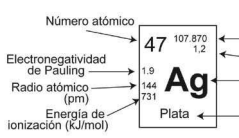


1	2	3	4	5	6	7	8
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII
1 1.00794 <b>H</b> Hidrogeno	2 4.001508 <b>He</b>	3 6.941 <b>Li</b> Litio	4 9.01224 <b>Be</b> Berilio	5 10.811 <b>B</b>	6 12.011 <b>C</b>	7 14.003074 <b>N</b>	8 15.999 <b>O</b>
9 18.9984032 <b>F</b>	10 18.9984032 <b>Ne</b>	11 22.98976928 <b>Na</b> Sodio	12 24.304 <b>Mg</b> Magnesio	13 26.9815386 <b>Al</b>	14 27.98 <b>Si</b>	15 28.0855 <b>P</b>	16 30.973762 <b>S</b>
17 35.453 <b>Cl</b>	18 35.453 <b>Ar</b>	19 39.0983 <b>K</b>	20 39.0983 <b>Ca</b>	21 44.955912 <b>Sc</b>	22 47.88 <b>Ti</b>	23 50.9415 <b>V</b>	24 51.9961 <b>Cr</b>
25 54.938044 <b>Mn</b>	26 55.9349 <b>Fe</b>	27 58.9326 <b>Cobalto</b>	28 58.9326 <b>Ni</b>	29 63.546 <b>Cu</b>	30 63.546 <b>Zn</b>	31 68.9254 <b>Ga</b>	32 68.9254 <b>Ge</b>
33 72.64 <b>As</b>	34 72.64 <b>Se</b>	35 74.9216 <b>Br</b>	36 74.9216 <b>Kr</b>	37 78.9724 <b>Rb</b>	38 78.9724 <b>Sr</b>	39 85.4678 <b>Y</b>	40 85.4678 <b>Zr</b>
41 88.90584 <b>Nb</b>	42 90.907 <b>Mo</b>	43 92.90638 <b>Tc</b>	44 92.90638 <b>Ru</b>	45 95.94 <b>Rh</b>	46 95.94 <b>Pd</b>	47 101.07 <b>Ag</b> Plata	48 101.07 <b>Cd</b>
49 102.9055 <b>In</b>	50 102.9055 <b>Sn</b>	51 106.90508 <b>Sb</b>	52 106.90508 <b>Te</b>	53 127.4 <b>I</b>	54 127.4 <b>Xe</b>	55 132.90545 <b>Ba</b>	56 132.90545 <b>La</b>
57 137.327 <b>Ce</b>	58 138.90507 <b>Pr</b>	59 140.90764 <b>Nd</b>	60 140.90764 <b>Pm</b>	61 144.91288 <b>Eu</b>	62 144.91288 <b>Gd</b>	63 147.07 <b>Tm</b>	64 147.07 <b>Yb</b>
65 151.964 <b>Lu</b>	66 151.964 <b>Hf</b>	67 158.92535 <b>Ta</b>	68 158.92535 <b>W</b>	69 157.25 <b>Re</b>	70 157.25 <b>Os</b>	71 158.93 <b>Ir</b>	72 158.93 <b>Pt</b>
73 162.60331 <b>Au</b>	74 162.60331 <b>Hg</b>	75 167.259 <b>Tl</b>	76 167.259 <b>Pb</b>	77 175.077 <b>Bi</b>	78 175.077 <b>Po</b>	79 178.473 <b>At</b>	80 178.473 <b>Rn</b>
81 186.207 <b>Po</b>	82 186.207 <b>At</b>	83 188.906 <b>Rn</b>	84 188.906 <b>Fr</b>	85 188.906 <b>Ra</b>	86 188.906 <b>Ac</b>	87 188.906 <b>Rf</b>	88 188.906 <b>Db</b>
89 188.906 <b>Sg</b>	90 188.906 <b>Bh</b>	91 188.906 <b>Hs</b>	92 188.906 <b>Mt</b>	93 188.906 <b>U</b>	94 188.906 <b>Np</b>	95 188.906 <b>Pu</b>	96 188.906 <b>Am</b>
97 188.906 <b>Cm</b>	98 188.906 <b>Bk</b>	99 188.906 <b>Cf</b>	100 188.906 <b>Es</b>	101 188.906 <b>Fm</b>	102 188.906 <b>Md</b>	103 188.906 <b>No</b>	104 188.906 <b>Lr</b>



# PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Los objetivos de la presente unidad son que el alumno:

- Conozca el desarrollo histórico de la tabla periódica.
- Describa la organización de la tabla periódica en función de sus bloques, periodos y grupos o familias.
- Reconozca la variación periódica de algunas de las propiedades de los elementos en la tabla periódica.
- Relacione los números de oxidación de los elementos con su posición en la tabla periódica.

## Introducción

Poco a poco, el hombre aprendió a reconocer y utilizar un número reducido de sustancias, entre ellas algunos elementos metálicos, con el paso del tiempo fueron identificados nuevos elementos, de manera que su número creció y surgió la necesidad de agruparlos según sus similitudes y diferencias. Los intentos de organizarlos condujeron a una clasificación conocida como Tabla Periódica de los Elementos, la cual sigue siendo un esquema fundamental para el estudio de la Química. La base de la ordenación de los elementos en la tabla periódica es el número atómico.

Si aprendes a manejar la información que contiene la tabla periódica, tendrás la posibilidad de anticipar algunas de las propiedades de los elementos, conocimiento necesario en la utilización de los mismos en tu profesión como técnico.

