

## PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

### 1. Antecedentes históricos

A principios del siglo XIX la cantidad de elementos conocidos, y sus compuestos, ya era lo suficientemente grande como para requerir algún tipo de clasificación que facilitara a los químicos su estudio y la comprensión de sus propiedades.

Como desde el principio se comprobó la existencia de familias de elementos que presentaban muchas semejanzas entre sí, se intuyó que debía de existir una ley natural que los relacionase y agrupase. La búsqueda de esta ley natural está plagada de numerosos intentos, basados, por lo general, en dos criterios fundamentales:

- La semejanza de las propiedades físicas y químicas de los elementos y sus compuestos.
- La relación que estas propiedades pudieran tener con alguna característica de los átomos, principalmente con la masa atómica.

Las tríadas de Döbereiner en 1817, el *tornillo telúrico* de Charcourtois en 1862 y las octavas de Newlands en 1866 son algunos de los intentos que, por su originalidad o éxito, merecen un especial reconocimiento.

### 2. Tabla Periódica de Mendeleiev

En 1869 y 1870, dos científicos, el ruso D. Mendeleiev (1834-1907) y el alemán L. Meyer (1830-1895), presentaron independientemente su célebre Tabla Periódica.

La clasificación periódica de Mendeleiev, más elaborada que la de Meyer, contenía todos los elementos conocidos hasta entonces, ordenados en una tabla de doble entrada según los **criterios** siguientes:

- Masa atómica creciente. Los elementos se ordenan de izquierda a derecha, según este criterio, en líneas horizontales.
- Semejanza en las propiedades. Los elementos que presentan propiedades semejantes se sitúan en columnas verticales.

El planteamiento de Mendeleiev fue que las propiedades de los elementos debían responder a una ley periódica que todavía se desconocía.

Ese convencimiento le llevó a predicciones arriesgadas, que el tiempo confirmó como ciertas:

- Cuestionar el valor de la masa atómica de algunos elementos, como el indio, el berilio y el uranio, y asignarles otro valor que consideró más correcto.
- Invertir el orden de masas atómicas en ciertos elementos para que éstos quedasen agrupados con otros de sus mismas propiedades, como teluro-yodo o cobalto-níquel.
- Dejar huecos en la tabla correspondientes a elementos aún no descubiertos y predecir las propiedades que tendrían. Es el caso del galio, el germanio o el escandio.

La clasificación propuesta por Mendeleiev y Meyer experimentó diversas modificaciones con el paso del tiempo, pero pese a ello, mantenía una sustancial dificultad: considerar la masa atómica como el criterio de ordenación implica colocar varios elementos fuera de su lugar para que queden agrupados por semejanza de propiedades.

Por lo tanto, había que compatibilizar los dos hechos: las propiedades químicas de los elementos se repiten periódicamente y la masa atómica no es criterio suficiente para obtener una ordenación coherente.

La cuestión era: ¿cuál sería la propiedad fundamental en que basar la ley periódica?

### 3. Sistema periódico actual

La pregunta quedó sin respuesta hasta que en 1914 H. Moseley (1887-1915) determinó el número atómico de los elementos y comprobó que si se colocaban los elementos por orden creciente de su número atómico, todos quedaban situados en el lugar requerido por el criterio de semejanza de propiedades.

### 4. Ley periódica

La ley periódica se enuncia así en la actualidad:

*Cuando los elementos se colocan en orden creciente de su número atómico, tiene lugar una repetición periódica de ciertas propiedades físicas o químicas de aquéllos.*

El origen de la periodicidad en las propiedades químicas de los elementos radica en la configuración de sus electrones más externos o electrones de valencia, y ésta se repite periódicamente.

### 5. Estructura del sistema periódico

La actual Tabla Periódica se debe a Paneth y Werner. En ella los 109 elementos conocidos hasta el momento están clasificados en orden creciente de su número atómico en dieciocho columnas y siete filas. Las filas reciben el nombre de períodos y las columnas, de grupos.

En cada grupo se colocan los elementos de propiedades análogas, y cada período se construye colocando elementos que aumentan en una unidad el número atómico del elemento precedente.

Esta ordenación se realiza extendiendo los períodos largos de Mendeleiev, evitando así que aparezcan mezclados elementos metálicos y no metálicos, y que la distribución electrónica periódica, principal responsable de sus propiedades, sea más coherente.

La distribución de familias de elementos en el sistema periódico es:

- **Elementos representativos** formados por:

<i>Alcalinos:</i>	Grupo IA
<i>Alcalinotérreos:</i>	Grupo IIA
<i>Térreos o Boroideos:</i>	Grupo IIIA
<i>Carbonoideos:</i>	Grupo IVA
<i>Nitrogenoideos:</i>	Grupo VA
<i>Anfígenos:</i>	Grupo VIA
<i>Halógenos:</i>	Grupo VIIA
<i>Gases nobles o inertes:</i>	Grupo VIIIA, también llamado 0

- **Elementos de transición** formados por los grupos IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB (que incluye tres columnas), IB y IIB. Se sitúan en el centro del Sistema Periódico.

- **Elementos de transición interna** formados por las familias de Lantánidos y Actínidos, de 14 elementos cada una. Se colocan en dos filas habitualmente fuera del entorno general.
- El **hidrógeno** queda fuera de estas consideraciones, y por tener un solo electrón que está alojado en el orbital 1s, suele colocarse encima del grupo de Alcalinos IA.

