



FIGURA 2.10. Fases lunares que se repiten cada cierto tiempo, o sea, que son periódicas.

Propiedades periódicas de los elementos

Propiedades periódicas de los elementos

Aprendizajes esperados de la Lección

La presente Lección tiene como propósito que tú:

Conozcas y comprendas las propiedades periódicas de los elementos, para luego aplicarlas y poder así explicar y/o predecir los comportamientos químicos de los diferentes elementos químicos.

Antes de empezar, **debes recordar**: configuración electrónica abreviada, tabla periódica, grupos y periodos.



Actividad inicial: Repasando lo que necesito

Conceptos clave de la Lección:

- Propiedades periódicas
- Efecto pantalla
- Carga nuclear efectiva
- Radio atómico
- Radio iónico
- Potencial de ionización (Energía de ionización)
- Electroafinidad
- Electronegatividad

En tu cuaderno, desarrolla la configuración electrónica abreviada de los elementos químicos que se indican, a partir de su número atómico o (n, ℓ, m_ℓ, m_s) de su electrón diferencial. Luego, determina el grupo y periodo del elemento y ubícalo en la tabla periódica vacía :

(1 pto. cada configuración, grupo, periodo y ubicación = 4 ptos. cada elemento)

- | | |
|---|---|
| a) Flúor, F ($Z = 9$) | h) Mercurio, Hg ($5, 2, 2, -\frac{1}{2}$) |
| b) Tecnecio, Tc ($4, 2, 2, +\frac{1}{2}$) | i) Cadmio, Cd ($Z = 48$) |
| c) Cromo, Cr ($Z = 24$) | j) Rubidio, Rb ($Z = 37$) |
| d) Cloro, Cl ($Z = 17$) | k) Selenio, Se ($Z = 34$) |
| e) Calcio, Ca ($4, 0, 0, -\frac{1}{2}$) | l) Plata, Ag ($Z = 47$) |
| f) Telurio, Te ($Z = 52$) | m) Actinio, Ac ($6, 2, -2, +\frac{1}{2}$) |
| g) Cobre, Cu ($Z = 29$) | n) Lantano, La ($Z = 57$) |
| | ñ) Carbono, C ($2, 1, 0, +\frac{1}{2}$) |

	1 1A o IA		2 2A o IIA																18 8A o VIIA	
1																				
2																				
3			3 3B o IIIB	4 4B o IVB	5 5B o VB	6 6B o VIB	7 7B o VIIB	8 8B o VIIIB	9	10	11 1B o IB	12 2B o IIB								
4																				
5																				
6																				
7																				

¿Cómo te fue con las actividades? Revisa tus respuestas en el solucionario (pág. 220) y calcula tu puntaje. **Bien** 😊 (sobre 48 ptos.) **Regular** 😐 (entre 48 y 36 ptos.) **o Mal** 😞 (bajo 36 ptos.)

Si no estás conforme con tu desempeño, te invitamos a volver a leer la Lección anterior de esta Unidad: "Los elementos y esa costumbre de ordenar...". Cuando te sientas listo para seguir, ¡podemos continuar!



Lloviendo ideas: "Comparte lo que sabes"

Reúnete con tres compañeros más y a partir de lo que saben, construyan una respuesta grupal para cada una de las preguntas siguientes. Anoten las respuestas en su cuaderno.

¡Recuerden que una buena respuesta de grupo se logra con los aportes de todos!

- 1 ¿Qué son las propiedades periódicas de los elementos?
- 2 ¿Qué es el efecto pantalla y la carga nuclear efectiva?
- 3 ¿Qué es la electronegatividad y cómo varía en grupos y periodos?

Cuando hayan terminado, presenten su respuesta al resto del curso. Recuerda definir con claridad el objetivo general de la presentación y luego organizarla considerando una introducción, desarrollo y conclusión.

Cuando comienza el año escolar tanto estudiantes como profesores recibimos un horario que organiza nuestras clases semanales, y con ello, nuestros días van adquiriendo cierto carácter. Por ejemplo, puede que tengamos un día lunes "muy pesado" y que los días que siguen sean cada vez más "livianos" hasta llegar a un viernes muy "relajado", pero cuando vuelva a ser lunes el día será nuevamente "muy pesado" y se repetirá el mismo patrón de la semana anterior durante todo el periodo de clases. Esta variación, de "muy pesado" (lunes) a "muy relajado" (viernes) se repetirá cada una semana, por tanto será un proceso periódico, es decir, que sigue un patrón de variación regular.

Tal como nuestras semanas durante el año tienen un patrón de variación regular, dentro de la tabla periódica existen propiedades de los elementos que varían en grupos y periodos siempre de la misma forma, o sea, tienen tendencia a crecer o decrecer a lo largo de un periodo y/o de un grupo, repitiéndose esa tendencia en todos los grupos y periodos sin importar cual sea. Este tipo de propiedades reciben el nombre de **Propiedades periódicas de los elementos**.

Las principales propiedades periódicas de los elementos son:

- i) Carga nuclear efectiva (Z_{ef})
- ii) Radio atómico (R.A.)
- iii) Radio iónico (R.I.)
- iv) Electroafinidad (E.A.) o afinidad electrónica (A.E.)
- v) Potencial de ionización (P.I.) o energía de ionización (E.I.)
- vi) Electronegatividad (E.N.)

Observación:

Muchos de los comportamientos de los elementos se pueden predecir a partir de la forma en que varían las propiedades periódicas dentro de los grupos y los periodos.

¿Qué significa decrecer?

Es lo opuesto a crecer, o sea, disminuir.

Averígualo...

Existen otras propiedades periódicas, como la electropositividad. **¿En qué consiste?** Anota la respuesta en tu cuaderno.

Observación:



Los recubrimientos de papel y/o género que se acostumbra a poner en las lámparas para evitar recibir completa la luz de la ampolla, se llaman "pantalla".

Así como la pantalla de una lámpara disminuye la cantidad de luz que recibimos desde la ampolla, los electrones internos de un átomo (ceranos al núcleo) disminuyen la fuerza que los electrones externos reciben desde el núcleo. Este fenómeno lo conocemos como "efecto pantalla" (en inglés, *screening effect*).