### Antecedentes de la tabla periódica

El estudio de la química durante la antigüedad parecía poco complicado debido a que el número de elementos conocidos era muy pequeño; se limitaba básicamente a algunos de los metales que existen en el planeta, se conocían además algunas otras sustancias que no eran propiamente elementos, sino compuestos. Por ejemplo, el alquimista griego Rhazun clasificó a las sustancias de origen natural que conocía en:

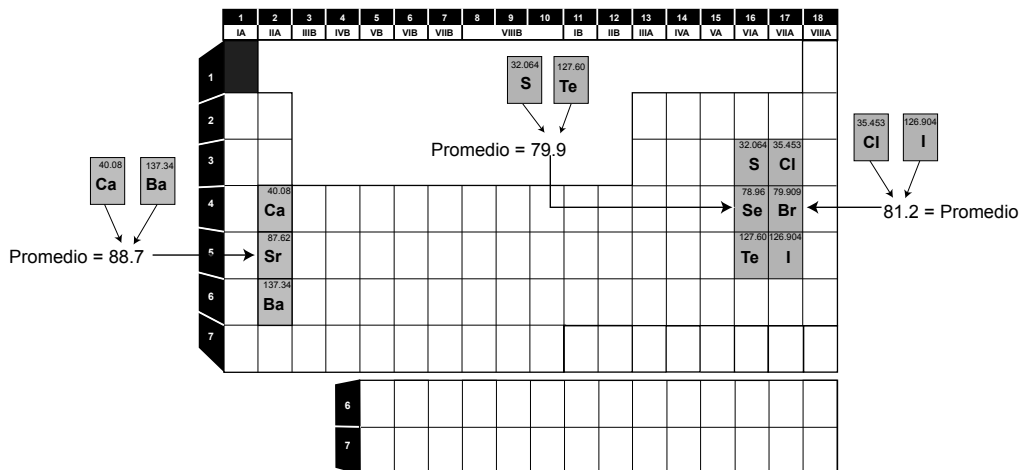
- Espíritus: sustancias volátiles que podían cambiar el color de un metal dándole nueva vida, categoría en que incluyó al azufre, sulfuro de arsénico, sal de amoníaco, y mercurio.
- Metales: oro, plata, cobre, fierro, estaño, plomo y “hierro chino”.
- Piedras: piritas, azurita, malaquita, turquesa, hematinas, arsénico, piedra imán, óxido de zinc, mica, yeso y vidrio.
- Vitriolos: vitriolo negro, blanco, amarillo, verde y rojo.
- Moráceos: bórax.
- Sales: dulces, amargas, de roca, carbonato de sodio, carbonato de potasio, alumbre, de cal, de cenizas, de encina.

En un capítulo aparte consideró a los derivados sustancias que no se encontraban en la naturaleza, sino que eran fabricadas. Entre éstas incluía al litargirio, minio, óxido de hierro, óxido de zinc, cinabrio, cristal, sosa cáustica, polisulfuros de calcio y diversas aleaciones.

La alquimia fue dejada atrás conforme aparecieron los primeros investigadores, entre ellos John Dalton (~1780), quien recupera el término “átomo” que le permite diferenciar entre los elementos y los compuestos. Dalton propone una tabla periódica de 14 elementos, mayoritariamente metales, en la que considera al hidrógeno como el elemento unidad.

Hubo otros intentos de sistematización de los elementos. A principios del siglo XIX, J. W. Dobereiner, al examinar las propiedades de los elementos, observó que habían grupos de tres elementos (tríadas) con propiedades químicas semejantes; éstas las relacionó con sus masas atómicas, observando un gran parecido en las propiedades y una variación gradual entre el elemento inicial de la tríada y el último. En 1827 señaló la existencia de tres tríadas (ver figura 3.1), en las cuales el promedio de las masas atómicas de los elementos superior, inferior y laterales de la tríada es semejante a la masa atómica del elemento central de la misma.

**Figura 3.1**  
Localización de las tríadas de Döbereiner en una tabla periódica moderna.



En 1864, A. R. Newlands encontró que cuando los elementos se arreglan en orden creciente de sus masas atómicas, las propiedades del octavo elemento corresponden a las del primero; las del noveno a las del segundo, y así sucesivamente (ver figura 3.2), sin embargo, al no considerar que existían elementos aún sin descubrir, como se observa en la gráfica mencionada, hasta el calcio (17), los elementos quedaron ordenados verticalmente por familias; pero el cromo (18) no poseía propiedades semejantes al aluminio; ni los elementos numerados como 19, 20 y 21 tenían que ver con los elementos de la respectiva columna.

**Figura 3.2**  
Las octavas de Newlands aplicadas a los 21 primeros elementos conocidos en 1864.

Número de orden	1	2	3	4	5	6	7
	H	Li	Be	B	C	N	O
	8	9	10	11	12	13	14
	F	Na	Mg	Al	Si	P	S
	15	16	17	18	19	20	21
	Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

En 1869, casi simultáneamente, Dimitri I. Mendeleiev y Lothar Meyer, de manera independiente, propusieron una ordenación de los elementos basada en las masas atómicas y en la semejanza de las propiedades de los elementos.

Dimitri Mendeleiev ordenó los elementos en una *tabla* tomando en cuenta la masa atómica y la capacidad de los elementos para combinarse con oxígeno, hidrógeno y cloro. En el ordenamiento de los elementos se consideraron espacios para acomodar los elementos que aún no habían sido descubiertos.

En la tabla 3.1, los espacios marcados \_\_\_ = 44, \_\_\_ = 68, \_\_\_ = 72 y \_\_\_ = 100, corresponden a los elementos escandio, galio, germanio y tecnecio de los cuales Mendeleiev predijo sus propiedades. De los elementos marcados con línea punteada sólo supuso su existencia, pero no predijo sus propiedades y donde aparece el signo de interrogación (?) indicaba la duda de su colocación.

Grupo	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
	E <sub>2</sub> O ECl	EO ECl <sub>2</sub>	E <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ECl <sub>3</sub>	EO <sub>2</sub> EH <sub>4</sub> ECl <sub>4</sub>	E <sub>2</sub> O <sub>5</sub> EH <sub>3</sub>	EO <sub>3</sub> EH <sub>2</sub>	E <sub>2</sub> O <sub>7</sub> EH	EO <sub>4</sub>
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 = 120	Ye = 125	I = 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	...	

**Tabla 3.1**  
Tabla periódica de Mendeleiev.

Un ejemplo de la certeza de sus predicciones fue el caso del elemento aún no descubierto al que llamó de manera provisional eka-silicio (eka significa debajo). Quince años más tarde, cuando fue descubierto el germanio, la comparación de sus propiedades con las del ekasilicio, mostraron una notable similitud (tabla 3.2).