La Tabla Periódica que utilizamos hoy en día se estructura según la con figuración electrónica de los elementos. Esta es la responsable de las propiedades de éstos.

### 5.1. Períodos

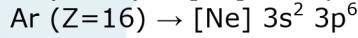
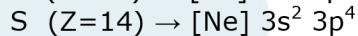
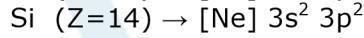
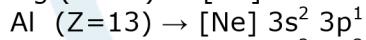
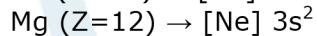
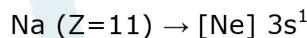
Los períodos se designan por números correlativos del 1 al 7. En ellos los elementos presentan propiedades diferentes que varían progresivamente desde el comportamiento metálico hasta el comportamiento no metálico, para acabar siempre con un gas noble.

El nivel energético en el que se encuentran los electrones de valencia en los elementos de un período dado es el mismo, ya que uno posee un electrón de valencia más que el anterior. Este electrón recibe el nombre de electrón diferenciador y es el responsable de la diferencia entre las propiedades de elementos correlativos en un período.

Observe que los elementos del mismo período tienen sus electrones más internos ordenados como el gas noble del período anterior. Reciben el nombre de **estructura interna**, y es habitual abreviar la configuración electrónica sustituyendo la *estructura interna* por el símbolo del gas noble, entre corchetes, seguido de la configuración electrónica de los electrones de valencia.

Los elementos de un período determinado se caracterizan por tener electrones en el mismo nivel más externo, que es precisamente el número que designa cada período. Así, los elementos del período 1 tienen electrones sólo en el nivel 1, los del período 2 tienen electrones ocupando hasta el nivel 2, los del tercer período tienen electrones hasta el nivel 3, y así sucesivamente.

Por ejemplo, los elementos del tercer período tienen todos **estructura interna** de neón y sus electrones ocupan hasta el tercer nivel.



## 5.2. Grupos

Los grupos se designan mediante números correlativos del 1 al 18.

Los elementos que componen cada grupo tienen, con escasas excepciones, similares propiedades químicas, debido a que todos coinciden en su configuración electrónica de los electrones de valencia.

- Los grupos 1 y 2 corresponden a los elementos metálicos.
- Los metales de transición ocupan los grupos 3 al 12.
- Los no metales y los semimetales ocupan los grupos 13 al 17.
- El grupo 18 está constituido por los gases nobles.

Los grupos 1, 2 y del 13 al 18 están constituidos por los elementos que se conocen como elementos representativos. Algunos de estos grupos reciben nombres especiales:

Grupo	Nombre del grupo	Electrones de valencia
1	Alcalinos	$ns^1$
2	Alcalinotérreos	$ns^2$
16	Anfígenos	$ns^2 np^4$
17	Halógenos	$ns^2 np^5$
18	Gases nobles	$ns^2 np^6$

Entre los metales de transición se encuentran los elementos conocidos como *tierras raras o metales de transición interna: lantánidos y actínidos*, que suelen escribirse aparte en dos filas de catorce columnas.

En los elementos de *transición*, el electrón diferenciador ocupa un orbital *d*, y en los de *transición interna*, un orbital *f*. La configuración electrónica de estos grupos de elementos no es tan regular como en los elementos representativos y son frecuentes las excepciones.

Observe que el número de columnas en la Tabla Periódica está directamente relacionado con el número de electrones que caben en cada subnivel.

Grupos	Número de columnas	Orbital del electrón diferenciador	Capacidad del subnivel
Metales ligeros	2	s	2 electrones
No metales, semi-metales y gases nobles	6	p	6 electrones
Metales de transición	10	d	10 electrones
Metales de transición interna	14	f	14 electrones

## 6. Carga nuclear efectiva y apantallamiento

En la unidad anterior empleamos el concepto de carga nuclear efectiva y apantallamiento para simplificar la ecuación de onda y conseguir obtener una solución.

*El apantallamiento consiste en la repulsión entre los electrones, que disminuye la atracción del núcleo y condiciona el estado del electrón en el átomo.*

La correcta utilización del concepto será de gran ayuda en el desarrollo de esta unidad, ya que

El helio ( $Z = 2$ ) constituye un ejemplo muy ilustrativo del apantallamiento entre los electrones.

Cada uno de los dos electrones del helio, y el del catión  $\text{He}^+$  está sometido a la misma atracción nuclear, ya que, en cualquier caso, ocupan el orbital  $1s$  y la carga nuclear es  $+2$ .

Por el contrario, se observa experimentalmente que la energía para arrancar un electrón del átomo es 2373 kJ/mol, mientras que para el catión  $\text{He}^+$  es 5248 kJ/mol, lo que revela que el electrón en el átomo de helio está menos retenido que en el catión  $\text{He}^{2+}$ .

La causa de esta diferencia reside en la repulsión entre los electrones, es decir, en el apantallamiento que existe en el átomo de helio y que no lo hay en el catión  $\text{He}^+$ .

En la práctica suele manejarse el término carga nuclear efectiva.

*La carga nuclear efectiva es la carga que debiera tener el núcleo para que, en ausencia de otros electrones, la atracción del núcleo sobre el electrón considerado fuera la misma que la atracción neta que experimenta el electrón en el átomo real.*

La carga nuclear efectiva puede calcularse a partir de la expresión siguiente:

$$\mathbf{Z^* = Z - a}$$

donde       $Z^*$  = carga nuclear efectiva  
                  $Z$  = carga nuclear  
                  $a$  = apantallamiento

Así, la carga nuclear efectiva del helio sobre sus dos electrones es menor que  $+2$ .