Carga nuclear efectiva (Z_{ef})

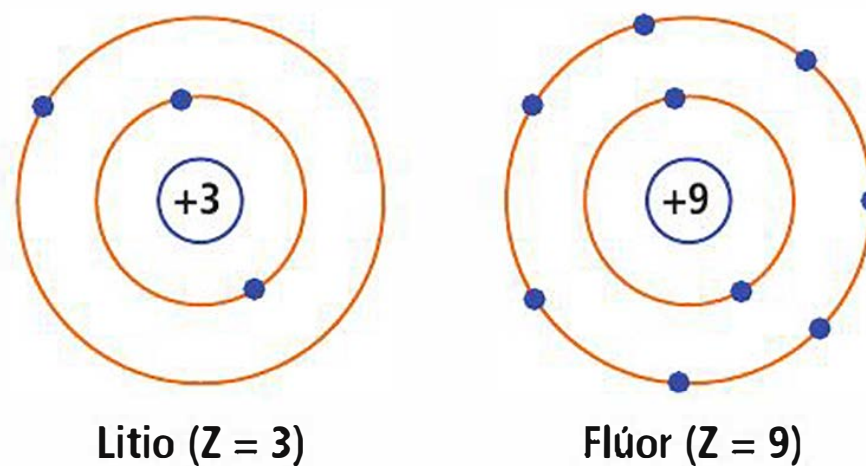
Corresponde a la "carga real" con que el núcleo es capaz de atraer a un electrón. Aunque la carga nuclear efectiva depende de la cantidad de protones que contiene el núcleo (Z), no es lo único, pues los electrones se distribuyen en ciertas zonas del átomo, quedando algunos de ellos más cerca del núcleo y otros más alejados de él. Por esto, existirán electrones (como los del orbital $1s$) que están expuestos directamente a toda la fuerza de atracción del núcleo (dada por sus protones) y que por ello son capaces de disminuir la fuerza con que éste es capaz de atraer a los electrones que están más alejados. A esta acción de "bloqueo" de la fuerza atractiva del núcleo por parte de los electrones internos se le denomina **efecto pantalla o apantallamiento**.

Entonces, la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) está dada por la resta entre la carga total del núcleo (Z) y el efecto pantalla (S):

$$Z_{ef} = Z - S$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) no presenta variaciones importantes dentro de los grupos, pues a medida que bajamos por ellos aumenta el número atómico de los elementos (Z) a la vez que suben los niveles de energía completos y con ello el efecto pantalla (S). Sin embargo, su variación dentro de los periodos es significativa e importante.

Si recuerdas, los elementos que pertenecen a un mismo periodo dentro de la tabla periódica tienen a sus electrones finales en el mismo nivel de energía, lo que provocará que la cantidad de electrones internos (los más importantes en el efecto pantalla) sean los mismos. Sin embargo, a medida que avanzamos hacia la derecha en los periodos, el número atómico (Z) crece, por tanto en el núcleo crece el número de protones y, por consiguiente, la carga nuclear efectiva (Z_{ef}). Un ejemplo concreto, utilizando la representación del modelo atómico de Bohr para un átomo de litio (Li) y otro de flúor (F):



Desafío



Dilo con tus palabras

Aplicando todo lo que hasta ahora sabes sobre "carga real" y "efecto pantalla", define con tus palabras el concepto de "carga nuclear efectiva" (Z_{ef}).

FIGURA 2.11. Representación de un átomo de litio (Li, $Z = 3$) y de un átomo de flúor (F, $Z = 9$)

Tanto el litio (Li) ($1s^2 2s^1$) como el flúor (F) ($1s^2 2s^2 2p^5$) pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica, aunque el litio está en el extremo izquierdo (grupo IA) y el flúor en el extremo derecho (grupo VIIA).

Como los electrones que tienen el mayor efecto pantalla son aquellos que están en niveles internos, ambas especies tienen casi el mismo apantallamiento, producto de los dos electrones en el primer nivel. Sin embargo, las fuerzas de sus núcleos no son iguales, y de hecho, el núcleo del flúor tiene seis protones más que el del litio, lo que produce mayor carga nuclear en este último, notándose que:

$$Z_{\text{ef}} \text{ litio} < Z_{\text{ef}} \text{ flúor}$$

Este fenómeno se repite en todos los otros periodos, por tanto decimos que **la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) aumenta de izquierda a derecha en todos los periodos de la tabla periódica.**

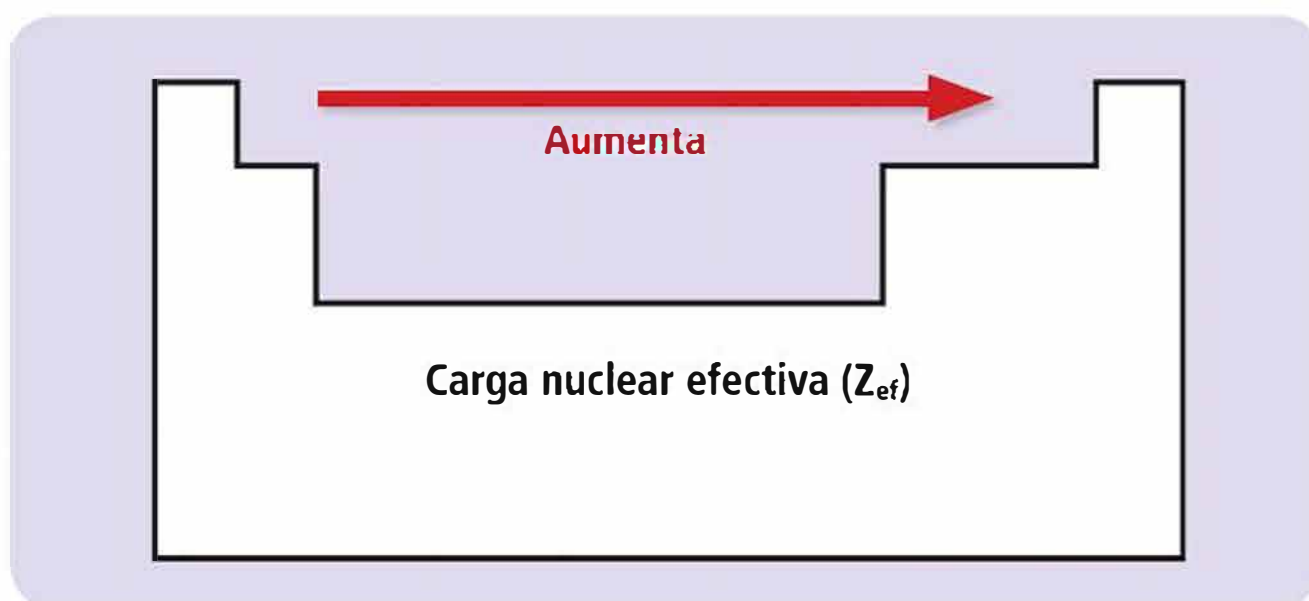


FIGURA 2.12. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) a lo largo de los periodos.

Un ejemplo de la vida:

Imagina la siguiente situación:

1. Vas un día a pasear a tu perrito a una plaza con árboles y notas que los árboles dificultan tu control sobre él, pues si pasa por detrás de ellos, no lo ves.
2. Al día siguiente, vas a la misma plaza con tu perro y dos de tus amigos, cada uno con su perro. Y notas que aunque son más perritos que cuidar, esta vez es más fácil controlarlos, pues son más personas para vigilar y los obstáculos son los mismos (mismos árboles).