Eka-silicio (Es) Propiedades predichas	Germanio (Ge) Propiedades reales
1. Masa atómica = 72	1. Masa atómica = 72.6
2. Alto punto de fusión	2. Alto punto de fusión de 958 °C
3. Densidad = 5.5 g/cm <sup>3</sup>	3. Densidad = 5.47 g/cm <sup>3</sup>
4. Metal gris oscuro	4. Metal gris claro
5. Puede formar el K <sub>2</sub> EsF <sub>6</sub>	5. Formar el K <sub>2</sub> GeF <sub>6</sub>
6. Poco soluble en HCl	6. No se disuelve en HCl
7. Formará EsO <sub>2</sub>	7. Forma el óxido GeO <sub>2</sub>
8. Densidad de EsO <sub>2</sub> = 4.7 g/cm <sup>3</sup>	8. Densidad de GeO <sub>2</sub> = 4.703 g/cm <sup>3</sup>
9. Formará EsCl <sub>4</sub>	9. Forma el cloruro GeCl <sub>4</sub>
10. P. de eb. EsCl <sub>4</sub> menor a 100 °C	10. P. de eb. GeCl <sub>4</sub> 86 °C
11. Densidad EsCl <sub>4</sub> 1.9 g/cm <sup>3</sup>	11. Densidad GeCl <sub>4</sub> 1.887 g/cm <sup>3</sup>

**Tabla 3.2**  
Comparación de propiedades entre el ekasilicio y el germanio.

En señal de reconocimiento a sus grandes servicios a la humanidad se obsequió a Mendeleiev un jarrón de aluminio puro, este metal pese a ser uno de los más abundantes en la corteza terrestre era más caro que el oro, debido a que su obtención era muy difícil y sólo se conseguía en cantidades minúsculas.

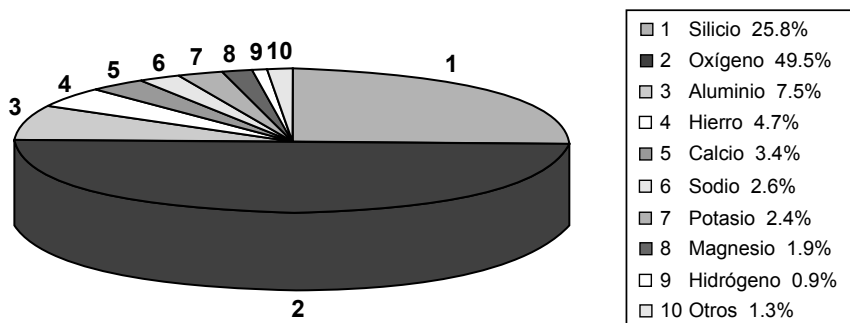
En la tabla periódica moderna, los elementos se organizan, no en orden creciente de sus masas atómicas sino en orden creciente de su número atómico (número de protones en el núcleo),

tal modificación fue llevada a cabo por Moseley, quién reformuló la ley periódica indicando que las propiedades de los elementos químicos son función periódica de sus números atómicos.

Actualmente se han identificado alrededor de 90 elementos presentes en la naturaleza, pero los investigadores han sido capaces de “sintetizar” nuevos elementos. Hoy la tabla periódica incluye entre 116 y 118 elementos, algunos de los cuales sólo han existido durante fracciones de segundo después de su síntesis.

Los elementos están presentes en la naturaleza en cantidades variables. En la figura 3.3 se muestra la abundancia relativa de los elementos en la corteza terrestre.

**Figura 3.3**  
Composición porcentual de los elementos en la corteza terrestre.



No es de extrañar que el de hidrógeno se encuentre dentro de los nueve elementos con mayor porcentaje, lo mismo que el oxígeno si se piensa en la abundancia de agua, presente en los océanos, mares, ríos y lagos. El oxígeno forma parte también de los óxidos metálicos y los anhídridos. La parte sólida del planeta está conformada principalmente por sílice y silicatos, lo que nos explica el elevado porcentaje de silicio; en el suelo hay además de silicatos, óxidos y sales de aluminio. El sodio, el cloro y el magnesio están presentes en las sales NaCl y MgCl<sub>2</sub> disueltas en los mares y océanos.

La mayoría de los elementos son sólidos a temperatura ambiente; únicamente dos son líquidos: bromo y mercurio, en tanto que once son gases: hidrógeno, helio, neón, argón, criptón, xenón, radón, oxígeno, nitrógeno, cloro y flúor.

### Ejercicio 1

1. ¿En qué consiste la clasificación por tríadas de elementos propuesta por Dobereiner?
2. ¿Cuál(es) fueron las razones por las que la organización de Newlands por octavas de elementos químicos fue desechada desde su promulgación?
3. ¿Cuáles fueron dos características que tomó en cuenta Mendeleiev para la construcción de su tabla periódica?
4. Menciona una diferencia entre la tabla de Mendeleiev y la tabla moderna.
5. Menciona tres ventajas de poder clasificar los elementos en la tabla periódica.

### Tabla periódica larga

Esencialmente, la tabla periódica que se utiliza actualmente es la tabla de Mendeleiev, complementada con los elementos que él no conocía, además de los gases nobles y los elementos transuránicos (elementos que siguen al uranio). Pese a que Mendeleiev construyó su tabla periódica basándose en datos empíricos, los investigadores han demostrado que la sistematización propuesta por él es adecuada.

### Bases de construcción de la tabla periódica larga

La construcción de la tabla periódica larga acomoda los elementos químicos horizontalmente en orden creciente de número atómico (número de protones), y verticalmente, colocando en una misma columna elementos que tienen propiedades químicas semejantes (ver fig. 3.4).

