valor positivo para la afinidad electrónica significa que cuando se agrega un electrón a un átomo se libera energía. Para aclarar esta aparente paradoja, considérese el proceso en el cual un átomo gaseoso de flúor acepta un electrón:

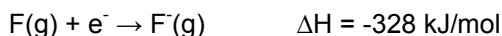


TABLA 8.4 Afinidades electrónicas (kJ/mol) de algunos representativos y de los gases nobles*

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
73							≤ 0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	0	141	328	< 0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	44	134	72	200	349	< 0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2.4	29	118	77	195	325	< 0
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	4.7	29	121	101	190	295	< 0
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45	14	30	110	110	?	?	< 0

* Las afinidades electrónicas de los gases nobles, del Be y del Mg no se han determinado experimentalmente, pero se cree que están cercanas a cero o son negativas.

El signo del cambio de entalpía indica que es un proceso exotérmico; sin embargo, a la afinidad electrónica del flúor se le asigna un valor de +328 kJ/mol. Por lo tanto, se puede pensar en la afinidad electrónica como la energía que se debe suministrar para quitar un electrón de un átomo negativo. Para quitar un electrón del ión fluoruro, se tiene



Las dos características de la afinidad electrónica que se deben recordar son: 1) la afinidad electrónica de un elemento es igual al cambio de entalpía que acompaña al proceso de ionización de su anión, y 2) un valor grande positivo de afinidad electrónica significa que el ión negativo es muy estable (es decir, el átomo tiene una gran tendencia a aceptar un electrón), al igual que una alta energía de ionización de un átomo significa que el átomo es muy estable.

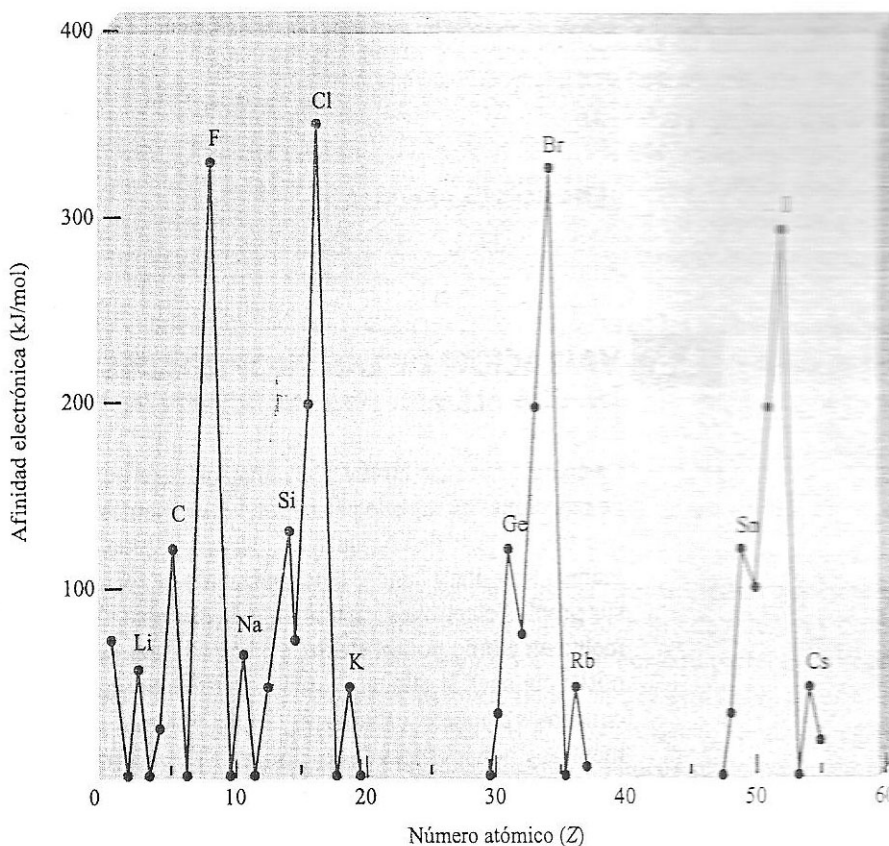


FIGURA 8.12 Gráfico de afinidad electrónica contra número atómico para los 20 primeros elementos.