Lo mismo pasa en el átomo:

- Perritos = electrones que se mueven libremente en cierto espacio
- Plaza = orbital atómico
- Tú y tus amigos = protones
- Árboles = efecto pantalla, pues bloquean su control sobre sus mascotas (e^-).

Así, analizando la analogía podemos decir que Z_{ef} es en los átomos lo que el "control" es para los humanos.

Actividad 5: Aplicando lo aprendido

Objetivo: Aplicar el sentido de variación de la carga nuclear efectiva.

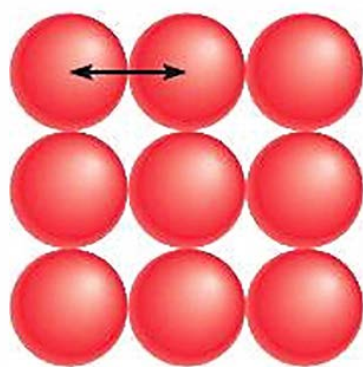
Utilizando la tabla periódica que se encuentra en la página 240 de este texto, responde:

- a) Si comparamos el fósforo (P), el aluminio (Al), el sodio (Na) y el azufre (S), ¿Cuál de ellos tiene la mayor y la menor carga nuclear efectiva (Z_{ef})?
- b) Si comparamos el bario (Ba), el osmio (Os), el plomo (Pb) y el polonio (Po), ¿Cuál de ellos tiene la mayor y la menor carga nuclear efectiva (Z_{ef})?

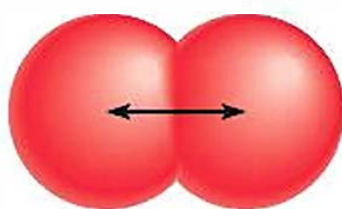


¿Qué significa adyacente?

Vecino, que se encuentra al lado.



a)



b)

FIGURA 2.13. a) Radio atómico para especies que forman redes tridimensionales, como los metales. b) Radio atómico para elementos que forman moléculas diatómicas.

Radio atómico (R.A.)

Entrega una idea del tamaño del átomo y se define como:

- la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes, para los átomos de metales que se unen formando una red tridimensional (figura 2.13 a), o
- la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos de una molécula diatómica, para los elementos como el flúor (F_2), el cloro (Cl_2), el oxígeno (O_2) y el nitrógeno (N_2) que existen como moléculas diatómicas sencillas (figura 2.13 b).

El radio atómico crece hacia abajo en los grupos, pues a medida que bajamos por ellos, aumenta el número de niveles de energía existentes en los átomos, lo que implica un aumento de tamaño.

En los periodos, la variación del radio atómico está directamente relacionada con la variación de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}), pues a mayor Z_{ef} el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones externos y por tanto el átomo será más pequeño. (Recordar que los elementos de un mismo periodo tienen igual cantidad de niveles de energía). Así, **el radio atómico crece de derecha a izquierda en los periodos**. La relación antes comentada la podemos ver en un ejemplo cotidiano: el radio de acción que tiene una mascota que es controlada mucho o poco; donde la mascota representa a los electrones y el control a la Z_{ef} . Así, una mascota que se controla mucho debe estar cerca de su amo (alta Z_{ef} , los átomos son más pequeños), mientras que una que controlan poco puede caminar más lejos (baja Z_{ef} , los átomos son más grandes).

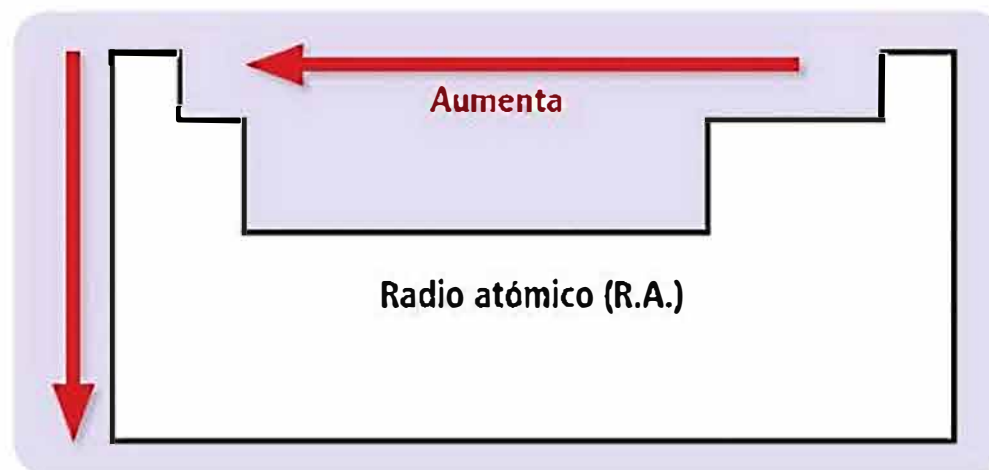


FIGURA 2.14. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento del radio atómico (R.A.) a lo largo de grupos y periodos.

Para saber más

Volumen atómico

Por lo general, pensamos en el tamaño del átomo como el volumen que contiene cerca de 90% de la densidad electrónica total alrededor del núcleo. Una buena estimación del volumen atómico —espacio que ocupa un átomo— se consigue aplicando la fórmula del volumen de una esfera:

$\frac{4}{3} \pi R^3$, donde R es el radio atómico.

Desafío

Aplica lo aprendido

A partir de lo que ya sabes sobre el radio atómico responde:

- Dentro de un grupo, ¿cuál es el elemento más grande?
- Dentro de un periodo, ¿cuál es el elemento más grande?
- Mirando la tabla periódica (pág. 240), responde qué átomo es el más pequeño entre estos tres: Selenio (Se), Calcio (Ca) y Hierro (Fe).



La figura 2.15 a continuación, muestra valores referenciales (no exactos) para los radios atómicos (en picómetros (pm), 1×10^{-12} metros) de los elementos representativos y gases nobles:

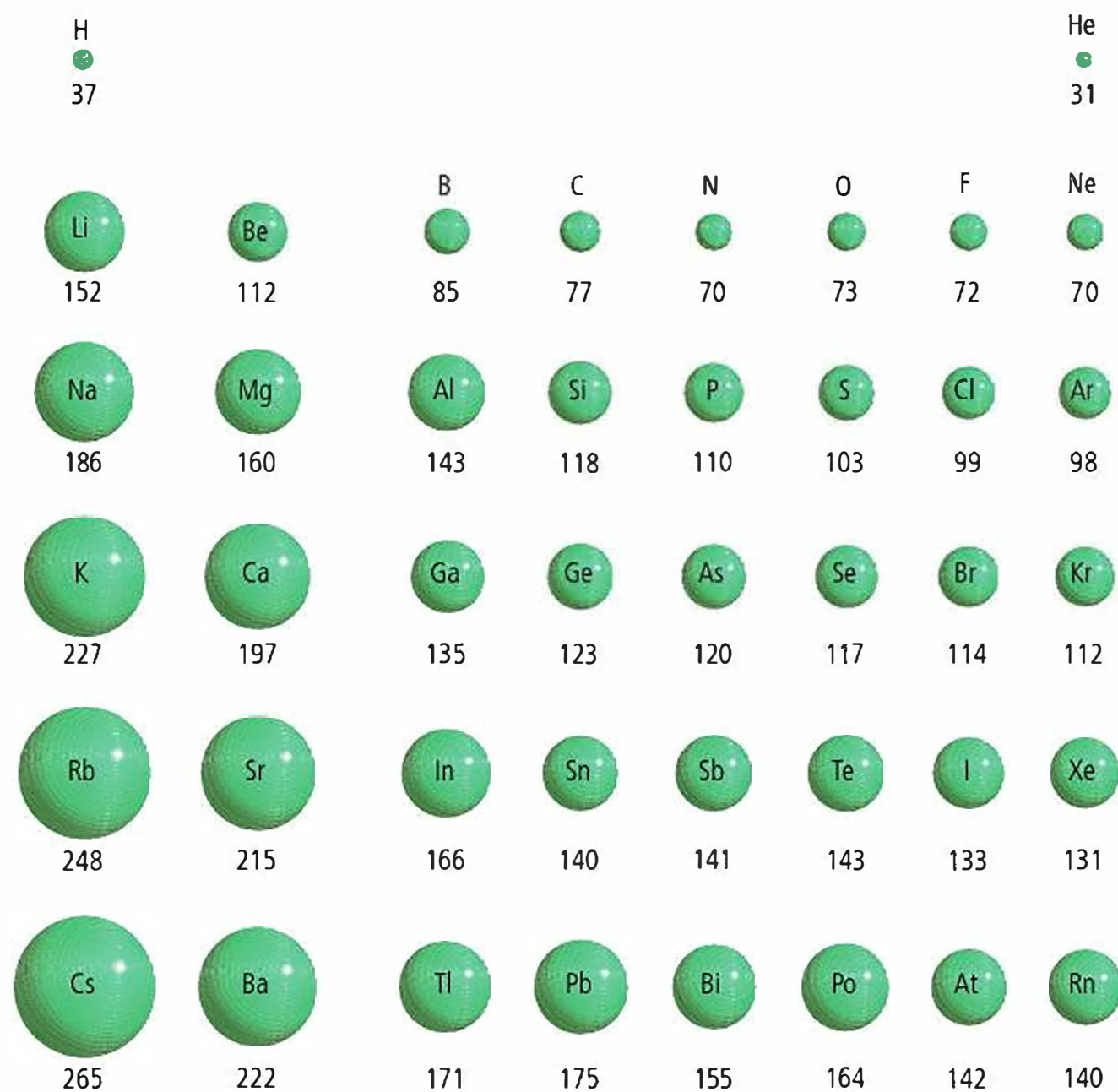


FIGURA 2.15. Valores referenciales para los radios atómicos de elementos representativos y gases nobles (en picómetros, pm).

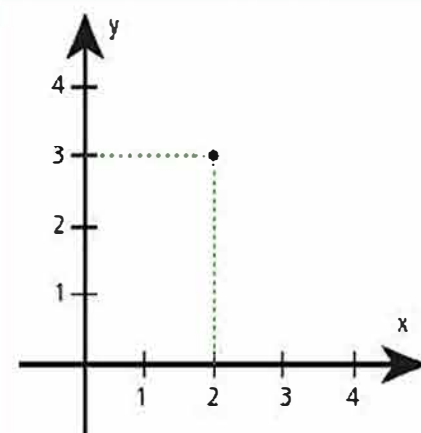
Química y matemática

Gráficos

La relación entre la química y la matemática es estrecha. Ejemplo de ello es el uso de gráficos en química para resumir información y para buscar relaciones o patrones de variación.

Para construir e interpretar gráficos debes entender que en ellos:

- Se relacionan dos cosas (variables), una de ellas ubicada en el eje horizontal (X) y la otra en el vertical (eje Y).
- Cada punto dentro del gráfico relaciona un valor de X con otro de Y
- Los números en X crecen hacia la derecha, mientras que en Y aumentan hacia arriba.



Por ejemplo, en el gráfico, el punto marcado relaciona el valor "2" del eje X con el valor "3" del eje Y.

Actividad 6: Construcción de gráficos

Objetivo: Organizar datos dados y construir gráficos de los que se pueda extraer información relevante.

En parejas, graficar dos veces los datos de radios atómicos que se presentan en la figura 2.15. Para ello, en ambos casos, el eje de las X (horizontal) debe corresponder al número atómico y el de las Y (vertical) debe ser el radio atómico (en picómetros). Recomendamos leer previamente "Química y matemática" de esta página.

Una vez que tengan listos los dos gráficos, en uno de ellos unan con una línea todos los elementos que pertenecen a un mismo periodo, y en el otro, unan con una línea todos aquellos elementos que pertenecen a un mismo grupo. ¿Qué observan?



Importante:

Si comparamos especies isoelectrónicas (con la misma cantidad de electrones), entonces se cumplirá que: $R_{\text{catión}} < R_{\text{átomo}} < R_{\text{anión}}$

Radio iónico (R.I.)

Corresponde al radio de un catión o de un anión, vale decir, el radio de un elemento que ha perdido o ganado electrones respectivamente, ¿se hará más chico o más grande?

Como al convertirse en ion un átomo solo modifica la cantidad de electrones en sus niveles más externos, la carga nuclear efectiva permanece constante y la variación de tamaño se explica por un aumento o reducción de la repulsión entre electrones. Entonces, como se ve en la figura 2.16:

- Si un átomo gana uno o más electrones para convertirse en anión, la repulsión entre los electrones sube y por tanto también el tamaño. Así, el radio de un anión es mayor que el radio del átomo que lo originó:

$$R_{\text{átomo}} < R_{\text{anión}}$$

- Un átomo pierde uno o más electrones para convertirse en catión, la repulsión entre los electrones que quedan baja, por tanto, el radio del catión es más pequeño que el radio del átomo que lo originó:

$$R_{\text{catión}} < R_{\text{átomo}}$$

Desafío



¿Cómo lo explicarías?

En especies isoelectrónicas sucede que los cationes son más pequeños que el átomo y éste más pequeño que los aniones. ¿Cómo podrías explicar este fenómeno a partir de lo que ya conoces?

