

ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO (RC-112)

J.A. Montiel Tosso (IES Séneca. Córdoba)

INTRODUCCIÓN

Con este trabajo se pretende iniciar una serie que reúna todos los contenidos básicos de la materia de Química del segundo curso de Bachillerato, haciendo uso del hipertexto, una herramienta muy útil para introducir en el desarrollo de los mismos hiperenlaces que nos remitan a direcciones web que sirvan para ampliar o ilustrar con animaciones, dibujos o fotografías, los conceptos presentados o bien que nos localicen de manera inmediata la solución de los diferentes ejercicios de aplicación y de revisión de dichos contenidos.

CONSTITUYENTES BÁSICOS DEL ÁTOMO

A finales del siglo XIX, gracias a los experimentos con tubos de descarga, comenzaron los descubrimientos de las diversas partículas subatómicas que modificaron la idea del átomo indivisible propuesta por Dalton casi un siglo antes. Primero fue descubierto el *electrón*, pues Thomson lo identificó en los rayos catódicos, con carga eléctrica negativa ($-1,6 \cdot 10^{-19}$ C) y cuya masa era mucho menor que la del átomo de hidrógeno.

Poco después, Goldstein halló que los rayos canales producidos en un tubo de descarga con hidrógeno estaban constituidos por unas partículas positivas que Rutherford acabó por caracterizar y que fueron denominadas *protones*. Su carga era exactamente igual a la del electrón, aunque de signo opuesto, y con una masa casi dos mil veces mayor.

Finalmente, en 1932, Chadwick demostró la existencia de los *neutrones* en el interior del átomo, unas partículas sin carga y de una masa ligeramente mayor que la de los protones.

[DESCUBRIMIENTO DE LAS PARTÍCULAS FUNDAMENTALES](#)

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

En un famoso experimento llevado a cabo en 1911, Ernest Rutherford bombardeó láminas metálicas muy delgadas con partículas alfa suministradas por una muestra de material radiactivo. Estudiando los distintos ángulos de desviación de dichas partículas al atravesar las láminas llegó a la conclusión de que el átomo consistía esencialmente en espacio vacío. En el centro de ese espacio se encuentra el núcleo, cargado positivamente, que sólo mide aproximadamente una cienmilésima parte del diámetro del átomo y es donde se hallan los protones. En el núcleo está concentrada casi toda la masa del átomo. También postuló que los electrones viajaban en órbitas alrededor del núcleo, de manera que el número de electrones es igual al de protones, por lo que el estado eléctrico normal del átomo es neutro.

[MODELO ATÓMICO DE DALTON](#)

[MÁS SOBRE EL MODELO DE RUTHERFORD](#)

[TRASCENDENCIA DEL MODELO DE RUTHERFORD](#)

ISÓTOPOS

Aunque el número de protones de todos los átomos de un elemento es siempre el mismo y, lógicamente, igual a su número de electrones (o número atómico Z) no siempre es así con el número de neutrones. Llamamos **isótopos** a los diversos átomos de un elemento que se diferencian en el número de neutrones. Si designamos por A el número másico de un isótopo de cierto elemento X , la notación simbólica es:



La masa atómica de cada elemento se obtiene haciendo el promedio entre las masas isotópicas correspondientes.

ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO

EJERCICIO 1. Para el isótopo ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ señala: su número de protones, de electrones, su número atómico y su número másico. Lo mismo para el ion Ca^{2+} .

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 1](#)

EJERCICIO 2. Las abundancias relativas y las masas atómicas de los isótopos de cierto elemento son las siguientes: 27,9858 u (93,05 %); 28,9907 u (3,90 %) y 29,9863 (3,05 %). Halla la masa atómica de dicho elemento. SOLUCIÓN: 28,0860 u

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 2](#)

ESPECTROS ATÓMICOS Y FÓRMULA DE RYDBERG

El modelo de Rutherford es inestable según la teoría electromagnética clásica, pues toda carga que gira pierde energía en forma de radiación. Otro grave fallo del modelo era su incapacidad para explicar los **espectros atómicos**.

Cuando se vaporiza una sustancia y se calienta observamos que emite luz de diversas longitudes de onda que, tras separarlas en un prisma óptico, pueden registrarse, constituyendo el **espectro de emisión** de la sustancia estudiada. Es posible que predomine un único color, como el amarillo de las lámparas de vapor de sodio, el rojo de las lámparas de neón o el azul verdoso de mercurio. En cualquier caso, el espectro está formado por varias líneas de longitudes de onda determinadas, separadas por regiones de oscuridad total y, lo más importante, características de cada elemento, por lo que es un método muy bueno de análisis químico, ya que lo identifica inequívocamente. Puesto que el grosor (intensidad) de las líneas espectrales es proporcional a la concentración de dicho elemento en la muestra, su aplicación en análisis cuantitativo también está muy extendida.



Espectros de emisión del bario y del neón

Cuando queremos obtener el *espectro de absorción* de un elemento, éste se vaporiza e ilumina con luz blanca, la cual pasa a través de la muestra, recogiendo las radiaciones transmitidas en una placa fotográfica. Este espectro de absorción está formado por rayas oscuras sobre el espectro de la luz blanca, de modo que su posición (longitud de onda o frecuencia) se corresponde con la línea equivalente en el espectro de emisión del mismo elemento.

Balmer estudió con detenimiento el espectro del hidrógeno y halló una relación matemática entre las longitudes de onda de las diferentes líneas. Posteriormente, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund observaron nuevas series de líneas espectrales que mostraban una relación análoga. Rydberg unificó en una sola fórmula todas las series anteriores:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

donde R es una constante igual a $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ y n_1 y n_2 son números naturales, de modo que para $n_1 = 1$ y dando valores a n_2 , obtenemos las líneas de la serie de Lyman. Haciendo igual con $n_1 = 2$ se consigue la serie de Balmer, con $n_1 = 3$ la de Paschen, con $n_1 = 4$ la de Brackett y con $n_1 = 5$ la de Pfund.