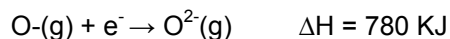
Experimentalmente, la afinidad electrónica se determina quitando el electrón adicional de un anión. En contraste con la energía de ionización, sin embargo, la afinidad electrónica es difícil de medir porque los aniones de muchos elementos son inestables. En la tabla 8.4 se muestran los valores de la afinidad electrónica de algunos elementos representativos y de los gases nobles, y la figura 8.12 es una gráfica de los valores de la afinidad electrónica de los primeros 20 elementos contra el número atómico. La tendencia a aceptar electrones aumenta (los valores de afinidad electrónica se

hacen más positivos) al moverse de izquierda a derecha en un periodo. Las afinidades electrónicas de los metales por lo general son menores que las de los no metales. Dentro de un grupo la variación de los valores es pequeña. Los halógenos (grupo 7A) tienen los valores más altos de afinidad electrónica. Esto no sorprende si se observa que al aceptar un electrón, cada átomo de halógeno adquiere la configuración electrónica estable del gas noble que aparece de inmediato a su derecha. Por ejemplo, la configuración electrónica del F^- es $1s^2 2s^2 2p^6$, o [Ne]; para el Cl^- es $[Ne] 3s^2 3p^6$ o [Ar], y así en forma sucesiva. Algunos cálculos han demostrado que los valores de afinidad electrónica de los gases nobles son menores que cero. Así, los aniones de estos gases, si se formaran, serían muy inestables.

La afinidad electrónica del oxígeno tiene un valor positivo (141 kJ/mol), lo que significa que el proceso



es favorable (exotérmico). Por otra parte, la afinidad electrónica del ión O^- es altamente negativa (-780 kJ/mol), lo que significa que el proceso



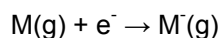
es endotérmico, aun cuando el ión O^{2-} es isoelectrónico del gas noble Ne. Este proceso no es favorable en fase gaseosa porque el aumento resultante en la repulsión electrón-electrón supera la estabilidad ganada al adquirir la configuración de un gas noble. Sin embargo, obsérvese que el ión O^{2-} es común en los compuestos iónicos (por ejemplo, Li_2O y MgO); en los sólidos, los cationes vecinos estabilizan al ión O^{2-} . En el siguiente capítulo se estudiará la estabilidad de los compuestos iónicos.

El siguiente ejemplo muestra por qué los metales alcalinotérreos no tienen tendencia a aceptar electrones.

Ejemplo 8.5

¿Por qué los valores de afinidad electrónica de los metales alcalinotérreos que se muestran en la tabla 8.4 son negativos o ligeramente positivos?

Respuesta La configuración electrónica externa de los metales alcalinotérreos es ns^2 . Para el proceso



donde M representa un miembro del grupo 2A, el electrón extra debe entrar en el subnivel np, que está eficazmente apantallado por los dos electrones ns (los electrones np están más alejados del núcleo que los electrones ns) y por los electrones internos. Como consecuencia, los metales alcalinotérreos tienen una ligera tendencia a aceptar un electrón extra.

Ejercicio De Práctica

¿Es probable que el Ar forme el anión Ar^- ?

8. 6 Variación De Las Propiedades Químicas De Los Elementos Representativos

La energía de ionización y la afinidad electrónica ayudan a los químicos a entender los tipos de reacciones en las que participan los elementos así como la naturaleza de los compuestos que forman. Desde un punto de vista conceptual, estas dos medidas están relacionadas de manera sencilla: la energía de ionización se refiere a la atracción que ejerce un átomo por sus propios electrones, en tanto que la afinidad electrónica expresa la atracción que experimenta un átomo por un electrón adicional, que proviene de alguna otra fuente. Juntos, permiten conocer la atracción que experimenta un átomo por los electrones. Con estos dos conceptos se puede estudiar, de forma sistemática, el comportamiento químico de los elementos, y poner especial atención en la relación que existe entre las propiedades químicas y la configuración electrónica.