El apantallamiento de los electrones depende principalmente del orbital que ocupan, y su cálculo no se incluye en la materia de este curso; no obstante, en general podemos resumirlo así:

- Los electrones que componen la estructura interna apantallan totalmente, de manera que el valor de  $a$  correspondiente a cada uno es 1.
- Los demás electrones apantallan menos, de manera que el valor de  $a$  correspondiente a cada uno de ellos es menor que 1.

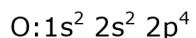
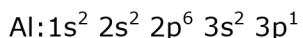
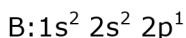
Veamos cómo varía la carga nuclear efectiva a lo largo de los períodos y de los grupos.

- A lo largo de un período, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo aumenta conforme lo hace el número atómico.  
 La explicación es sencilla si tomamos como ejemplo dos elementos del mismo período con números atómicos consecutivos. Sus configuraciones electrónicas coinciden en el kernel de gas noble y se diferencian en un electrón de valencia. Como la carga nuclear aumenta en una unidad, y los electrones que no forman parte del kernel provocan un apantallamiento menor que 1, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo aumenta al incrementarse el número atómico.
- A lo largo de un grupo, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo es la misma, independientemente del número atómico.

En este caso, todos los elementos del mismo grupo poseen configuraciones electrónicas de valencia iguales, y se diferencian en la configuración electrónica más profunda o de gas noble. Como los electrones que forman la estructura interna apantallan con el valor 1, y todos los elementos tienen la misma configuración electrónica de valencia, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo no varía al aumentar el número atómico.

**Ejemplo 1**

Compare cualitativamente la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo en los átomos: B (Z = 5), Al (Z 13) y O (Z =8). La configuración electrónica de cada átomo es:



Elemento	Estructura interna	Electrones de valencia que apantan el electrón más externo	Carga nuclear efectiva $Z^* = Z - a$
B	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	$5-a(1s^2)-a(2s^2) = 3-a(2s^2)$
Al	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>	$13-(1s^2 2s^2 2p^6)-a(3s^2) = 3-a(3s^2)$
O	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	$8-a(1s^2)-a(2s^2 2p^3) = 6-a(2s^2 2p^3)$

Respuesta: La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo es la misma en el boro y el aluminio, y es mayor en el oxígeno.

## 7. Propiedades periódicas de los elementos

Ya sabemos que algunas propiedades físicas y químicas se repiten con cierta regularidad a lo largo de los grupos y los períodos.

La razón de su regularidad reside en la configuración electrónica y en el número atómico del elemento. La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo reúne estas dos características y facilita el estudio de la variación de las propiedades periódicas de los elementos al aumentar su número atómico.

Las propiedades periódicas más importantes son: el *radio atómico* y el *radio iónico*, la *energía de ionización*, la *afinidad electrónica*, la *electro negatividad* y el *carácter metálico*.

### 7.1. Radio atómico

El tamaño del átomo es difícil de definir por dos razones básicamente:

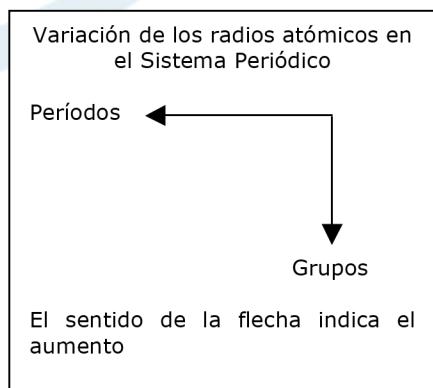
- Se trata de un sistema dinámico de partículas muy influenciado por los átomos que le rodean.
- Los orbitales que componen la corteza electrónica no tienen unas dimensiones definidas.

No obstante, como los átomos no suelen presentarse aislados, el valor que se asigna en la práctica al radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados entre sí.

Al adoptar este concepto práctico de radio atómico, se diferencia su valor fácilmente, ya que los metales se presentan formando redes tridimensionales de átomos iguales, y los no metales forman moléculas.

Es importante resaltar que cuando los átomos enlazados no son iguales, el radio atómico varía dependiendo del tipo de enlace, por lo que el valor de esta magnitud física debe considerarse relativo, con la única finalidad de comparar entre sí átomos diferentes.

En la siguiente figura se aprecia el tamaño relativo de los átomos de los elementos representativos, ordenados en períodos.



- En un **período**, al aumentar el número atómico, disminuye el radio atómico.

Al aumentar el número atómico de los elementos de un mismo período, se incrementa la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo y el número de niveles ocupados no varía. En consecuencia, aumenta la intensidad de la atracción entre el electrón y el núcleo, por lo que disminuye la distancia entre ellos.

- En un **grupo**, al aumentar el número atómico, aumenta el radio atómico.

Al aumentar el número atómico de los elementos de un grupo, se incrementa el número de niveles ocupados, mientras que la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo es la misma. En consecuencia, aumenta el radio atómico.