[LOS ESPECTROS DE TODOS LOS ELEMENTOS](#)

TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK

En física se conoce como *cuerpo negro una superficie ideal que absorbe toda la radiación que le llega*. Experimentalmente se le aproxima mucho la abertura de una cavidad, pues “atrapa” en su interior toda la radiación incidente sin que nada se refleje.

La distribución de energías de las radiaciones emitidas por un cuerpo negro a diferentes temperaturas en función de la longitud de onda no se podía explicar según la teoría electromagnética clásica y Planck propuso una idea innovadora para el año 1900: la *teoría cuántica*.

Según Planck, los átomos se comportan como osciladores armónicos de una cierta frecuencia. Cuando emiten la radiación previamente absorbida no lo hacen de manera continua sino en forma de “cuantos” o fotones cuya energía (E) es proporcional a la frecuencia (f) emitida: $E = h \cdot f$

En esa fórmula h es la constante de Planck, $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

[PLANCK Y LA REVOLUCIÓN CUÁNTICA](#)

[MÁS SOBRE LA TEORÍA CUÁNTICA](#)

EJERCICIO 3. Halla la longitud de onda de una radiación cuyos cuantos tienen una energía de $3 \cdot 10^{-20} \text{ J}$. Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ SOLUCIÓN: $6,63 \cdot 10^{-6} \text{ m}$

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 3](#)

MODELO ATÓMICO DE BÖHR

El modelo atómico de Rutherford no podía ser estable según la teoría de Maxwell, ya que los electrones poseen aceleración en su movimiento de giro y deberían emitir radiación electromagnética, perder energía y como consecuencia caer en el núcleo en un tiempo muy breve. Además, existen otras limitaciones. Así, Rutherford no considera las posibles interacciones entre los electrones de la corteza ni da una explicación a los espectros atómicos.

Por ello, en 1913, el danés Niels Böhr propone un nuevo modelo atómico basado en tres postulados:

- 1.- El electrón gira en órbitas circulares en torno al núcleo sin perder energía.
- 2.- Las órbitas permitidas cumplen la condición: $m v 2\pi R = n h$, siendo m la masa del electrón, v su velocidad, R el radio de la órbita, n un número entero y h la constante de Planck. Esa ecuación implica que tanto el radio como la energía de las órbitas no pueden ser cualesquiera sino que están “*cuantizadas*”, pues sus valores han de verificar dicha condición.
- 3.- Cuando el electrón salta de una órbita mayor a otra inferior emite energía y si pasa de una órbita a otra superior absorbe energía, de manera que dicha energía emitida o absorbida en forma de cuantos corresponde a la diferencia de energía entre ambas órbitas y se calcula mediante la fórmula de Planck:

$$E_2 - E_1 = h \cdot f$$

Con el avance de las técnicas instrumentales se vio que muchas de las líneas del espectro se desdoblaban en dos o más de frecuencias parecidas. Sommerfeld lo “arregló” proponiendo las órbitas elípticas, lo cual exigió la introducción de otro número cuántico, el orbital o secundario “ l ”, junto al ya conocido “ n ”, número cuántico principal.

Por último, si se efectúa el espectro bajo la acción de campos magnéticos se observan nuevos desdoblamientos de líneas (*efecto Zeeman*). Se interpretó por la influencia de las posibles orientaciones de las órbitas respecto al campo magnético. También se necesitó de un tercer número cuántico, el magnético, “ m ”.

Los valores posibles son: $n = 1, 2, 3, \dots$ (naturales)

$l =$ desde 0 hasta $n - 1$

$m =$ desde $-l$ hasta $+l$

[IONES, ISÓTOPOS Y LOS MODELOS DE RUTHERFORD Y BÖHR](#)

[TRATAMIENTO COMPLETO DEL MODELO DE BÖHR](#)

[MÁS SOBRE EL MODELO DE BÖHR](#)

EJERCICIO 4. Deduce el número máximo de líneas en el espectro de emisión de un átomo de hidrógeno cuyo electrón se halla en el nivel $n = 5$.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 4](#)

EJERCICIO 5. Escribe los números cuánticos de un electrón del orbital $3d$.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 5](#)

EJERCICIO 6. ¿Por qué los orbitales d aparecen en grupos de cinco?

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 6](#)

MODELO MECANO-CUÁNTICO

El modelo de Böhrr sólo permitía explicar el espectro del hidrógeno, sin embargo fallaba con los demás átomos. No cabía duda de que el fundamento matemático era insuficiente. En la década de los años 20 tiene lugar un cambio radical en los conceptos de la física: la *mecánica cuántica*, que culmina con el modelo atómico que hoy sigue vigente. La nueva mecánica se basa en la teoría de Planck, ya estudiada, y en otros dos principios fundamentales: la *dualidad onda-corpúsculo* y el *principio de incertidumbre*.

La hipótesis de la dualidad onda-partícula se debe a De Broglie, quien, en 1924, la enunció así: *cualquier partícula de masa m y velocidad v lleva asociada en su movimiento una onda, cuya longitud de onda se calcula mediante la expresión:*

$$\lambda = \frac{h}{m v}$$

Esta idea supone que los electrones se pueden comportar en determinados experimentos como si fuesen ondas igual que la luz se manifiesta a veces como si tuviese una naturaleza corpuscular. Pocos años después, Davisson y Germer demostraron la naturaleza ondulatoria de los electrones al realizar experimentos de reflexión similares a los rayos X. También Thomson realizó experiencias de difracción con electrones, un fenómeno típicamente ondulatorio.