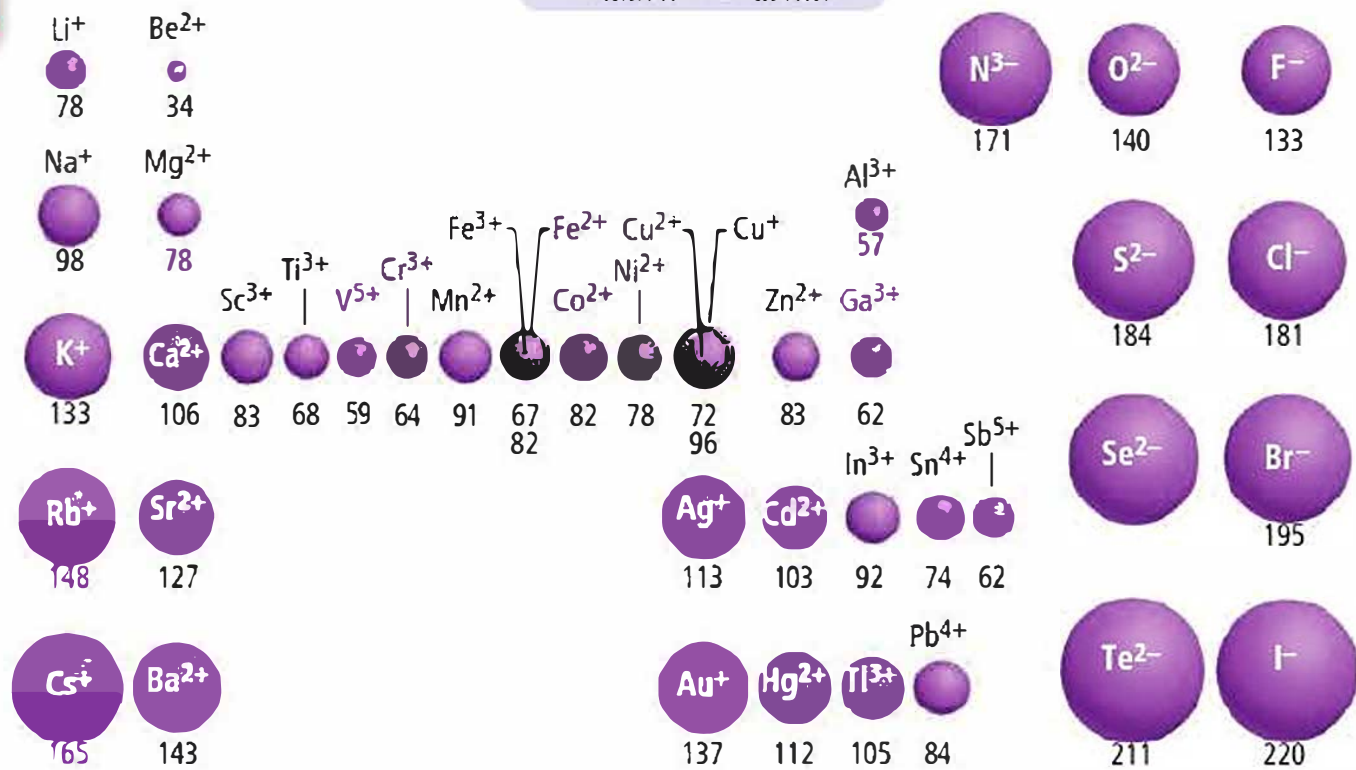


FIGURA 2.16. Valores referenciales para los radios de algunos iones comunes (en picómetros, pm), organizados según su posición en la tabla periódica.

Actividad 7: Construcción de gráficos comparativos



Objetivo: Organizar datos dados y construir gráficos de los que se pueda extraer información relevante.

En parejas, para los elementos de los grupos IA, IIA, VIA y VII A, graficar dentro de un sistema los radios atómicos de los elementos (aparecidos en la figura 2.15) y los radios iónicos de los cationes o aniones que estos forman (figura 2.16). Una vez encontrados todos los puntos, unir aquellos que representan a los átomos (neutros) entre sí y a aquellos que representan a los iones entre sí. Cada grupo debe ser representado en un sistema separado de los otros grupos, teniendo en cuenta que en los gráficos el eje de las X (horizontal) debe corresponder al número atómico y el de las Y (vertical) debe ser el radio atómico o iónico (en picómetros). ¿Qué observan en los gráficos?

Electroafinidad (E.A.) o afinidad electrónica (A.E.)

Esta propiedad mide la capacidad de un átomo para aceptar un electrón, para formar aniones. Formalmente se define como *la energía liberada por un átomo, en estado gaseoso (aislado) y fundamental (no excitado), al captar un electrón*, e informalmente lo podemos pensar como “qué tanto le gustan los electrones a un átomo”. Usando esta idea, ¿cuáles serán los elementos con mayor electroafinidad en la tabla periódica?