La localización de los elementos se realiza a través de un sistema de coordenadas rectangulares; el eje vertical es el de los periodos y sus valores van de 1 a 7; el eje horizontal es el de los grupos, cuyos valores van del 1 al 18. Cada elemento tiene dos coordenadas, excepto los llamados lantánidos y actínidos, donde en una sola casilla se apilan 15 elementos, es decir, en la casilla 57 (familia 3, periodo 6) se apilan el lantano y la primera hilera de 14 elementos mostrados fuera de la tabla (del cerio-58 al lutecio-71); en la casilla 89 (familia 3, periodo 7) se apilan el actinio y los 14 elementos de la segunda línea fuera de la tabla (del torio-90 al laurencio-103).

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B				IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H																	He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	?	Uuq	?	Uuh	?	Uuo	
6				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		
7				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 3.4**  
Tabla periódica larga, observa la presencia de 7 periodos (renglones) y 18 familias (columnas), también se muestran los grupos A y B de acuerdo con la nomenclatura utilizada por Mendeleiev.

Por el tipo de sombreado se muestran los metales, no metales, metaloides, gases nobles y elementos aún no descubiertos.

- Los elementos con números atómicos 112, 114, 116 y 118 tienen el nombre y símbolo provisional asignado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).\*
- Los elementos 112, 114, 116 y 118 han sido sintetizados, pero el proceso aún no está comprobado.

\*IUPAC Periodic Table of the Elements, Nov. 2003.

### Elementos metálicos, no metálicos y metaloides

Debido a la forma de construir la tabla periódica, se pueden encontrar formas de clasificación, por ejemplo, por sus propiedades físicas y químicas (figura 3.4) en la tabla encontramos tres tipos de elementos: los metales que se localizan en la parte izquierda (elementos rellenos en tono gris claro), los no metales que se encuentran en la parte derecha (elementos rellenos en tono gris oscuro) y los metaloides que se encuentran en la frontera entre los metales y los no metales (sin relleno). De esta distribución podemos concluir que la mayoría de los elementos químicos son metales (alrededor de 100), existe una pequeña cantidad de no metales (poco más de una decena), y una menor cantidad de metaloides. Vale la pena destacar la familia 18 u VIII A, la cual se conoce como gases nobles.

En cuanto a sus propiedades físicas, podemos definir a los metales como buenos conductores del calor y la electricidad; mecánicamente, son maleables y dúctiles. En general, los no metales tienen propiedades opuestas a los metales, ya que son malos conductores de la electricidad y el calor, no son maleables ni dúctiles. En la tabla 3.3 se muestran las propiedades de metales y no metales.

**Tabla 3.3**  
Comparación de las propiedades físicas entre metales y no metales.

Propiedad física	Metales	No metales
Estado de agregación a condiciones ambientales	Sólidos, excepto el mercurio que es líquido	Sólidos y gases excepto el bromo que es líquido
Conductividad térmica	Buenos conductores del calor	Malos conductores del calor
Conductividad eléctrica	Buenos conductores de la electricidad	Malos conductores de la electricidad excepto el carbono en forma de grafito
Maleabilidad : Capacidad de formar láminas	Maleables	No son maleables
Ductibilidad: Capacidad de formar alambres	Dúctiles	No son dúctiles
Densidad: masa por unidad de volumen	Alta densidad	En general tienen baja densidad

Dos metales se funden ligeramente arriba de la temperatura ambiente: el cesio a 28.4 °C y el galio a 29.8 °C. En el otro extremo, muchos metales se funden a temperaturas muy altas. Por ejemplo, el cromo se funde a 1900 °C. En los no metales sus puntos de fusión son más bajos (aunque el diamante, una forma de carbono, se funde a 3570 °C).

Por supuesto, así como sus propiedades físicas son en general antagónicas, sus propiedades químicas son afectadas por el número de electrones externos y más que ser contrarias son complementarias ya que al combinarse para formar un compuesto, los electrones externos podrán ser transferidos o compartidos. En la tabla 3.4 se comparan las propiedades químicas de los metales y los no metales.

**Tabla 3.4**  
Comparación de propiedades químicas entre metales y no metales.

Propiedad	Metales	No metales
Electrones externos	En general de 1 a 3 y en algunos casos, como Sn y Pb, 4	En general de 4 a 7 electrones, exceptuando el hidrógeno que tiene 1
Formación de iones	Cationes: al ceder sus electrones externos	Aniones: al aceptar electrones externos de otros átomos
Tipo de enlace químico	Enlace metálico, donde los electrones externos están deslocalizados	Enlaces covalentes, donde los electrones se encuentran localizados entre dos núcleos
Tipo de estructura	En estado sólido son cristalinos y forman grandes agrupamientos de átomos	En estado sólido pueden ser cristalinos (por ejemplo diamante para el carbono) o formar moléculas discretas (S <sub>8</sub> para el azufre, F <sub>2</sub> para el flúor), todos los no metales gaseosos forman moléculas diatómicas
Reacción entre elementos del mismo tipo	Forman aleaciones: mezclas homogéneas entre dos o más metales	En general se forman moléculas discretas con enlace covalente
Con oxígeno	Forman óxidos metálicos que, en general, al reaccionar con agua producen bases o hidróxidos	Forma óxidos no metálicos que en general, producen ácidos al reaccionar con agua

Los elementos llamados metaloides, físicamente, tienen propiedades intermedias entre metales y no metales, lo cual en la actualidad ha facilitado la miniaturización de circuitos electrónicos, ya que los metaloides como silicio y germanio, debido a que su conductividad eléctrica es intermedia

entre los metales y los no metales (semiconductores), se utilizan para la fabricación de transistores (pequeños elementos indispensables para el funcionamiento de los circuitos electrónicos). Químicamente, su doble carácter: metálico y no metálico les hace diferentes de los metales y no metales.