Esta doble naturaleza del electrón llevó a Heisenberg a enunciar en 1927 su Principio de Incertidumbre: *Es imposible conocer simultáneamente y con exactitud el momento lineal (o cantidad de movimiento) y la posición de una partícula*. Estableció incluso una fórmula que relaciona la indeterminación en la medida de la cantidad de movimiento (Δp) y de la posición (Δx): $\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$.

Así, por ejemplo, cuando queremos ver el lugar donde se halla un electrón es necesario iluminarlo con una radiación, cuyos fotones poseen una energía similar a la del electrón, por lo que influyen en su movimiento, provocando un aumento en el error de la velocidad.

Estas nuevas ideas conducen al concepto de *orbital*. Ahora el electrón no se imagina moviéndose por unas órbitas concretas sino que se halla en una zona determinada en torno al núcleo. *Un orbital es la región del espacio alrededor del núcleo en la que hay una alta probabilidad de encontrar al electrón con una energía determinada*.

[MÁS SOBRE EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE](#)

[MÁS SOBRE LA TEORÍA CUÁNTICA Y LA DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA](#)

ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER

En primer lugar, los conceptos de posición y velocidad de un electrón tienen que ser reemplazados por los de probabilidad de que el electrón tenga una velocidad y una posición dadas, ya que ahora no lo podemos describir como una partícula clásica en movimiento. Para este físico austriaco, el movimiento del electrón, contemplado desde el punto de vista ondulatorio, viene descrito por su función de onda Ψ , de modo que en la correspondiente ecuación que describe los estados de energía en su movimiento, llamada ecuación de onda, se incorporan las características de partícula, es decir, su masa y su velocidad. Lógicamente, si apelamos a su carácter de onda, las funciones que describen su posición y velocidad son muy distintas a las de una partícula. Recordemos que una onda armónica se puede representar mediante una gráfica de tipo senoidal que es doblemente periódica, en el tiempo y en el espacio, caracterizada por su longitud de onda y su periodo.

Para analizar el estado del electrón, la función de onda carece de un significado físico claro, no obstante, su cuadrado nos sirve para introducir de la idea de probabilidad, fundamental en la mecánica cuántica y una consecuencia directa del principio de incertidumbre y de la naturaleza dual del electrón.

Así, las soluciones de dicha ecuación de ondas representan los posibles estados de energía del electrón. Los cuadrados de las funciones de onda asociadas a los mismos se corresponden con la probabilidad de hallar al electrón en cada punto del espacio, de manera que es factible realizar unas representaciones gráficas que recojan las diferentes zonas en torno al núcleo donde se mueve el electrón la mayor parte del tiempo: los *orbitales*.

[EVOLUCIÓN DEL CONCEPTO DE ÁTOMO](#)

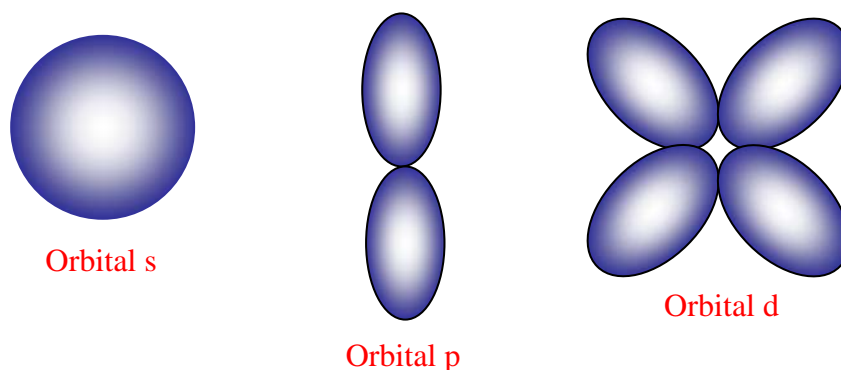
[MÁS SOBRE LA MECÁNICA CUÁNTICA](#)

ORBITALES Y NÚMEROS CUÁNTICOS

Hemos de insistir en que el concepto de orbital es puramente cuántico, derivado de la hipótesis de De Broglie y el Principio de Incertidumbre. Ya no es válido imaginar al electrón describiendo trayectorias elípticas alrededor del núcleo, como mostraba el modelo de Böhr, sino que hemos de entenderlo como una “nube de carga” en torno al núcleo, como si dicho electrón se pudiese “distribuir” por toda la nube. De esta manera, su movimiento no se localiza en una órbita determinada, sino que se circunscribe a una región del espacio, su orbital, de manera que se puede “hallar” en cualquiera de sus puntos en cada instante concreto y lo único que la mecánica cuántica puede hacer es asignarle una probabilidad de encontrar al electrón en cada punto del espacio.

En la resolución de la ecuación de onda surgen, por exigencias matemáticas, los números cuánticos ya descritos desde el modelo de Böhr (completado por Sommerfeld) y con los mismos valores, por lo que se mantienen sus nombres e interpretaciones. De este modo, un orbital queda descrito mediante tres números cuánticos: el “*n*” (principal) señala su tamaño, el “*l*” (orbital o secundario) su forma, y el “*m*” (magnético) su orientación espacial. Además, para describir la energía del electrón ahora es necesario introducir un cuarto número cuántico, el espín, “*s*”, cuyos valores $+1/2$ y $-1/2$, se asocian a los dos posibles sentidos de la rotación del electrón sobre su eje.

Los valores posibles de l se designan por letras: s para 0, p para 1, d para 2 y f para 3. El orbital tipo s es esférico (con $m=0$ siempre), el p consta de dos lóbulos opuestos y adopta tres posibles orientaciones ($m=-1$, $m=0$ y $m=+1$) y el d consta de cuatro lóbulos simétricos con cinco orientaciones ($m=-2$, $m=-1$, $m=0$, $m=+1$ y $m=+2$).