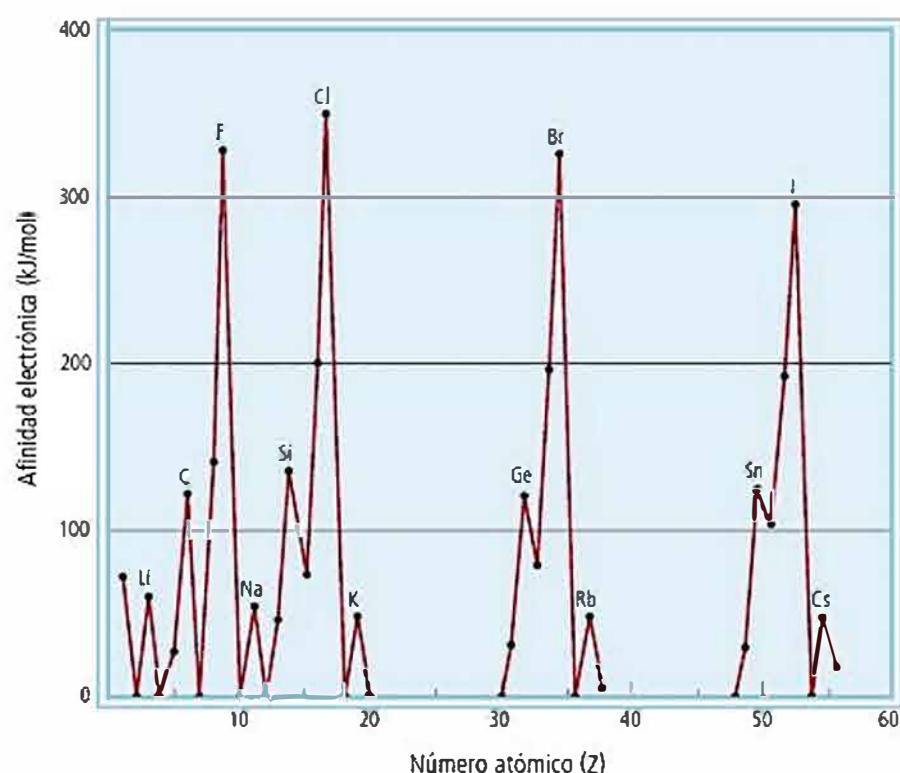
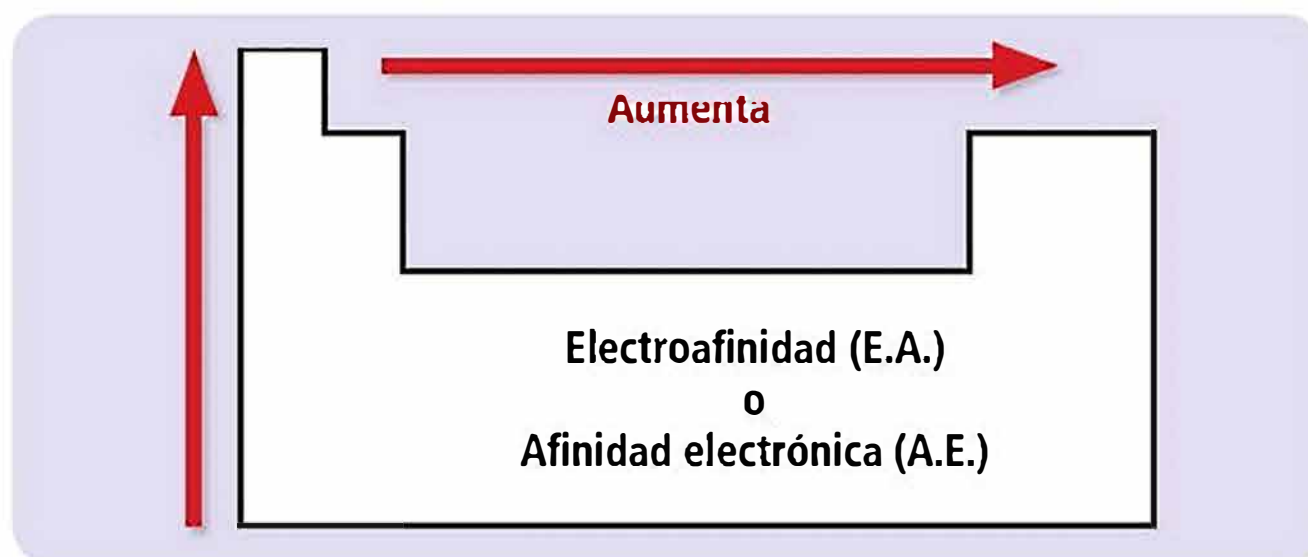


FIGURA 2.17. Gráfico que muestra la variación de la afinidad electrónica de ciertos elementos, en función de los números atómicos (Z).

Como ves en el gráfico de la figura 2.17, en los periodos los elementos más electroafines son los halógenos (grupo VIIA) y en los grupos, salvo algunas excepciones, son los elementos más pequeños (bajos Z). La variación en periodos se explica por el aumento de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) sin que aumente el número de niveles, lo que provoca una mayor atracción núcleo-electrón, favoreciendo la ganancia de electrones. Por su parte, en los grupos la variación se explica porque al aumentar el número atómico (Z) aumenta el número de niveles de energía y con ello disminuye la atracción del núcleo por los electrones externos. Así, y a pesar de ciertas irregularidades, decimos que en general la electroafinidad crece hacia la derecha en los periodos y hacia arriba en los grupos (figura 2.18). En resumen:



Importante:

Para determinar la variación de las propiedades periódicas de los elementos, primero se debe identificar su ubicación dentro de la tabla periódica (si están en un mismo grupo o período) de acuerdo a su configuración electrónica.



Desafío

Entonces, mirando la tabla periódica, ¿entre el fósforo (P), el cloro (Cl) y el sodio (Na), cuál tendrá la mayor electroafinidad?



Para pensar

En el gráfico de la figura 2.17 se pueden ver puntos a la altura del cero para números atómicos (Z) correspondientes al helio (Z = 2), berilio (Z = 4), nitrógeno (N = 7), neón (Z = 10), magnesio (Z = 12), argón (Z = 18) y calcio (Z = 20).

¿Cómo podrías explicar esos valores de electroafinidad para los elementos mencionados?

FIGURA 2.18. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento de la afinidad electrónica a lo largo de grupos y periodos. Notar que el crecimiento en los periodos no incluye a los gases nobles.

Un ejemplo de la vida:

Supongamos que has comenzado a ahorrar dinero para comprar la entrada a un evento y un amigo te pide dinero en tres oportunidades: cuando acabas de empezar a ahorrar, cuando estás a punto de conseguir tu meta, y cuando lograste juntar más dinero del necesario para la entrada. Lo más probable es que la decisión de prestarle o no el dinero se haga más difícil mientras más cerca estés de conseguir tu meta, pero es muy simple una vez que la superaste.

Lo mismo sucede con los átomos y sus electrones: cuesta más sacarlos (energía de ionización) cuando el elemento es un gas noble o está cerca de convertirse en uno (por ejemplo: halógenos, grupo VIIA), pero es muy sencillo cuando el elemento tiene unos pocos electrones de más (por ejemplo: metales alcalinos, grupo IA).

Energía de ionización (E.I.) o potencial de ionización (P.I.)

La definimos como *la energía mínima necesaria para sacar un electrón de un átomo en estado gaseoso y fundamental*. ¿Por qué gaseoso? para asegurarnos que el átomo está aislado y no es influenciado por sus átomos vecinos; y *fundamental* para asegurar que el electrón está en su estado basal. Es importante notar que al determinar una energía de ionización, el átomo se convertirá en catión (pierde un electrón).

Informalmente, la E.I. la podemos entender como una medida de “qué tan difícil es quitarle un electrón a un átomo”. De esta forma, es posible predecir que a mayor atracción núcleo-electrón (mayor Z_{ef}) más difícil será quitar un electrón al átomo. Por lo tanto, **el potencial de ionización crece hacia la derecha en los periodos**, mientras que en los grupos depende de los niveles de energía: a menor cantidad de niveles, los electrones sienten con más fuerza la atracción del núcleo y será más difícil sacarlos.

Es importante notar que la variación del P.I. se explica por los mismos fenómenos que la variación de la electroafinidad.