## Ejercicio 2

1. Por sus propiedades, los elementos químicos se pueden dividir en:
  - a) Gases, líquidos y sólidos.
  - b) Formadores de enlaces covalentes e iónicos.
  - c) Metales, no metales y metaloides.
  - d) Ligeros, intermedios y pesados.
2. Los elementos más abundantes en la naturaleza son los:
  - a) No metales.
  - b) Metales.
  - c) Gases nobles.
  - d) Metaloides.
3. Clasifica los siguientes elementos como metales (M), metaloides (Md) o no metales (NM):  
K, S, Cr, Ge, Br, N, Si, Ba, Pt.
4. Son dos propiedades de los metales que permiten su manejo mecánico:
  - a) Brillo y conductividad térmica.
  - b) Conductividad eléctrica y bajo punto de fusión.
  - c) Estado de agregación y capacidad para combinarse con el oxígeno.
  - d) Maleabilidad y ductibilidad.
5. La propiedad de los metaloides más importante por su aplicación práctica es:
  - a) Su estado sólido.
  - b) La semiconductividad.
  - c) Sus altos puntos de fusión.
  - d) Su poder aislante.
6. Menciona tres aspectos o propiedades que nos permitan, de forma rápida, distinguir entre un metal y un no metal.
7. Por su posición en la tabla periódica, indica diferencias en la estructura electrónica entre los siguientes elementos: cloro, calcio, hierro, bromo, argón, nitrógeno, azufre.
8. Compara las siguientes propiedades de metales y no metales: número de electrones externos, tipo de enlace químico que forman, y reacción química con el oxígeno.

## Familias de elementos

La tabla periódica muestra columnas de elementos llamadas grupos o familias, que se caracterizan por tener propiedades similares, como se ha mencionado, se organizan mediante un número sucesivo (del 1 al 18) mediante dos conjuntos de 8 familias diferenciadas por las letras A y B (ver figura 3.4).

Algunas familias de los elementos representativos tienen nombres característicos que hacen referencia a sus propiedades u origen, otras, reciben el nombre del elemento inicial de la familia. En la tabla 3.5 se muestran los nombres de los grupos A de la tabla periódica.

**Tabla 3.5**  
Nombres de las familias de elementos I A hasta VIII A.

Grupo o familia		Nombre	Explicación del nombre
1	I A	Metales alcalinos	Elementos que constituyen comúnmente las cenizas vegetales
2	II A	Metales alcalinotérreos	De sus óxidos como “tierras” que tienen propiedades alcalinas
13	III A	Familia del boro	Por ser el elemento inicial de la familia
14	IV A	Familia del carbono	Por ser el elemento inicial de la familia
15	V A	Familia del nitrógeno	Por ser el elemento inicial de la familia
16	VI A	Familia del oxígeno	Por ser el elemento inicial de la familia
17	VII A	Halógenos	Elementos generadores de sales
18	VIII A	Gases nobles	Casi nula tendencia a reaccionar con otros elementos

## Periodos de elementos

Un periodo de elementos es un renglón de la tabla periódica. Existen siete periodos, cuyo número de elementos presentes se muestra en la tabla 3.6.

**Tabla 3.6**  
Número de elementos presentes en los periodos de la tabla.

Periodo	Número de elementos
1	2
2	8
3	8
4	18
5	18
6	32
7	32 (incompleto)

En la mayoría de los periodos (exceptuando el primero), el elemento inicial es un metal alcalino y el final es un gas noble. A medida que se avanza sobre el periodo, las propiedades de los elementos van cambiando desde metal hasta no metal. Dicho cambio gradual da lugar a elementos cuyas propiedades les confieren un comportamiento intermedio entre los metales y los no metales; al final del periodo se tienen elementos con muy poca reactividad (gases nobles).

## Bloques de Elementos

Por su comportamiento químico y sus propiedades, los grupos se pueden aglutinar en **bloques**; entendemos por bloque un conjunto de familias con características estructurales semejantes.

Dentro de la tabla periódica larga encontramos 3 bloques (Figura 3.5):

1. Elementos representativos.
2. Metales de transición.
3. Tierras raras.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18										
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA										
1	H																	He										
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe										
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn										
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	?	Uuq	?	Uuh	?	Uuo										
Lantánidos	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
Actínidos	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 3.5**  
Tabla periódica larga mostrando los bloques de elementos.

## Elementos representativos

Se identifican en la tabla por ser los grupos A del (I A al VIII A) o bien los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18, este bloque lo podemos observar en la figura 3.5.

## Estructura del bloque de familias de elementos representativos

- El número de electrones externos corresponde al número del grupo de la clasificación antigua, es decir, los metales alcalinos grupo I A tienen un electrón externo, los alcalinotérreos (II A) tienen dos, y así sucesivamente hasta llegar al grupo VIII A (gases nobles) donde el número de electrones externos es ocho, (configuración estable).
- Los electrones externos de los elementos de estas familias pertenecen a la misma capa.
- Al combinarse químicamente los elementos de este bloque tienen la tendencia a estabilizarse, es decir, a adquirir la configuración de un gas noble.
- Para estabilizarse, los elementos pueden seguir dos procesos: transferencia o compartición de electrones externos.

- e) La capacidad de ceder o aceptar electrones va a depender de cuántos electrones sobran o faltan para completar la estructura de ocho electrones externos, con base en este supuesto, los elementos se clasifican de manera general en **metales** (los elementos que tienen de 1 a 3 electrones externos) y **no metales** (los que poseen de 4 a 7 electrones externos).
- f) Los metales al combinarse tienden a transferir sus electrones externos; los no metales tienden a aceptar electrones de los metales al combinarse con ellos.
- g) En los compuestos binarios (formados por dos tipos diferentes de átomos), los metales, al ceder sus electrones externos, se transforman en partículas positivas llamadas cationes; los no metales, al aceptar los electrones, se convierten en partículas con carga negativa denominadas aniones.

Esta regularidad de estructura electrónica de las familias de los elementos representativos permite predecir comportamientos como el tipo de compuestos binarios que pueden formar, por ejemplo, entre metales y no metales.

La figura 3.6 muestra el bloque de las familias de elementos representativos con el número de oxidación que presentan en compuestos binarios de tipo iónico.

El número de oxidación es un valor que se asigna a los elementos de un compuesto y representa la carga de un átomo dentro de éste, considerando la transferencia completa de electrones de un átomo a otro.