[MÁS SOBRE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS](#)

[MÁS SOBRE LOS ORBITALES ATÓMICOS](#)

[MÁS SOBRE EL MODELO DE ORBITALES](#)

EJERCICIO 7. Razona las diferencias y similitudes de:

a) Los orbitales $1s$ y $2s$ de un átomo. b) Los orbitales $2p_x$ y $2p_y$ de un átomo.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 7](#)

EJERCICIO 8. Calcula la longitud de onda asociada a un neutrón (masa $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg) que se mueve a una velocidad de 10 km/s. $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J s SOLUCIÓN: $3,96 \cdot 10^{-11}$ m

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 8](#)

EJERCICIO 9. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n,l,m): (3,2,0), (2,3,0), (3,3,2), (3,0,0), (2,-1,-1) y (4,2,0). Indica: a) Cuáles no son permitidos y por qué. b) Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos de números cuánticos posibles.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 9](#)

ENERGÍA RELATIVA DE LOS ORBITALES

En el átomo de Hidrógeno, la energía de los orbitales sólo depende de n . Cuanto mayor sea n , el orbital poseerá un mayor nivel de energía. No obstante, en átomos polielectrónicos aparecen efectos de repulsión interelectrónica o apantallamiento, que disminuyen la atracción del núcleo y provocan cambios en los niveles de energía. Por consiguiente, el orden de energía de los orbitales queda establecido así:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p \dots$$

Para recordarlo, y salvo excepciones, es muy útil la regla gráfica de Moeller:

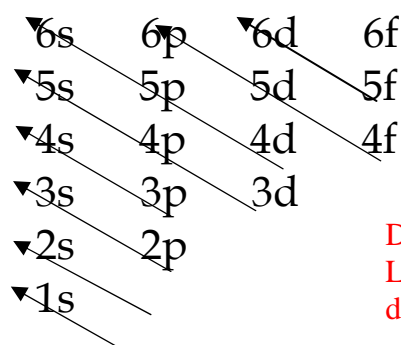


Diagrama de Moeller.
Las flechas nos indican el orden de energía de los orbitales

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO

La **configuración electrónica** de un átomo es la distribución de sus electrones según sus correspondientes orbitales. Para establecer la configuración fundamental, de mínima energía, se sigue la **regla de Aufbau**, es decir, rellenar los orbitales en orden creciente de energía, recordando que caben un máximo de 2 en los orbitales de tipo s, un máximo de 6 en los de tipo p y un máximo de 10 en los de tipo d.

Además, hay que tener presente el **principio de exclusión** de Pauli: "Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales" y la **regla de Hund** de la máxima multiplicidad: "En un mismo nivel de energía los electrones se disponen desapareados en orbitales diferentes, mientras sea posible".

La regla de Hund explica la existencia de sustancias paramagnéticas, que se ven atraídas por un imán, pues tienen electrones desapareados que originan un campo magnético neto, y las diamagnéticas, que prácticamente no se ven afectadas al no poseer electrones impares.

EJERCICIOS SOBRE CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

EJEMPLO 1. Razona si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:

- a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$

SOLUCIÓN:

- a) Excitado, pues el estado fundamental sería $2p^5$.
 b) Se trata del estado fundamental del átomo de boro.
 c) No es posible, pues no existe el orbital 2d.

TABLA PERIÓDICA DE MENDELEIEV

Durante la primera mitad del siglo XIX se incrementó notablemente el número de elementos conocidos, surgiendo la necesidad de clasificarlos. Los primeros intentos, como los de Döbereiner (las **tríadas**) o Newlands (la ley de las **octavas**), los reunían en grupos de propiedades semejantes. Sin embargo, hacia 1869, Mendeleiev y Meyer, independientemente, presentaron una tabla de elementos ordenados por su masa atómica en filas y columnas, con

algunas excepciones para conseguir que los de un mismo grupo tuviesen propiedades parecidas.

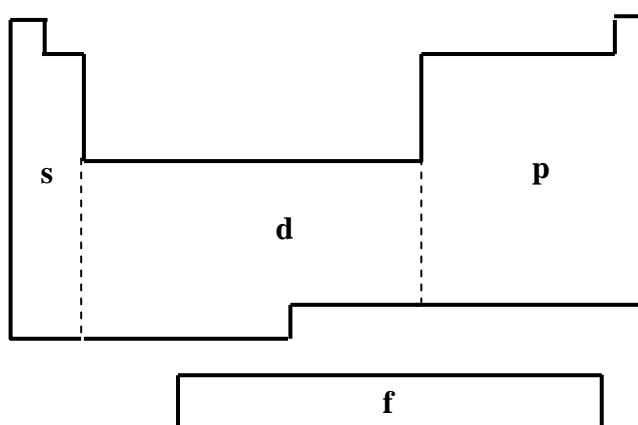
Mendeleiev fue más lejos y observó en la tabla una *ley periódica*, es decir, que *ciertas propiedades de los elementos se repiten de forma periódica a lo largo de la tabla*. En ello se basó para dejar algunos huecos en su clasificación, destinados a elementos desconocidos, y predecir muchas de las propiedades. Al descubrirse luego el Ga, Ge y Sc, se confirmaron sus predicciones y la importancia de su tabla.

[MÁS SOBRE LA LEY PERIÓDICA](#)

ESTRUCTURA DEL SISTEMA PERIÓDICO

En 1914, Moseley se dio cuenta de que el orden real de los elementos, establecido por Mendeleiev, era el de su número atómico. Así pues, el sistema periódico actual se estructura en 7 filas o períodos y en 18 columnas o grupos de elementos con propiedades afines, ya que esta ordenación implica que cada columna está integrada por una de familia de elementos con análoga configuración electrónica. Los elementos de un mismo período tienen las mismas capas electrónicas, de modo que se va rellenando la última a lo largo del mismo.