Así, **el potencial de ionización crece en los grupos desde abajo hacia arriba**, como muestra la figura 2.19. En resumen:

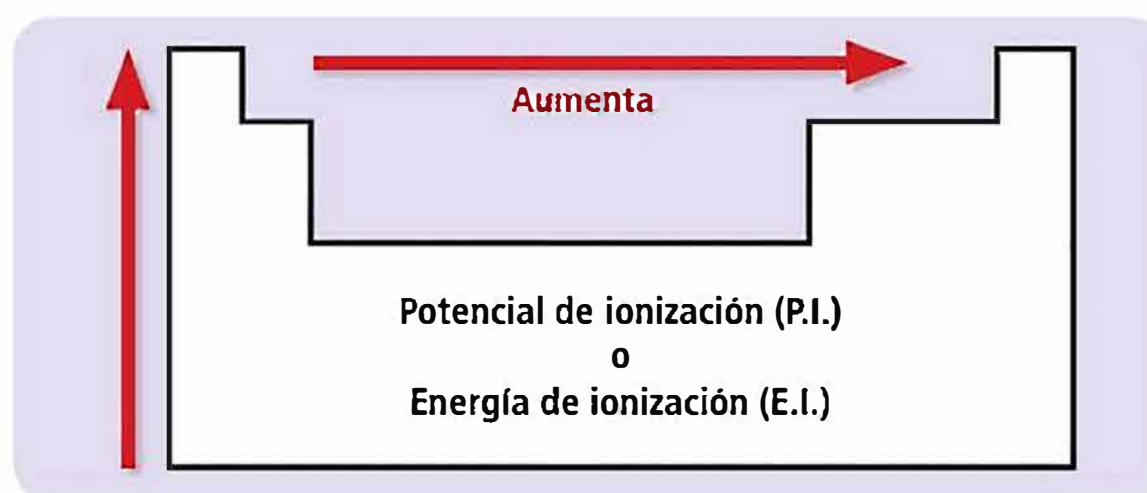


FIGURA 2.19. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento del potencial de ionización o energía de ionización a lo largo de grupos y periodos.

Desafío



Aplica los conceptos

Junto a un compañero, responde las siguientes preguntas a partir de la configuración electrónica de los elementos:

- Entre el silicio (Si, $Z=14$) y el cloro (Cl, $Z=17$), ¿Cuál tiene mayor P.I.?
- Y al comparar sodio (Na, $Z=11$) con rubidio (Rb, $Z=37$) ¿Cuál tiene mayor P.I.?

En átomos polielectrónicos (con más de un electrón) pueden existir sucesivas E.I. En esos casos, la energía necesaria para extraer:

- El electrón más externo será la **Primera Energía de ionización** (I_1)
- Un segundo electrón será la **Segunda Energía de ionización** (I_2), y así sucesivamente.

En esos casos, como la carga nuclear efectiva permanece constante – pero se reparte entre menos electrones– y la repulsión entre los electrones restantes baja –por haber menos cargas–, será cada vez más difícil extraer electrones. Por lo tanto, tenemos que:

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

A continuación se muestran los valores de electronegatividad de la mayoría de los elementos:

1A																			8A
H 2,1																			
Li 1,0	Be 1,5																		
Na 0,9	Mg 1,2																		
		3B	4B	5B	6B	7B	BB			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A			
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 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr 3,0		
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 2,6		
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	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 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2			
Fr 0,7	Ra 0,9																		

FIGURA 2.22. Valores de electronegatividad relativa (E.N.) para los elementos. No aparecen en la tabla ni el helio ni el neón ni el argón, pues no tienen E.N. ni los elementos cuya E.N. aún está en estudio.



Para pensar

En la figura 2.22, los primeros tres gases nobles no aparecen porque no tienen electronegatividad. ¿Cómo podrías explicar este fenómeno?

A pesar de algunas contadas irregularidades, podemos decir que **en general, la electronegatividad crece en los periodos de izquierda a derecha (hasta los halógenos) y en los grupos hacia arriba**, por tratarse de una propiedad que combina la carga nuclear efectiva, el potencial de ionización y la electroafinidad, cuya variación fue explicada anteriormente.

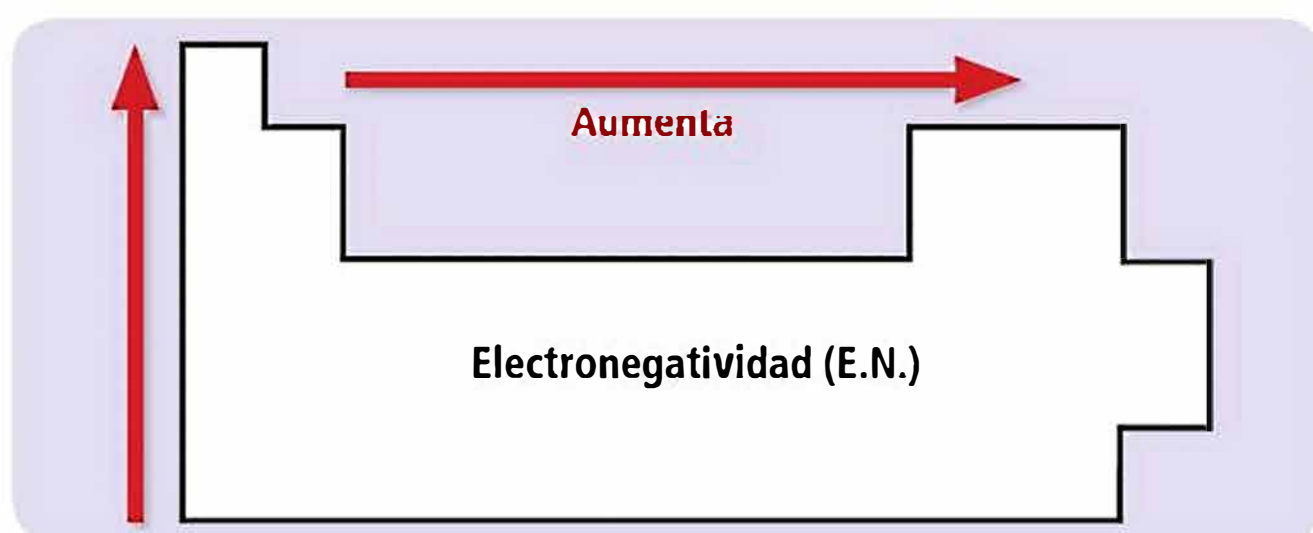


FIGURA 2.23. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento de la electronegatividad a lo largo de grupos y periodos. Notar que el crecimiento en los periodos incluye solo un par de gases nobles.

Importante:

Con frecuencia, el crecimiento de la electronegatividad se resume con una flecha en diagonal que empieza en el francio (Fr, en el extremo inferior izquierdo) y termina en el flúor (F, en el extremo superior derecho), que es el elemento más electronegativo de todos, con un valor de electronegatividad relativa de 4,0. De esa forma, es posible notar que todos los elementos que rodean al flúor son también muy electronegativos (como el oxígeno (O) y el cloro (Cl), por ejemplo).

Actividad 10: Aplicando lo aprendido

Objetivo: Aplicar los sentidos de variación de las propiedades periódicas de los elementos.

En la tabla periódica de la página 240, ubica los elementos que se mencionan y responde las preguntas en los recuadros:

Si comparamos el potasio (K), el cobre (Cu), el arsénico (As), el bromo (Br) y el hierro (Fe), ¿cuál de los cinco tiene:

MAYOR carga nuclear efectiva?	MENOR electronegatividad?	MAYOR energía de ionización?	MAYOR electroafinidad?	MENOR radio atómico?