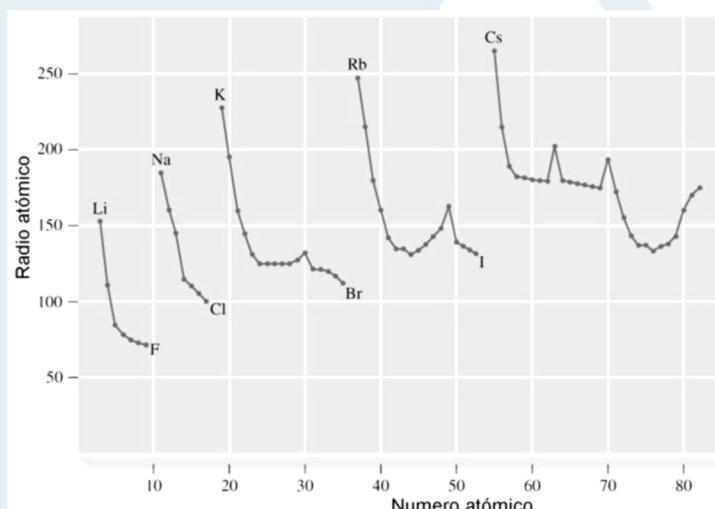
## 7.2. Radio iónico

Esta propiedad es importante cuando se estudian compuestos iónicos, ya que la estructura tridimensional de éstos depende exclusivamente del tamaño de los iones involucrados.

En general, se puede decir que:

- Los **cationes** son de menor tamaño que los átomos de los que proceden.
- Los **aniones** son de mayor tamaño que los átomos respectivos.

Este hecho también se explica fácilmente al estudiar la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo.



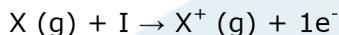
**Figura 1:** Radios iónicos de algunos iones en función del número atómico. Las líneas continuas unen iones isoelectrónicos

- En el caso del **cation**, el menor número de electrones respecto del átomo neutro da lugar a un menor apantalla miento y, por lo tanto, el electrón más externo del cation está sujeto a una carga nuclear efectiva mayor: el radio del cation es menor que el del átomo neutro, ya que el electrón más externo está sujeto a una atracción nuclear más tensa.
- Respecto al átomo neutro, el **anión** está constituido por mayor número de electrones, por lo que su apantallamiento sobre su electrón más externo es mayor; como la carga nuclear es la misma en ambos, el resultado es que la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo es mayor en el átomo que en su anión. Como consecuencia, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

### 7.3. Energía de ionización

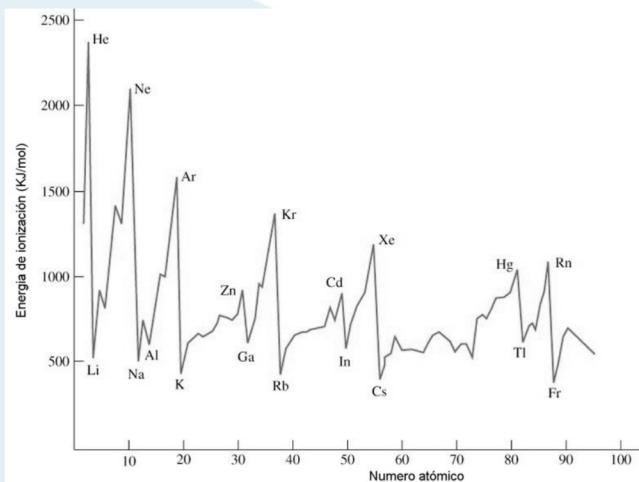
Al suministrar suficiente energía a un átomo neutro, se consigue arrancarle un electrón y obtener el correspondiente ion positivo o catión.

*La energía de ionización, I, es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro de un elemento X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo  $X^+$ , también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.*



Esta energía se puede interpretar como la energía con que el átomo re tiene al electrón.

La siguiente gráfica muestra el valor de la primera energía de ionización de los elementos respecto al número atómico, hasta el lantano ( $Z = 57$ ).



**Figura 2:** Energía de ionización en función del número atómico

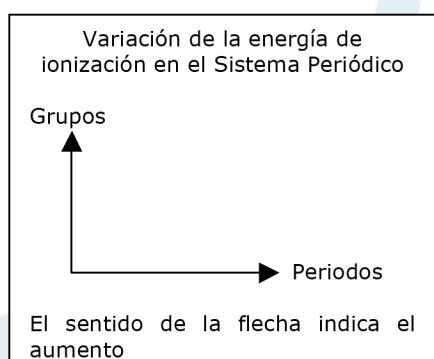
Se aprecia que en todos los casos se trata de un valor positivo, lo que es lógico pues cualquier átomo constituye un sistema estable y el arranque de un electrón de su capa más externa requiere un cierto aporte energético. Comprueba que los elementos alcalinos presentan el menor valor de los elementos de su período, y los gases nobles, el mayor.

Se dan dos tendencias claras según se trate de los elementos de un período o de un grupo.

- Al aumentar el número atómico de los elementos de un mismo período, se incrementa la atracción nuclear sobre el electrón más externo, ya que *disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva sobre él*.

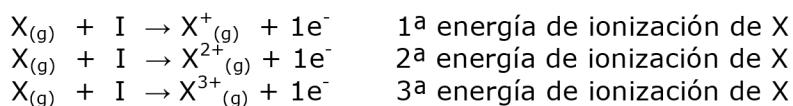
Por ello *en un período, al aumentar el número atómico, se hace mayor la energía de ionización*.

- Al aumentar el número atómico de los elementos de un mismo grupo, disminuye la atracción nuclear sobre el electrón más externo, ya que aumenta el radio atómico, mientras que no varía la carga nuclear efectiva sobre él.