Los dos primeros grupos y los seis últimos están constituidos por los elementos representativos. El grupo 1 es el de los metales alcalinos con electrones de valencia ns^1 . El 2 es de metales alcalinotérreos, de configuración ns^2 . Ya en la zona derecha de la tabla, hallamos el grupo 3 A ó 13, del boro, con estructura electrónica tipo $ns^2 np^1$, el del carbono, $ns^2 np^2$ y el del nitrógeno, $ns^2 np^3$. Los siguientes grupos poseen nombres especiales: los calcógenos, $ns^2 np^4$, los halógenos, $ns^2 np^5$, y los gases nobles, $ns^2 np^6$. En la región central del sistema periódico se sitúan los diez grupos de metales de transición, que van llenando el orbital d, y los metales de transición interna, con el orbital f. Estos últimos constituyen dos familias, lantánidos y actínidos, colocadas debajo de la tabla.



Situación de los elementos
en la Tabla Periódica

[LA TABLA PERIÓDICA](#)

[HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA](#)

EJEMPLO 2. Dado el elemento de $Z = 19$:

- Escribe su configuración electrónica. b) Indica a qué grupo y periodo pertenece.
- ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

SOLUCIÓN:

- $Z = 19 \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- Es un metal alcalino (grupo I), del cuarto período. Concretamente, es el potasio.
- $n = 4 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = \uparrow \frac{1}{2}$.

EJEMPLO 3. Dadas las configuraciones electrónicas:

A : $1s^2 3s^1$; B : $1s^2 2s^3$; C : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; D : $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$

Indica razonadamente:

- La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
- La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
- La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

SOLUCIÓN:

- La B porque hay tres electrones en el orbital 2s.
- La D, porque tiene dos electrones en el orbital $2p_x$ y presenta vacíos $2p_y$ y $2p_z$.
- Tanto A como C, pues poseen dichos electrones en 3s y 3p, respectivamente.

EJERCICIO 10. Un átomo tiene la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) El átomo se encuentra en su estado fundamental. b) Su número atómico es 19. c) El elemento pertenece a los metales alcalinos. d) El elemento pertenece al quinto período del sistema periódico.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 10](#)

EJERCICIO 11. Dado el elemento de $Z = 19$: a) Escribe su configuración electrónica e indica a qué grupo y a qué período pertenece. b) Señala los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 11](#)

EJERCICIO 12. Razona por qué el período cuarto del sistema periódico tiene 18 elementos.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 12](#)

EJERCICIO 13. Escribe las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al ($Z=13$), Na^+ ($Z=11$), O^{2-} ($Z=8$). a) ¿Cuáles son isoelectrónicos? b) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 13](#)

EJERCICIO 14. Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos. b) ¿Serían estables los iones X^{2+} , Y^{2+} y Z^{2-} ? Justifica las respuestas.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 14](#)

EJERCICIO 15. Deduce de qué elemento se trata en cada uno de los siguientes casos: a) Tiene tres electrones en el subnivel 2p. b) Tiene el subnivel 3s completo. c) Tiene el subnivel 3p completo.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 15](#)

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Muchas propiedades de los elementos dependen de su configuración electrónica y presentan una variación más o menos uniforme a lo largo de la tabla periódica. Estudiaremos a continuación las más importantes.

- Radio atómico

El *radio atómico* puede medirse por espectroscopía o por difracción de rayos X. *Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados.*

Al ir avanzando en un periodo vamos añadiendo electrones y al mismo tiempo aumenta también el número de protones, con lo cual la fuerza atractiva crecerá al movernos en la Tabla de izquierda a derecha, acercándose progresivamente la nube electrónica y el núcleo, disminuyendo así el radio atómico. Llega un momento en que la repulsión entre los electrones compensa, e incluso supera, a las fuerzas atractivas, por lo que se producirá un aumento del volumen atómico en la parte final de cada periodo.

Al ir de un periodo al siguiente se añaden más electrones, pero en un nivel superior y, por tanto, más alejados del núcleo. Ello supone un brusco aumento del radio del átomo.

- Radio iónico

El radio de los cationes es menor que el de los átomos originales, ya que han perdido electrones del nivel más externo. Por el contrario, el radio de los aniones es generalmente mayor, puesto que se han añadido electrones.

La variación del radio iónico depende del número de cargas, por lo que en ocasiones es difícil hallar regularidades. De todos modos, en cada grupo el radio de los iones de igual carga aumenta al descender en el mismo.

- Energía de ionización

Es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo en estado gaseoso.

Disminuye al bajar en un grupo porque el electrón más externo se halla cada vez más alejado del núcleo y, por eso, es menos atraído. Aumenta al ir de izquierda a derecha, pues en este sentido crece la carga nuclear y aumenta la interacción.

- Afinidad electrónica

Es la energía intercambiada cuando un átomo capta un electrón en estado gaseoso, formando un anión. Puede ser positiva (absorbida) o negativa (cedida).

En general, los metales poseen baja *afinidad electrónica* (considerada en valor absoluto) y los no metales, alta. Su variación a lo largo de la tabla es similar a la que presenta la energía de ionización: aumenta hacia la derecha, porque el núcleo manifiesta una mayor fuerza atractiva, y disminuye al bajar en un grupo, puesto que crece el radio atómico y la fuerza de atracción del núcleo es menor.

- Electronegatividad

Es la atracción ejercida por un átomo sobre el par de electrones compartido con otro átomo en un enlace covalente.