Química en la web

Te invitamos a poner a prueba tus conocimientos sobre las propiedades de los elementos que se pueden deducir a partir de su ubicación en la tabla periódica en esta página interactiva: <http://www.educaplus.org/play-332-Propiedades-de-los-elementos.html>

Ejercitación:

1 - Completar:

a- Muchas sustancias están constituidas por pequeñas partículas llamadas _____. Cada una de ellas está formada por uno o más _____.

b- Las partículas fundamentales que constituyen a las mencionadas en a- son _____ y _____.

c- Los átomos de un mismo elemento contienen igual número de _____ y de _____. Este número, que es un número entero propio y característico del elemento, se llama su _____.

d- En el núcleo del átomo se encuentran dos tipos de partículas fundamentales: _____ y _____. Rodeando al núcleo atómico existe una nube difusa constituida por _____.

e- El símbolo del calcio es _____. Su número atómico es _____. Sus átomos poseen _____ protones y _____ electrones.

f- El número de masa o número másico de un átomo es la suma del número de _____ y de _____ que tiene dicho átomo.

g- Dos isótopos tienen igual número de _____ y distinto número de _____.

2 - A continuación se presentan siete características correspondientes al modelo atómico de Bohr.

Completar cada frase con algunos de los textos que figuran al final.

I) Cada electrón

.....

II) El número de electrones para cada nivel energético

.....

III) La diferencia de energía entre los niveles

.....

IV) Cuando un electrón gira en la órbita más próxima al núcleo

.....

V) Cuando un electrón salta de un nivel a otro inferior

.....

VI) Cuando un electrón salta a un nivel superior

.....

VII) Cada nivel

.....

Textos para completar:

- absorbe energía que recibe del exterior.
- no puede ser superior a $2 \times n^2$.
- pierde energía, emitiendo una radiación luminosa.
- posee un valor de energía determinado.
- se encuentra en su estado más estable.
- se identifica con un número natural denominado número cuántico principal.
- va siendo cada vez menor a medida que se alejan del núcleo.

3 - Los átomos de oxígeno en su estado fundamental, deben poseer (marcar las opciones correctas):

- electrones
- protones
- moléculas
- neutrones
- partículas sin carga eléctrica
- partículas con carga eléctrica
- iones

4 - Entre las siguientes alternativas, indicar la que contiene la afirmación correcta:

- Dos átomos que poseen el mismo número de neutrones pertenecen al mismo elemento químico.
- Dos átomos que poseen el mismo número de protones pertenecen al mismo elemento químico.
- Dos átomos con igual número de masa son isótopos.
- Los isótopos del carbono poseen distinto número atómico.
- Dos átomos con el mismo número de electrones en sus capas de valencia pertenecen al mismo elemento químico.

5 - Juzgar los siguientes ítems, relacionados a los átomos, en verdaderos o falsos. Justificar su respuesta.

- a) Los átomos que poseen el mismo número de protones, neutrones y electrones son iguales.
- b) El número de protones de un átomo es denominado número atómico.
- c) Los átomos de un mismo número atómico constituyen un elemento químico.
- d) La cantidad de elementos químicos actualmente conocidos es inferior a cien.
- e) Se atribuyeron nombres a diferentes partículas que constituyen a los átomos: las positivas fueron llamadas electrones y las negativas, protones.

6 - La tabla de abajo representa el número de protones y neutrones de los átomos A, B, C y D.

Átomo	Protones	Neutrones
A	17	18
B	16	19
C	17	19
D	18	22

El isótopo de A y el átomo que tiene el mismo número másico de A son, respectivamente:

- C y B
- C y D
- B y C
- D y B
- B y D

7 - Un átomo con 22 electrones y 26 neutrones, posee un número atómico y un número másico respectivamente:

- 22 y 26
- 26 y 22
- 22 y 48
- 26 y 48
- 48 y 22

8 - Un átomo X tiene 56 protones y 81 neutrones. Otro átomo Y tiene número de masa 138 y es isótopo de X, luego podemos afirmar que el número de neutrones del átomo Y es:

- 56
- 57
- 81
- 82
- 138

9 - Completar la siguiente tabla:

ELEMENTO	Z	A	N° PROTONES	N° NEUTRONES	N° ELECTRONES
Argón	18			22	
		80			35
			20	20	
Cl				18	
		39		20	
	17	37			
				118	79
Cu		65			
		84	36		

10 - Si se compara un átomo neutro de azufre, S, con un ion sulfuro, S^{2-} , se verifica que el segundo posee:

- Un electrón más y el mismo número de neutrones.
- Dos neutrones más y el mismo número de electrones.
- Un electrón más y el mismo número de protones.
- Dos electrones más y el mismo número de protones.
- Dos protones más y el mismo número de electrones.

11 - Si se compara un ión hierro (II), Fe^{2+} , con un átomo neutro de hierro, Fe, se verifica que el segundo posee:

- Un electrón más y el mismo número de neutrones.
- Dos neutrones más y el mismo número de electrones.
- Un electrón más y el mismo número de protones.
- Dos electrones más y el mismo número de protones.
- Dos protones más y el mismo número de electrones.

12 - El número de electrones del catión X^{2+} de un elemento X es igual al número de electrones de un átomo neutro de un gas noble. Este átomo de gas noble presenta $Z=10$ y $A=20$.

El número atómico del elemento X es:

- 8
- 10
- 12
- 18
- 20

13 - Un cierto ión negativo, X^{3-} , tiene 36 electrones y su número de masa es 75. Podemos decir que su número atómico y su número de neutrones son, respectivamente:

- 36 y 39
- 33 y 42
- 36 y 75
- 36 y 42
- 33 y 39

14 - Un ión con carga +2 posee 15 electrones. Su número de neutrones es dos unidades mayor que el número de protones. El número de masa del elemento es:

- 15
- 17
- 32
- 36

15 - Un catión metálico trivalente tiene 76 electrones y 118 neutrones. El átomo del elemento químico del cual se originó, tiene un Z y un A, respectivamente:

- 76 y 194
- 79 y 200
- 79 y 194
- 76 y 197
- 79 y 197

16 - Considerando las especies químicas:

Cl^{1-} Ca Ca^{2+} Co^{2+} Ni^{2+} Zn

podemos afirmar que las especies isoelectrónicas son:

- Ca y Ca^{2+}
- Cl^{1-} y Ca^{2+}
- Co^{2+} y Zn
- Ni^{2+} y Zn
- Ni^{2+} y Co^{2+}

17- Completar la siguiente tabla:

ION	A	Z	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
As^{3-}	75				36
Zn^{2+}	65	30			
S^{2-}				16	18
Al^{3+}	27				10
Ag^{+}			47	61	
Cl^{-}		17		18	