*En un grupo, al aumentar el número atómico, disminuye la energía de ionización.*

Podemos hablar de 1<sup>a</sup>, 2<sup>a</sup>, 3<sup>a</sup>... energía de ionización, que corresponde a la energía necesaria para que el átomo ceda el 1<sup>er</sup>, 2º, 3º electrón, respectivamente (tabla 1).



Es lógico pensar que las sucesivas energías de ionización sean mayores cada vez, ya que el menor número de electrones supone menor apantallamiento sobre el electrón que ocupa la posición más externa y, por lo tanto, mayor atracción nuclear sobre él.

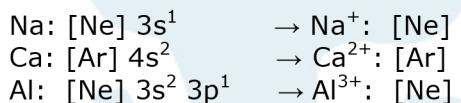
La tabla 1 muestra las energías de ionización sucesiva de los diez primeros elementos, expresada en  $\text{kJmol}^{-1}$ .

<b>Z</b>	<b>Elemento</b>	<b>Primera</b>	<b>Segunda</b>	<b>Tercera</b>	<b>Cuarta</b>	<b>Quinta</b>	<b>Sexta</b>
1	H	1312					
2	He	2373	5248				
3	Li	520	7300	11808			
4	Be	899	1757	14850	20992		
5	B	801	2430	3660	25000	32800	
6	C	1086	2350	4620	6220	38000	47232
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	9540	13400	16600
12	Mg	738,1	1450	7730	10500	13600	18000
13	Al	577,9	1820	2750	11600	14800	18400
14	Si	786,3	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

Las energías de ionización están relacionadas con la estabilidad relativa de los cationes de un elemento y con la estabilidad adicional de ciertas configuraciones electrónicas, como son: gas noble ( $\text{ns}^2 \text{ np}^6$ ) subnivel lleno y subnivel semilleno.

Al consultar la tabla 1 se observan algunas regularidades:

- Los elementos alcalinos, alcalinotérreos y los del grupo 13 presentan un notable aumento de la segunda, la tercera y la cuarta energías de ionización, respectivamente, que explica la tendencia a formar cationes monovalentes, divalentes y trivalentes, según el caso.



La configuración electrónica de estos cationes es la del gas noble del período anterior, ns np y sugiere, por lo tanto, que esa configuración electrónica aporta al sistema una estabilidad adicional.

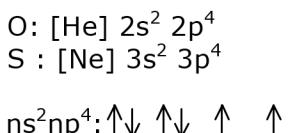
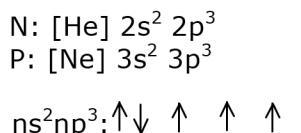
- Aunque la tendencia general en los períodos es el aumento de la energía de ionización, al elevarse el número atómico, se aprecia disminución de las parejas de berilio ( $Z = 4$ )/boro ( $Z = 5$ ) y magnesio ( $Z = 12$ )/aluminio ( $Z = 13$ ).

La explicación consiste en que el Be y el Mg tienen una configuración electrónica de valencia  $\text{ns}^2$  que es más estable que la configuración  $\text{ns}^2 \text{ np}^1$  que presentan el B y el Al.



- Las parejas de elementos nitrógeno ( $Z = 7$ ) / oxígeno ( $Z = 8$ ) y fósforo ( $Z = 15$ ) / azufre ( $Z = 16$ ) también son excepciones respecto a la tendencia general.

La explicación es, de nuevo, la mayor estabilidad de la configuración electrónica del N y el P,  $ns^2 np^3$  con los tres electrones p desapareados, respecto a la del O y el S,  $ns^2 np^4$ .



#### 7.4. Afinidad electrónica

Un átomo puede aceptar un electrón y transformarse en un ion negativo o anión, con el consiguiente intercambio de energía.

*La **afinidad electrónica**, A, es la energía intercambiada en el proceso por el que un átomo neutro X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, recibe un electrón y se transforma en un ion mononegativo  $X^-$ , también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.*



Este proceso puede ser endotérmico o exotérmico, dependiendo de que requiera energía para llevarse a cabo o que la desprenda. El valor de la afinidad electrónica informa de la tendencia a formar el anión; cuanta más energía se desprenda en su proceso de formación, más fácilmente se constituirá el anión.

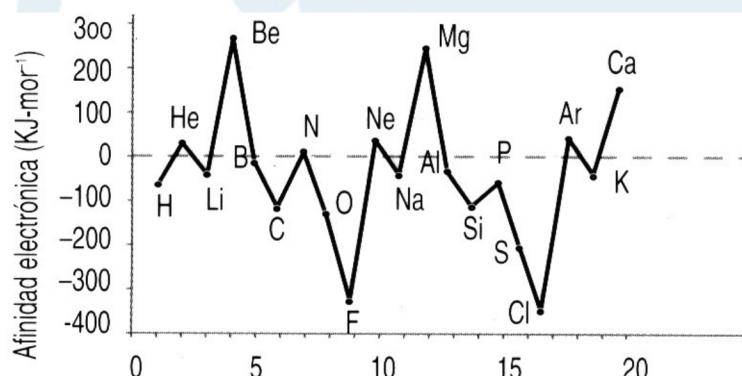
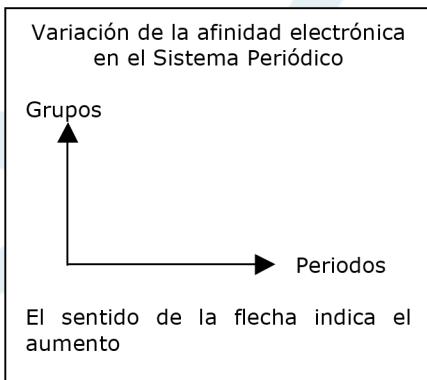


Figura 3: afinidad electrónica en función del Z

La gráfica (Fig. 3) muestra la variación de la afinidad electrónica de algunos elementos respecto a su número atómico.