Se ha visto que el carácter metálico de los elementos disminuye de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y que aumenta de arriba hacia abajo al avanzar dentro de un grupo. Con base en estas tendencias y en el conocimiento de que los metales generalmente tienen bajas energías de ionización mientras que los no metales por lo general tienen altos valores de afinidad electrónica, con frecuencia se puede predecir el desarrollo de una reacción en la que intervenga alguno de estos elementos.

1A	2A	3A	4A
Li	Be	B	C
Na	Mg	Al	Si

Figura 8.13 Relaciones diagonales en la tabla periódica

Tendencias Generales De Las Propiedades Químicas

Antes de estudiar los elementos en grupos individuales, se hará una revisión general de algunas tendencias. Se ha dicho que los elementos del mismo grupo se parecen entre sí en su comportamiento químico porque tienen configuraciones electrónicas externas semejantes. Esta afirmación, aunque es correcta en términos generales, debe aplicarse con precaución. Los químicos saben, desde hace mucho tiempo, que el primer miembro de cada grupo (el elemento del segundo periodo, desde el litio hasta el flúor) difiere del resto de los miembros del mismo grupo. Por ejemplo, el litio presenta muchas, pero no todas las propiedades características de los metales alcalinos. De forma semejante, el berilio es, hasta cierto punto, un miembro atípico del grupo 2A, y así sucesivamente. La diferencia puede atribuirse al tamaño muy pequeño del primer miembro de cada grupo (véase la figura 8.5).

Otra tendencia en el comportamiento químico de los elementos representativos son las relaciones diagonales. Las relaciones diagonales se refieren a las semejanzas que existen entre pares de elementos de diferentes grupos y periodos en la tabla periódica. De manera específica, los tres primeros miembros del segundo periodo (Li, Be y B) presentan muchas semejanzas con los elementos localizados en forma diagonal debajo de ellos en la tabla periódica (figura 8.13). La explicación de este fenómeno es la semejanza en la densidad de carga de sus cationes. (Densidad de carga es la carga de un ión dividida por su volumen.) Los elementos con densidad de carga parecida reaccionan de manera semejante con los aniones y, por lo tanto, forman el mismo tipo de compuestos. Así, la química del litio, en algunos aspectos, es semejante a la del magnesio. Lo anterior se puede afirmar también para el berilio y el aluminio y para el boro y el silicio. Se dice que cada uno de estos pares tienen relación diagonal. Más adelante se verán diversos ejemplos que muestran esta relación.

Notas

1 John Alexander Reina Newlands (1838-1898). Químico inglés cuyo trabajo fue un gran paso para la clasificación de los elementos. Desafortunadamente, debido a sus limitaciones fue muy criticado e incluso ridiculizado. En una reunión se le preguntó ¿si nunca se le había ocurrido acomodar los elementos por sus iniciales! Sin embargo, en 1887 Newlands fue honrado por la Royal Society of London por su contribución.

2 Dmitri Ivanovich Mendeleev (1836-1907). Químico ruso. Su trabajo sobre la clasificación periódica de los elementos es reconocido por muchos como la contribución más importante del siglo XIX.

3 Julius Lothar Meyer (1830-1895). Químico alemán. Contribuyó a la tabla periódica, y descubrió la afinidad química de la hemoglobina por el oxígeno.

4 Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887-1915). Físico inglés, descubrió la relación entre los espectros de X y el número atómico. Lugarteniente de los "Ingenieros Reales" fue muerto en acción a la edad de 28 años, durante la campaña británica en Gallipoli, Turquía.

* Nota del R.T. Las fórmulas empíricas son los símbolos que representan a los elementos.