Los metales poseen baja *electronegatividad*, se dice que son electropositivos y los no metales, alta. Se mide en una escala relativa elaborada por Pauling, que asigna el menor valor al Cesio (0,7) y el mayor al Flúor (4,0). El hidrógeno presenta un valor intermedio (2,1). La electronegatividad disminuye al bajar en un grupo, puesto que el núcleo se aleja de los electrones compartidos, y aumenta de izquierda a derecha, porque en ese sentido crece la carga nuclear.

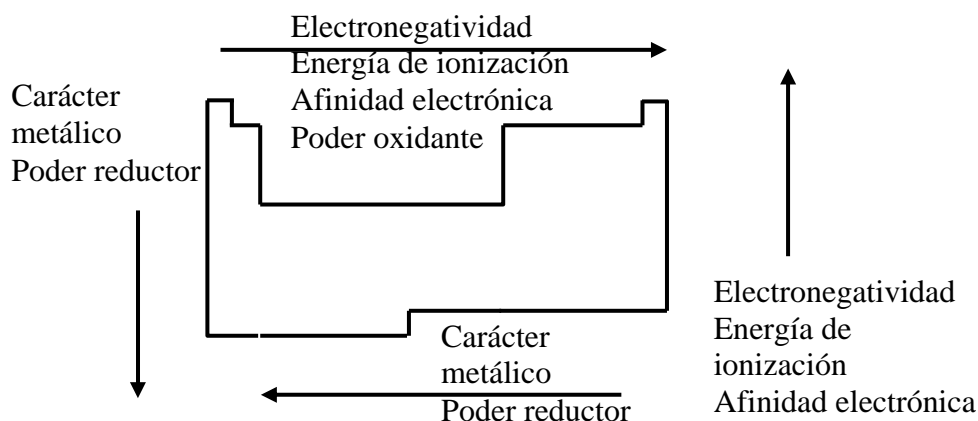
- Carácter metálico

Viene determinado por un conjunto de propiedades comunes que distingue a los metales de los no metales. Así, los metales son sólidos, dúctiles, maleables, con brillo, de baja electronegatividad, bajo potencial de ionización, poca afinidad electrónica, elevada conductividad eléctrica y térmica, con efecto fotoeléctrico, etc.

H 2.1	Tabla de electronegatividades de Pauling																He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
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 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
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
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.0	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	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1															

En realidad, podemos deducir el carácter metálico de las propiedades estudiadas anteriormente. De este modo, los metales se sitúan a la izquierda y centro de la tabla periódica (elementos s y d) y los no metales a la derecha (elementos p). A veces, el límite no es claro

y, en un mismo grupo, los elementos más pesados poseen un mayor carácter metálico. Resumiendo, diremos que el carácter metálico disminuye de izquierda a derecha y aumenta al descender en el grupo. Por ejemplo, en el grupo IV (ó 14), Carbono y Silicio se podrían considerar no metales, Germanio tiene un carácter intermedio, y Estaño y Plomo son metales. Algo similar sucede en el grupo del Oxígeno, donde éste y Azufre son no metales, Selenio y Telurio son intermedios y Polonio se puede incluir ya entre los metales.



Variación de algunas propiedades en la Tabla Periódica

MÁS SOBRE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS TABLA DE MASAS ATÓMICAS

EJEMPLO 4. a) Define afinidad electrónica.

b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?

c) Justifica cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo.

SOLUCIÓN:

a) Es la energía intercambiada cuando un átomo capta un electrón en estado gaseoso, formando un anión. Puede ser positiva (absorbida) o negativa (cedida).

b) Se ordenan por el número atómico creciente, en filas (períodos) y columnas (grupos), de modo que coincidan en el mismo grupo los de análoga configuración electrónica.

c) Aumenta al ir de izquierda a derecha, pues en este sentido crece la carga nuclear y aumenta la interacción núcleo-electrón, de manera que es más difícil arrancar este último.

EJEMPLO 5. Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indica:

a) El grupo y el periodo al que pertenecen. b) Cuáles son metales.

c) El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.

SOLUCIÓN:

a) Las configuraciones electrónicas de la última capa son:

A...1s² ⇒ Grupo 0 (gases nobles) y Periodo primero. Es He.

B... $3s^1 \Rightarrow$ Grupo I (alcalinos) y Periodo tercero. Es Na.

C... $3s^2 3p^5 \Rightarrow$ Grupo VII (halógenos) y Periodo tercero. Es Cl.

D... $4s^2 3d^5 \Rightarrow$ Grupo VII (Metal de transición) y Periodo cuarto. Es Mn.

b) Por su situación en la tabla son metales los elementos B y D.

c) El C tiene mayor afinidad electrónica (en valor absoluto) por tratarse de un halógeno.

EJEMPLO 6. La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento A es $3s^2p^5$.

a) Justifica si se trata de un metal o un no metal.

b) Indica, razonadamente, un elemento que posea mayor potencial de ionización que A.

c) Indica, razonadamente, un elemento que posea menor potencial de ionización que A.

SOLUCIÓN:

a) Es un no metal, pues tiene 7 electrones de valencia (es del grupo de halógenos).

b) El potencial de ionización aumenta hacia la derecha y hacia arriba en la tabla periódica, con el carácter no metálico del elemento. A es el flúor, muy electronegativo. Por ello, para tener un elemento con mayor potencial de ionización hemos de buscar un gas noble, como He.

c) El siguiente elemento de su grupo, el cloro, ya tiene menos potencial de ionización, o bien cualquier metal, como Na.

EJEMPLO 7. El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:

a) Corresponde a un gas noble.

b) Es un metal alcalino.

c) Es el más electronegativo.

SOLUCIÓN:

a) A... $1s^2$ (tiene la capa de valencia completa).

b) C... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (presenta un electrón en su última capa).

c) B... $1s^2 2s^2 2p^5$ (es un halógeno, concretamente, el flúor).