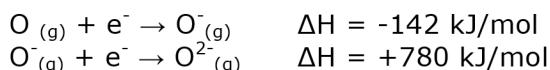
A partir de los valores de la afinidad electrónica, se observan algunas regularidades que, al igual que la energía de ionización, encuentran explicación en la configuración electrónica:

- Los elementos halógenos son los que forman aniones  $X^-$  con mayor facilidad. Todos ellos tienen una estructura electrónica de valencia  $ns^2 np^5$  y, por lo tanto, al aceptar el electrón, alcanzan estructura electrónica externa de gas noble,  $ns^2 np^6$  que es especialmente estable.
- Los elementos alcalinotérreos y los del grupo 15 presentan una mínima tendencia a aceptar un electrón. Esto es debido a que sus estructuras electrónicas externas son  $ns^2$  y  $ns^2 np^3$  respectivamente, que confieren estabilidad adicional al sistema.



La afinidad electrónica de cualquier anión es positiva, es decir, los aniones no presentan tendencia a aceptar electrones, lo que no significa que los aniones con más de una carga negativa sean inestables; la estabilidad de un ion —catión o anión— depende sobre todo de los enlaces químicos en los que participa.

El oxígeno ( $Z = 8$ ) constituye un ejemplo muy ilustrativo: la afinidad electrónica del átomo de oxígeno es negativa (-142 kJ/mol) y la del anión mononegativo formado es positiva (780 kJ/mol):



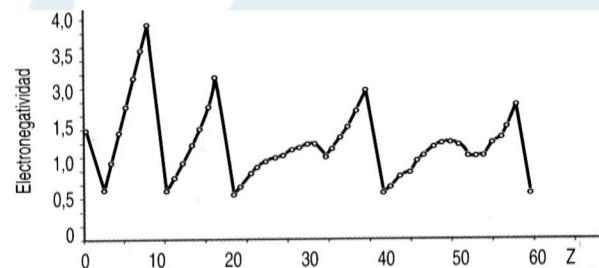
No obstante, en los compuestos iónicos en los que participa el oxígeno es común encontrarlo en forma de ion oxido,  $\text{O}^{2-}$ , que se encuentra estabilizado por los cationes vecinos.

## 7.5. Electronegatividad

La energía de ionización mide la tendencia de un átomo a ceder electrones, y la afinidad electrónica, la tendencia del átomo a aceptarlos. Estas dos tendencias contrapuestas pueden combinarse en una sola magnitud que es la electronegatividad.

La electronegatividad de un elemento se define como la tendencia relativa de sus átomos para atraer los electrones de otros átomos con los que están enlazados.

En 1939 L. Pauling (1901-1994) estableció una escala arbitraria de electronegatividades, asignando al átomo más electronegativo, el de flúor, el valor 4,0 y, a partir de él, el de todos los demás.



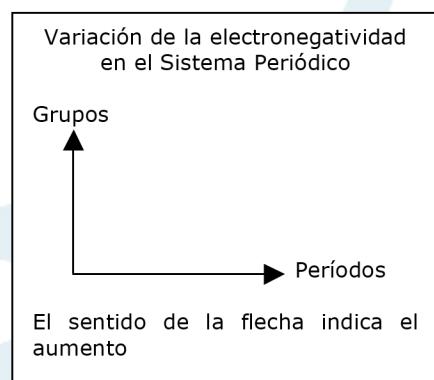
Como es habitual, los valores de la electronegatividad a lo largo de la Tabla Periódica presentan una variación clara en los elementos representativos, que no lo es tanto en los elementos de transición.

**Figura 4:** Electronegatividad en función del Z

En general, en los períodos, la electronegatividad se incrementa al aumentar el número atómico, mientras que, en los grupos, aumenta al disminuir el número atómico.

Debes notar que los gases nobles carecen de valor de la electronegatividad, lo que es lógico si consideramos que estos elementos se caracterizan por su mínima tendencia a formar enlaces con los demás elementos.

Esta magnitud es muy útil cuando se trata de predecir el tipo de enlace que formarán dos átomos: si la diferencia de electronegatividades es muy grande, el enlace será iónico, mientras que, si es pequeño, será covalente, más o menos polarizado, con arreglo a la diferencia de electronegatividad entre los átomos.



Para ilustrar este concepto vamos a comparar el flúor y el potasio.

- El flúor tiene elevada electronegatividad, ya que la primera energía de ionización (1680 kJ/mol) indica escasa tendencia a perder un electrón, y la afinidad electrónica (-333 kJ/mol) indica facilidad de aceptar un electrón.
- El potasio, por el contrario, tiene baja electronegatividad. Su primera energía de ionización (418,7 kJ/mol) indica que pierde un electrón con facilidad, y su afinidad electrónica (-48 kJ/mol) denota escasa tendencia a aceptar un electrón.

Si los dos elementos se enlazan, los electrones del enlace se encontrarán más cerca del flúor que del potasio, debido a que el flúor es más reticente a ceder electrones y, a su vez, exhibe mayor tendencia a atraer un electrón adicional. En definitiva, el flúor es más electronegativo que el potasio.