**Figura 3.6**  
Números de oxidación más comunes de las familias de elementos representativos.

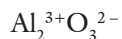
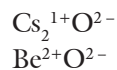
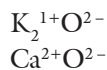
		1+	2+											3+	4±	3-	2-	1-		
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B				IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1	H																	He	
2	3	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	11	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	19	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	37	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	55	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	87	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	?	Uuq	?	Uuh	?	Uuo	
Lantánidos		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71					
Actínidos		90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					

Esta tabla nos permite formular compuestos iónicos con relativa facilidad; lo único que se requiere es igualar las cargas positivas y negativas, ya que los compuestos son eléctricamente neutros. Por ejemplo:

Todos los metales de la familia de los alcalinos (grupo I o I A) se combinan con cualquier halógeno en una relación uno a uno, ya que tienen números de oxidación 1+ y 1- respectivamente. Por ejemplo:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ,  $\text{Rb}^+\text{Br}^-$ ,  $\text{K}^+\text{I}^-$ ; etcétera. En cambio, cuando los halógenos se combinan con los elementos alcalinotérreos, se requieren dos átomos de halógeno por cada átomo de metal alcalinotérreo ( $\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^{1-}$ ,  $\text{Ba}^{2+}\text{F}_2^{1-}$ ), ya que los primeros tienen un número de oxidación de 1- y los segundos de 2+.

Ejemplo: ¿Qué compuestos se formarán entre el oxígeno y: K, Ca, Cs, Be y Al?

De la figura 3.6, los números de oxidación más comunes son:  $K^{1+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Cs^{1+}$ ,  $Be^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ , y  $O^{2-}$ :



### Bloque de metales de transición

Los elementos de las familias que constituyen el bloque de los metales de transición son llamados familias B (desde la I hasta la VIII) o reconocidos como los que integran desde la familia 3 hasta la 12.

El concepto de electrones externos no se aplica de manera textual en el análisis del comportamiento de este bloque. Cuando se combinan químicamente los elementos de estas familias, la mayoría pierde sus dos electrones de la capa más externa (última capa) y trabajan con un número de oxidación de 2+, sin embargo, en otros casos se utilizan para la reacción algunos electrones internos (de la penúltima capa), razón por la cual la mayoría de los elementos de estas familias tienen más de un número de oxidación y no presentan la misma regularidad que los elementos de las familias representativas, así resulta aventurado hacer predicciones considerando únicamente el número de grupo.

### Bloque de tierras raras

En este bloque los elementos se encuentran “apilados” en los lugares 57 y 89, lantánidos y actínidos respectivamente, todos ellos pertenecientes a la familia III B. Son las tres últimas capas que conforman sus átomos las que se van completando, no sólo la última como ocurre en el bloque de los elementos representativos (familias A). La situación anterior provoca que las propiedades de los lantánidos sean muy semejantes. Por ejemplo, todos ellos tienen número de oxidación 3+, hecho que contribuyó a que su descubrimiento, separación y caracterización, como elementos distintos, llevara una gran cantidad de años; en el caso de los actínidos, la similitud de propiedades no es tan notable, ya que a partir del uranio (número atómico 92) los elementos más pesados no existen en la naturaleza debido a que sus núcleos son inestables, y por tanto, radiactivos; es decir, se transmutan rápidamente en elementos más ligeros.

### Carácter metálico

Como hemos mencionado, en la tabla periódica la mayoría de elementos son metales y se concentran en la parte izquierda de la tabla, se caracterizan por tener de 1 a 3 electrones en su capa externa y tienden a perderlos al combinarse con algún elemento no metálico, sin embargo encontramos también elementos que contienen 4 electrones en la última capa con todas las características de los metales.

Si definimos el concepto de **carácter metálico** como la facilidad con que un átomo cede sus electrones de valencia, es posible explicar lo que sucede en las familias 14 y 15: los elementos que las encabezan (C y N) son no metálicos; a medida que se incrementa el número atómico aparecen, primero, metaloides y, más abajo, elementos con carácter metálico cuyo número de electrones externos es 4 para el estaño y plomo y 5 para el bismuto. Tal comportamiento se explica observando que al aumentar el número atómico dentro de una familia, el átomo incrementa su tamaño y en consecuencia disminuye la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de valencia, lo que facilita que estos últimos se puedan perder con relativa facilidad.

## Ejercicio 3

1. ¿Con qué nombre se les conoce a las familias 1, 2, 15 y 17?
2. Indica una razón para que la familia 18 sea llamada familia de los gases nobles.
3. El hidrógeno no se considera metal alcalino aunque se encuentra en el grupo IA. Justifica este hecho.
4. ¿Qué es un periodo y qué es una familia en la tabla periódica?
5. ¿Qué es un bloque de elementos y cuáles son los bloques presentes en la tabla periódica larga?
6. Utilizando la tabla periódica larga define para los elementos indicados los siguientes parámetros: número atómico, familia, periodo, bloque al que pertenece y si es metal, no metal, o metaloide:

Nombre del elemento	Símbolo	Número atómico	Familia	Periodo	Bloque	Metal, no metal o metaloide
Carbono						
Samario						
Bismuto						
Lutecio						
Cobre						
Flúor						
Erbio						
Estroncio						

7. Señala tres propiedades características de los elementos pertenecientes al bloque de elementos representativos.
8. Utilizando la tabla periódica larga, establece el número de electrones externos que tienen los siguientes elementos: H, Sr, Xe, P, Te, At y Pb.
9. De acuerdo con la tabla periódica larga, ¿cuáles son los números de oxidación que adquieren los siguientes elementos al formar compuestos binarios: Cs, N, Br, Ra, C, Se, Li, y F?
10. Utilizando la tabla periódica larga, escribe la fórmula de los compuestos formados por los siguientes pares de elementos: sodio y flúor, magnesio y azufre, nitrógeno y sodio, yodo y berilio, azufre y aluminio.

### Propiedades periódicas

La relación periódica es uno de los conceptos que nos ha permitido generalizar los comportamientos y las tendencias que muestran las propiedades físicas y químicas de los elementos, lo que facilita su estudio y permite organizarlos en una opción gráfica. En casos como el bloque de elementos representativos, la relación periódica nos permite, a través de un modelo atómico relativamente sencillo como lo es el modelo de Bohr, explicar las combinaciones de los elementos químicos para formar sistemas estables semejantes a las configuraciones de los gases nobles; sin embargo, cuando queremos extender este modelo a otros bloques, encontramos desviaciones a dicho comportamiento periódico, y nos vemos en la necesidad de ampliar nuestra visión hacia modelos atómicos más complejos como el cuántico, que tiene una mejor explicación de la periodicidad en función de la estructura electrónica. Aun así, este modelo encuentra desviaciones que lo llevan a modificarse buscando un mayor acercamiento entre la teoría y la realidad.

## Variaciones periódicas de las propiedades de los elementos

Como hemos visto anteriormente, la configuración electrónica de las capas se comporta periódicamente al incrementarse el número atómico, de esta manera podemos afirmar que también las propiedades, tanto físicas como químicas, tendrán variaciones de este tipo. Existe un número considerable de propiedades atómicas periódicas, sin embargo, algunas de ellas tienen una mayor importancia dado que sus valores impactan en mayor grado en el comportamiento de los elementos, por ejemplo, el tamaño de un átomo impacta en propiedades como densidad, punto de fusión y punto de ebullición; la primera energía de ionización de un elemento indica la facilidad de un átomo para formar un ion positivo (catión), mientras que la afinidad electrónica indica la facilidad para formar partículas de carga negativa (aniones). Los datos reportados para algunas de estas propiedades están determinados para los elementos en estado gaseoso, es decir, un átomo aislado sin la interacción de otros átomos. También existen propiedades atómicas periódicas que estiman la tendencia de los átomos a combinarse, como es el caso de la electronegatividad.

A continuación revisaremos las tendencias que siguen los elementos dentro de la tabla periódica, con base en sus valores dentro de una familia y dentro de un periodo, de las siguientes propiedades periódicas.

- Radio atómico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

### Radio atómico

En virtud de que resulta complicado definir cuáles son las fronteras reales de un átomo, para estimar su tamaño se considera que los átomos son esferas; por ejemplo, se considera el radio del átomo de un metal como la mitad de la distancia entre dos átomos vecinos en la retícula cristalina, mientras que para los elementos que se encuentran en la naturaleza como moléculas biatómicas, el radio se define como la mitad de la distancia entre los dos núcleos atómicos.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1																	2
	H																	He
2	3	4	Valores de radios atómicos en picómetros										5	6	7	8	9	10
	Li	Be	Familia: aumenta al aumentar el número atómico										B	C	N	O	F	Ne
	11	12	Periodo: disminuye al aumentar el número atómico										13	14	15	16	17	18
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	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
5	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
6	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
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	114	114	114	116	116	118
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	?	Uuq	?	Uuh	?	Uuo
	270	223	188	150	139	132	128	126	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---
	Actínidos y lanánidos																	
6	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				
	183	183	182	181	180	204	180	178	177	177	176	175	194	172				
7	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				
	180	161	138	131	151	184	174	170	169	203	---	---	---	---				

**Figura 3.7**  
Valores de los radios atómicos de los elementos en la tabla periódica.

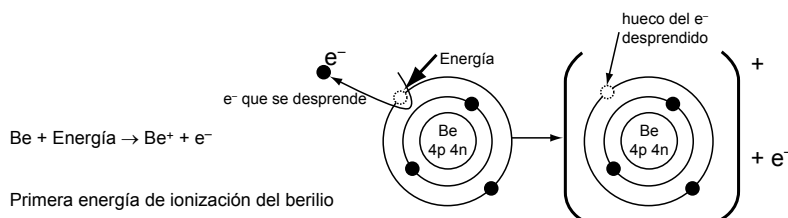
En general los radios atómicos de los elementos decrecen en un periodo al aumentar el número atómico, es decir, de izquierda a derecha (ver figura 3.7). Esto se debe a que los electrones externos experimentan una fuerza de atracción cada vez mayor a medida que aumenta la carga positiva del núcleo, produciendo una contracción del volumen del átomo y, por supuesto, del radio atómico. Esta tendencia se observa de manera más clara si la analizamos empleando exclusivamente las familias de elementos representativos.

También es posible afirmar que en un mismo grupo o familia, el tamaño de los átomos aumenta al incrementarse el número atómico, ya que es necesario disponer de más espacio al contar con un mayor número de órbitas electrónicas.

### Energía de ionización

La primera energía de ionización de un átomo neutro en fase gaseosa, en estado fundamental a presión y temperatura estandar, es la cantidad de energía requerida para eliminar un electrón (ver figura 3.7). A la energía requerida para eliminar un segundo electrón se le llama segunda energía de ionización, y su valor es mayor al de la primera energía de ionización.

**Figura 3.8**  
Esquema que representa la primera ionización del átomo de berilio.



Cualquier átomo de un elemento puede representarse con una X y la  $\text{e}^-$  indica el electrón que se desprende para formar el ion positivo  $\text{X}^+$



Al observar en la tabla periódica los valores de las energías de ionización (figura 3.8), podemos afirmar que, en una familia, tiende a disminuir conforme aumenta el número atómico: los átomos de menor tamaño atraen con mayor fuerza a sus electrones externos y se necesita mayor cantidad de energía para separarlos del átomo; en cambio, al aumentar el número atómico dentro de la familia, aumenta el tamaño del átomo y, consecuentemente, los electrones externos se encuentran más alejados del núcleo y necesitan menor cantidad de energía para separarse del átomo.