## 7.6. Carácter metálico: metales, no metales y semimetales

La distribución actual de los elementos en la Tabla Periódica los separa en metales y no metales.

Los metales y los no metales se distinguen entre sí por sus propiedades físicas y químicas, que varían gradualmente a lo largo de la Tabla Periódica, desde las propias de los metales a la izquierda de la tabla, hasta las que definen a los no metales a la derecha.

Esta variación gradual de las propiedades hace que algunos elementos no correspondan exactamente con metales ni con no metales, por lo que reciben el nombre de semimetales. Los semimetales son los elementos que aparecen en la zona marcada a la derecha de la Tabla Periódica a partir del B (Z = 5). Son los siguientes: B, Al, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

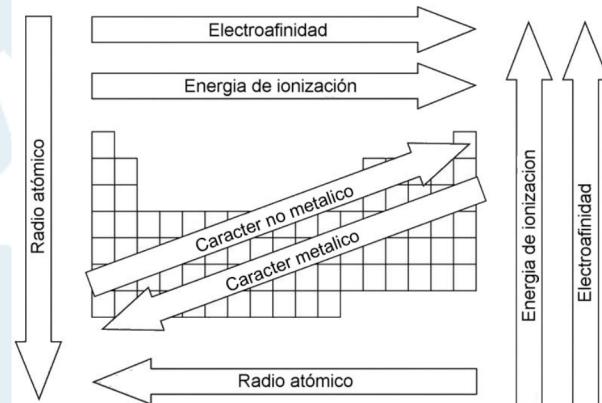
El *hidrógeno* (Z = 1) no dispone de una posición clara en la Tabla Periódica, ya que corresponde al grupo I, alcalinos, por su configuración electrónica,  $1s^1$  y su capacidad para formar catión  $H^+$ . También tiene cabida en el grupo VII, halógenos, por su capacidad para formar anión  $H^-$ .

Los *gases nobles* forman un grupo aparte caracterizado por su gran estabilidad, ya que no forman compuestos con otros elementos. Hoy día sabemos que esta propiedad no se cumple estrictamente, puesto que el kriptón y el xenón forman algunos compuestos con los elementos más electronegativos, el flúor y el oxígeno.

Las propiedades que definen y diferencian a los elementos metálicos de los no metálicos se resumen en la tabla 2, siguiente:

		<b>Metales</b>	<b>No metales</b>
<b>Propiedades físicas</b>	Conductividad eléctrica	Elevada. Disminuye al aumentar la temperatura.	Deficiente, excepto el carbono en su forma alotrópica de grafito.
	Conductividad térmica	Elevada.	Deficiente, excepto el carbono en su forma alotrópica de grafito.
	Brillo	Gris metálico, excepto cobre y oro.	Sin brillo metálico.
	Estado de agregación	Sólidos, excepto mercurio. El punto de fusión del cesio y el galio es bajo ( 30 °C).	Sólidos, líquidos o gaseosos.
	Ductilidad	Dúctiles.	No son dúctiles.
	Tipo de enlace	En estado sólido, enlace metálico.	Moléculas con enlaces covalentes.
	Características físicas	Maleables.	En estado sólido son quebradizos.
<b>Propiedades químicas</b>	Electrones de valencia	Pocos: tres o menos.	Muchos: cuatro o más.
	Afinidad electrónica	Débil tendencia a aceptar electrones.	Elevada tendencia a aceptar electrones: forman aniones con facilidad.
	Energía de ionización	Baja: forman cationes con facilidad.	Elevada.
	Electronegatividad	Baja.	Elevada.
	Compuestos	Iónicos con los no metales.	Iónicos con los metales y moleculares con otros no metales.

## RESUMEN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS



## 8. Propiedades periódicas macroscópicas.

### 8.1. Tendencias de los puntos de fusión y de los puntos de ebullición

Se pueden emplear las tendencias de los puntos de fusión y de ebullición, como una medida conveniente de las fuerzas de atracción entre los átomos o moléculas. Por ejemplo, los dos primeros halógenos, flúor y cloro, son gases a temperatura ambiente. Les sigue el bromo, un líquido rojizo, y el yodo, un sólido gris acero. Esta tendencia de gas a líquido y a sólido es un ejemplo espectacular del incremento en los puntos de fusión conforme los átomos de halógeno se hacen más grandes y aumenta el número atómico. Hay también una tendencia paralela de puntos de ebullición crecientes. Por otra parte, los metales del Grupo IA muestran la tendencia opuesta, con un decremento en los puntos de fusión y de ebullición, debido al debilitamiento de los enlaces metálicos entre los átomos conforme aumenta el tamaño. En la tabla 3 se resumen los valores específicos para estos dos grupos de elementos.

**Tabla 3. Puntos de fusión y de ebullición de elementos seleccionados**

Metales alcalinos			Halógenos		
Elemento	Punto de fusión (K)	Punto de ebullición (K)	Elemento	Punto de fusión (K)	Punto de ebullición (K)
Li	454	1615	F	53	85
Na	371	1156	Cl	172	239
K	336	1032	Br	266	332
Rb	312	961	I	387	458
Cs	301	944	At	575	610

En el segundo periodo de elementos los puntos de fusión aumentan de izquierda a derecha para los primeros cuatro elementos, que son sólidos, y luego descienden con rapidez a valores bajos en el caso de los últimos cuatro elementos, que son gases, como se aprecia en la tabla 3.