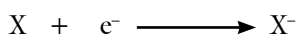
En un periodo al desplazarnos de izquierda a derecha (aumento del número atómico) se observa un aumento de la energía de ionización, lo cual es el resultado del aumento de la carga del núcleo y la disminución de tamaño del átomo. Estos efectos contribuyen para retener con mayor fuerza los electrones externos, por lo que se requiere mayor energía para ionizar los átomos de menor tamaño.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1	Valores de la primera energía de ionización en K joules/mol																2
1	H 1312																	He 2372
2	3	4	Familia: disminuye al aumentar el número atómico										5	6	7	8	9	10
2	Li 520	Be 899											B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
3	11	12	Periodo: aumenta al aumentar el número atómico										13	14	15	16	17	18
3	Na 496	Mg 738											Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
4	K 419	Ca 590	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 653	Mn 715	Fe 759	Co 758	Ni 737	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 944	Se 941	Br 1140	Kr 1351
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
5	Rb 403	Sr 549	Y 616	Zr 660	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 805	Ag 868	Cd 558	In 709	Sn 832	Sb 869	Te 1008	I 1170	Xe 1170
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
6	Cs 376	Ba 503	La 538	Hf 654	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At ---	Rn 1031
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
7	Fr ---	Ra 509	Ac 490	Rf ---	Db ---	Sg ---	Bh ---	Hs ---	Mt ---	Ds ---	Rg ---	Uub ---	? ---	Uuq ---	? ---	Uuh ---	? ---	Uuo ---
6	Actínidos Lantánidos																	
6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				
6	Ce 582	Pr 523	Nd 530	Pm 536	Sm 543	Eu 547	Gd 592	Tb 564	Dy 572	Ho 581	Er 589	Tm 597	Yb 603	Lu 523				
7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103				
7	Th 590	Pa 570	U 590	Np 600	Pu 585	Am 578	Cm 581	Bk 601	Cf 608	Es 619	Fm 627	Md 635	No 642	Lr ---				

**Figura 3.9**  
Valores de la primera energía de ionización de los elementos dentro de la tabla.

### Afinidad electrónica

La afinidad electrónica se define como la cantidad de energía desprendida o absorbida cuando se agrega un electrón a un átomo neutro, en fase gaseosa en su estado fundamental y a presión y temperatura estandar.



Para analizar los valores de la afinidad electrónica en la tabla periódica debemos considerar que se determinan mediante la ionización del anión correspondiente, de esta manera un valor grande y positivo nos indica una gran tendencia del elemento a aceptar un electrón, mientras que un valor de cero o negativo indicará la necesidad de proporcionar energía para que el elemento acepte un electrón. Podemos generalizar mencionando que las afinidades electrónicas aumentarán su valor a medida que disminuye el tamaño del átomo, es decir su radio atómico.

Como en un periodo los radios atómicos disminuyen a medida que se incrementa el número atómico, la afinidad electrónica aumentará en la misma dirección que crece el número atómico, es decir, del grupo 1 (metales alcalinos) al grupo 17 (halógenos).

Es evidente que la afinidad electrónica de los gases nobles será cero o de valor negativo, ya que los átomos de esta familia no aceptan de manera espontánea la adición de un electrón.

En una familia el radio atómico se incrementa al aumentar el número atómico, de manera general, las afinidades electrónicas mayores se encuentran en el elemento inicial del grupo y disminuyen al incrementarse el número atómico; aunque en los casos F, O y N, tienen afinidades electrónicas bajas debido a que su tamaño es muy pequeño y producen densidades electrónicas excepcionalmente altas, lo que provoca fuerzas de repulsión entre electrones.

De manera general, la afinidad electrónica se puede considerar una propiedad periódica (ver figura 3.10).



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 2.1	Valores de electronegatividad																He ---
2	Li 1.0	Be 1.5	Familia: disminuye al aumentar el número atómico										B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne ---
3	Na 0.9	Mg 1.2	Periodo: aumenta al aumentar el número atómico										Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar ---
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr ---
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe ---
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn ---
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Rf ---	Db ---	Sg ---	Bh ---	Hs ---	Mt ---	Ds ---	Rg ---	Uub ---	Uuq ---	Uuh ---	Uuu ---	Uuq ---	Uuh ---	Uuo ---
6	Actínidos Lantánidos																	
6	Ce 1.1	Pr 1.1	Nd 1.1	Pm 1.1	Sm 1.2	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.2	Ho 1.2	Er 1.2	Tm 1.2	Yb 1.1	Lu 1.3				
7	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.4	Np 1.3	Pu 1.3	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3				

Figura 3.11  
Valores de electronegatividad de los elementos químicos.

De lo anterior se deduce que los elementos más electronegativos se encuentran en la parte superior derecha de la tabla periódica (excluyendo a la familia de los gases nobles), en tanto que los menos electronegativos ocupan el lado izquierdo de la parte baja de la tabla periódica. El flúor (F) es el elemento más electronegativo, seguido por el oxígeno (O). El elemento menos electronegativo, es decir, más electropositivo, es el francio (Fr). Entre los elementos que se enlazan para formar un compuesto, como se verá en la unidad 4, la diferencia de electronegatividad ( $\Delta\chi$ ) determina las características del enlace químico y, en gran medida, sus propiedades físicas.

### Ejercicio 4

1. ¿Qué es una propiedad periódica de los elementos químicos?
2. Investiga la existencia de otras tres propiedades periódicas de los elementos químicos, establece cómo varía tal propiedad y busca una explicación en su estructura para ese determinado comportamiento en la bibliografía recomendada.
3. Define el concepto de radio atómico y explica cómo varía esta propiedad a través de un periodo y de una familia de la tabla periódica.
4. Ordena los siguientes elementos, por su radio atómico, de menor a mayor: Br, K, Ge y Ca.
5. Dos átomos, A y B, tienen las siguientes configuraciones electrónicas por capas: A: 2, 8, 8 y B: 2, 8, 8, 1. Las primeras energías de ionización determinadas fueron 419 y 1521 kjoules/mol. Indica cuál es la energía de ionización de A y cuál es la de B, argumenta tu respuesta con base en las tendencias de esta propiedad en la tabla periódica.
6. Explica, utilizando la estructura electrónica por capas, las bajas energías de ionización de los metales y los altos valores para los no metales.

7. Explica por qué, en un periodo, la energía de ionización de los elementos de las familias representativas crece a medida que se incrementa el número atómico.
8. ¿Qué es la afinidad electrónica y qué significa un valor positivo o negativo?
9. ¿Cómo varía la afinidad electrónica en los elementos de una familia? Explica las razones estructurales para argumentar tu respuesta.
10. Comparativamente, ¿cómo serían las energías de ionización de dos átomos de aproximadamente el mismo tamaño pero con diferente número atómico? Argumenta tu respuesta.