**Tabla 3. Puntos de fusión y densidades de los elementos del periodo 2**

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Punto de fusión (K)	454	1560	2300	4100	63	50	53	25
Densidad*	0,53	1,85	2,34	2,62	1,2 <sup>g</sup>	1,4 <sup>g</sup>	1,7 <sup>g</sup>	0,90 <sup>g</sup>

\* Las densidades se dan en gramos por centímetro cúbico, excepto las de los gases (g), que se expresan en gramos por litro.

Observe que el carbono presenta el punto de fusión más alto (4100 K) de los elementos del periodo 2. El carbono en forma de diamante es el más duro y el que tiene el punto de fusión más elevado de todos los elementos. El silicio, que está directamente abajo del carbono en la tabla periódica, tiene el punto de fusión más alto de los elementos del tercer periodo. Así pues, dentro de un mismo periodo los puntos de fusión aumentan primero y luego disminuyen. Al recorrer de izquierda a derecha una misma fila, los puntos de fusión aumentan de manera abrupta conforme las fuerzas de atracción cambian, de enlaces metálicos fuertes con electrones libres, a sólidos como el carbono, en los que los electrones externos se hallan sujetos en una red compleja. Los puntos de fusión decrecen luego en forma pronunciada en los no metales, que poseen fuerzas muy débiles de atracción. Además del diamante, ya mencionado, el tungsteno (W) y otros metales de transición que se agrupan en torno al tungsteno en los periodos 5 y 6, tienen puntos de fusión muy elevados.

## 8.2 Tendencias de la densidad y la conductividad

Con pocas excepciones, la densidad de los elementos de un mismo grupo o familia aumenta con el número atómico. En un periodo de elementos, la densidad aumenta primero y luego disminuye. Esta tendencia es más notoria en el caso de los elementos de los periodos 4, 5 y 6. Por ejemplo, el cobalto, níquel y cobre, de la parte central del periodo 4, son los elementos más densos de ese periodo. Las densidades de los elementos del periodo 5 son casi 50% mayores que las de los elementos correspondientes del periodo 4.

Los elementos que presentan las mayores densidades son los metales de la parte central del periodo 6, entre ellos el osmio (Os), iridio (Ir) y platino (Pt), todos ellos con densidades de alrededor de 22 g/cm casi dos veces más grandes que las de los metales más densos del periodo 5.

Para resumir,

Dentro de un mismo GRUPO, la densidad de los elementos aumenta conforme lo hace el número atómico.

Dentro de un mismo PERIODO, la densidad de los elementos aumenta primero y luego disminuye. Los elementos con mayor densidad se hallan en el centro del periodo 6.

Todos los metales conducen la electricidad y el calor, pero pocos de ellos presentan conductividades particularmente altas. Entre éstos se incluyen, en orden de conductividad decreciente, la plata, el cobre, el oro, el aluminio, el calcio, el sodio y el magnesio. Las conductividades de los otros metales son mucho menores; los no metales son no conductores.

**PREGUNTAS**

1. Dados los elementos de números atómicos 19, 25 y 48:
  - a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental.
  - b) Indique el grupo y periodo al que pertenece cada uno y explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo o grupo que los anteriores.
  - c) ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?
2. El elemento X pertenece al período 3, grupo 17. El ión monopositivo del elemento Y tiene la configuración electrónica del cuarto gas noble. El elemento Z tiene 13 protones en su núcleo.
  - a) Identificar los elementos.
  - b) Escribir su configuración electrónica e indicar grupo y periodo al que pertenecen Y y Z.
  - c) Ordenarlos razonadamente por su potencial de ionización creciente.
3. Dados los átomos A ( $Z = 12$ ), B ( $Z = 16$ ) y C ( $Z = 37$ ) indique:
  - a) su configuración electrónica
  - b) qué elementos son, y el grupo y periodo al que pertenecen
  - c) cuál es el más electronegativo
  - d) cuál es el ión más estable que forma cada uno de ellos.
4. El elemento X pertenece al período 3, grupo 17. El ión monopositivo del elemento Y tiene la configuración electrónica del cuarto gas noble. El elemento Z tiene 13 protones en su núcleo.
  - a) Identificar los elementos.
  - b) Escribir su configuración electrónica e indicar grupo y periodo al que pertenecen Y y Z.
  - c) Ordenarlos razonadamente por su potencial de ionización creciente.
5. Dados los elementos A, B y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:
  - a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos.
  - b) Determine el grupo y período al que pertenecen.
  - c) Ordénelos en orden creciente de su electronegatividad.
6. Suponga que los átomos, o iones monoatómicos, de carga nuclear 9, 10 y 11, son isoelectrónicos.
  - a) Si la carga 11 corresponde y se identifica como  $\text{Na}^+$ , identifique los otros dos miembros de la serie isoelectrónica. Escriba su configuración electrónica.
  - b) Ordene los tres miembros de la serie anterior de mayor a menor radio. Razone la respuesta.
7. Clasifique, sin consultar a la tabla periódica, en orden creciente de electronegatividad, los siguientes elementos:
  - a) Grupo 17
  - b) Li, K, C, I y F.

8. Dados los elementos litio, carbono, flúor, potasio y cesio, ordénelos de forma creciente según:

- a) Su radio atómico.
- b) Su primera energía de ionización.

Justifique sus respuestas.

9. ¿Cuál es el elemento de cada par que tiene el punto de fusión más alto? Tome en cuenta sus posiciones en la tabla periódica. (a) Li y K (b) F y Br (c) Fe y Se