EJERCICIO 16. Dados los cationes Na^+ , Mg^{+2} y Al^{+3} , ordénalos razonadamente por sus tamaños, de menor a mayor.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 16](#)

EJERCICIO 17. Señala y explica dónde está la incorrección en la frase: "La electronegatividad del flúor es elevada porque forma aniones fluoruro con facilidad".

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 17](#)

EJERCICIO 18. Razona el tamaño relativo de las siguientes parejas de iones isoelectrónicos: a) K^+ y Cl^- b) Mg^{+2} y O^{-2}

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 18](#)

EJERCICIO 19. Ordena las siguientes especies químicas de menor a mayor tamaño: Cl^- , Na^+ y Ne . Datos: $Z(Cl) = 17$ $Z(Na) = 11$ $Z(Ne) = 10$

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 19](#)

EJERCICIO 20. Define energía de ionización y afinidad electrónica. ¿Pueden ser ambas de signo negativo? ¿Por qué? ¿Qué significado tiene dicho signo?

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 20](#)

EJERCICIO 21. ¿Es posible que exista algún elemento en el que su segunda energía de ionización sea menor que la primera?

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 21](#)

EJERCICIO 22. Para el potasio, la primera energía de ionización es 419 kJ/mol y la segunda 3052 kJ/mol. Para el calcio dichas energías son, respectivamente, 590 y 1145 kJ/mol. Compara los valores y explica las diferencias.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 22](#)

EJERCICIO 23. Cinco elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

A... $1s^2 2s^2 2p^3$ B... $1s^2 2s^2 2p^5$ C... $1s^2 2s^2 2p^6$ D... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ E... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

a) Clasifícalos en orden creciente de su primera energía de ionización. b) Señala cuál es el elemento con mayor afinidad electrónica ¿por qué? c) Razona cuál será el elemento más electronegativo. d) Ordénalos de menor a mayor carácter metálico.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 23](#)

EJERCICIO 24. Ordena razonadamente los siguientes elementos: Rb, Sr, As y Br, a) Según su electronegatividad. b) Por su energía de ionización.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 24](#)

EJERCICIO 25. Ordena razonadamente los siguientes elementos según su carácter metálico: a) Cl, S, Li, Ge b) Pb, Si, Cu, F, N.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 25](#)

EJERCICIO 26. Clasifica razonadamente, en orden creciente de energía de ionización, los siguientes átomos: Ca, Rb y Mg.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 26](#)

EJERCICIO 27. Dados los siguientes elementos: As (Z=33) K (Z=19) Cl (Z=17), a) Deduce su configuración electrónica. b) Ordénalos de MENOR a MAYOR electronegatividad y explica el significado de esta propiedad.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 27](#)

EJERCICIO 28. Dadas las siguientes configuraciones pertenecientes a elementos neutros: A... $1s^2 2s^2 2p^2$ B... $1s^2 2s^2 2p^5$ C... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ D... $1s^2 2s^2 2p^4$, a) Clasifícalos en orden creciente de su primera energía de ionización. b) Señala cuál es el elemento con mayor afinidad electrónica ¿por qué? c) Razona cuál será el elemento más electronegativo. d) Ordénalos de menor a mayor carácter metálico.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 28](#)

EJERCICIO 29. Razona de qué grupo del Sistema Periódico es cada uno de los siguientes elementos: a) A posee como capa de valencia $3s^2 3p^2$. b) B tiene un solo electrón en el orbital de mayor energía, cuyos números cuánticos son $(4, 0, 0 \text{ y } 1/2)$. c) C tiene nula electronegatividad. d) D presenta la mayor afinidad electrónica.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 29](#)

EJERCICIO 30. Tres elementos tienen los siguientes números atómicos: 31, 33 y 35. a) Deduce el grupo y el período al que pertenecen. b) Ordénalos de menor a mayor carácter metálico.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 30](#)

EJERCICIO 31. Los átomos neutros X, Y, Z tienen las siguientes configuraciones: X... $1s^2 2s^2 2p^1$ Y... $1s^2 2s^2 2p^5$ Z... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. a) Escribir el grupo y el periodo al que pertenecen y deducir cuál tiene mayor energía de ionización. b) Ordenarlos, RAZONADAMENTE, de menor a mayor electronegatividad. c) ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 31](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 1

1) ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, $Z = 20$, tiene 20 protones y 20 electrones, $A = 40$, tiene 20 neutrones.
 Ca^{2+} tiene 20 neutrones, 20 protones y 18 electrones. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 2

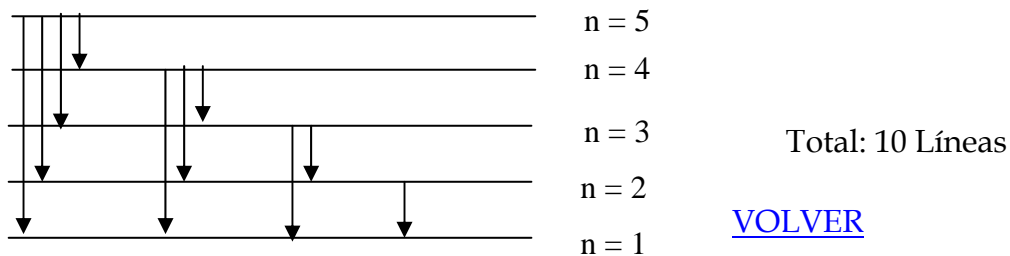
$27,9858 \cdot 0,9305 + 28,9907 \cdot 0,0390 + 29,9863 \cdot 0,0305 = 28,0860 \text{ u}$ [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 3

$$E = h f = \frac{h c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h c}{E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{3 \cdot 10^{-20}} = 6,63 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$
 [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 4

Posibles transiciones:



SOLUCIÓN EJERCICIO 5

En dicho orbital, $n = 3$ y $l = 2$, luego m puede ser $-2, -1, 0, 1$ y 2 y s $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. Entonces, los conjuntos posibles de valores serán: $(3,2,-2,\frac{1}{2})$ $(3,2,-2,-\frac{1}{2})$ $(3,2,-1,\frac{1}{2})$ $(3,2,-1,-\frac{1}{2})$ $(3,2,0,\frac{1}{2})$ $(3,2,0,-\frac{1}{2})$ $(3,2,1,\frac{1}{2})$ $(3,2,1,-\frac{1}{2})$ $(3,2,2,\frac{1}{2})$ $(3,2,2,-\frac{1}{2})$. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 6

El orbital d corresponde a $l = 2$, y ello permite 5 posibles valores de m , desde -2 a 2 , lo cual significa que hay cinco orbitales en el "conjunto" d. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 7

- a) Son del mismo tipo, de forma esférica, pero el 2s es de mayor tamaño.
b) Son de la misma forma y tamaño, pero dirigidos según ejes perpendiculares. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 8

$$\lambda = \frac{h}{m v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{1,675 \cdot 10^{-34} \cdot 10^4} = 0,396 \text{ \AA}$$

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 9

- a) No permitidos: (2, 3, 0), pues l es mayor que n; (3, 3, 2), con l = n; (2, -1, -1), porque l es inferior a 0.
b) (3, 2, 0) es 3d; (3, 0, 0) es 3s y (4, 2, 0) es 4d. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 10

- a) Falso b) Verdadero c) Verdadero d) Falso (es del cuarto periodo). [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 11

- a) $Z = 19 \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, Grupo I, período 4.
b) $n = 4, l = 0, m = 0$ y $s = \frac{1}{2}$ [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 12

Porque se llenan los orbitales 4s, 3d y 4p, en total 18. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 13

- a) Na^+ y O^{2-} , ambos con 10 electrones.
b) Los dos iones tienen su capa completa. El átomo de Al presenta electrones desapareados.
[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 14

- a) X ($Z = 13$)... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (Al) Y ($Z = 20$)... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (Ca)
Z ($Z = 35$)... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ (Br)
b) X^{2+} ... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ no es estable, X^{3+} sí.
 Y^{2+} ... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ es estable.
 Z^{2-} ... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4p^6 5s^1$ no es estable, Z^- sí. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 15

- a) Elemento... $2p^3$, Segundo periodo, grupo V (es N).
b) Elemento... $3s^2$, Tercer periodo, grupo II (es Mg).
c) Elemento... $3p^6$, Tercer periodo, grupo 0 (es Ar). [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 16

Los tres iones son isoelectrónicos, de configuración $1s^2 2s^2 2p^6$. Se distinguen por su carga nuclear. Cuando sea mayor dicha carga, la fuerza de atracción entre el núcleo y la corteza será mayor, lo que lleva a un radio menor. El orden es: $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$ [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 17

Se confunde con afinidad electrónica. La electronegatividad es alta porque muestra una gran tendencia a atraer hacia sí los electrones en un enlace covalente. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 18

a) $K^+ \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ y $Cl^- \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ son isoelectrónicos. El de mayor carga nuclear es K^+ , luego será el de menor radio.

b) $Mg^{+2} \dots 1s^2 2s^2 2p^6$ y $O^{-2} \dots 1s^2 2s^2 2p^6$ son isoelectrónicos. El de mayor carga nuclear es Mg^{+2} , luego será el de menor radio. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 19

Veamos sus configuraciones: $Cl^- \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $Na^+ \dots 1s^2 2s^2 2p^6$ $Ne \dots 1s^2 2s^2 2p^6$

El primero es el de mayor tamaño. Los otros dos son isoelectrónicos y como el Na tiene más carga nuclear ($Z = 11$) que Ne ($Z = 10$), será mayor. En definitiva, el orden de tamaño será: $Na^+ < Ne < Cl^-$ [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 20

La EI es la que ha de suministrarse a un átomo en estado gaseoso para arrancarle su último electrón. Es positiva siempre. La AE es la energía liberada o absorbida cuando un átomo capta un electrón en estado gaseoso. Puede ser negativa, en el primer caso, o positiva en el segundo. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 21

No, porque al arrancar el segundo electrón ya lo hacemos sobre un catión positivo, por lo que estará mucho más atraído que el primero. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 22

Es mucho mayor el incremento de EI para el segundo electrón del potasio porque supone romper la estructura de gas noble conseguida con la primera ionización. En el caso del calcio es con la segunda ionización cuando se logra la configuración de capa completa, por eso hace falta un menor aumento de dicha energía. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 23

a) A es del grupo V (anfígeno), B es del grupo VII (halógeno), C es un gas noble, D es del grupo I (alcalino), E es del grupo II (alcalinotérreo). La energía de ionización crece al ir hacia la derecha en la Tabla Periódica, luego el orden creciente será: $D < E < A < B < C$

b) Es el halógeno, B, pues le falta un sólo electrón para completar su octeto.

c) B, por la misma razón anterior.

d) $C < B < A < E < D$

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 24

a) Para ordenarlos tendremos en cuenta su localización en la Tabla. La electronegatividad crece hacia la derecha en un periodo y hacia arriba en un grupo. Por tanto, el orden es:



b) Los metales, Rb y Sr, tienen baja EI. La de Rb es menor porque posee un solo electrón y al perderlo se convierte en tipo gas noble, es decir, requiere poca EI. En cuanto a As y Br, la EI del Br es mayor porque su último electrón se halla más cerca del núcleo, estando más retenido. Además, su tendencia es tomar un electrón y adquirir el octeto, con lo que tendrá alta EI. El orden es: $\text{Rb} < \text{Sr} < \text{As} < \text{Br}$. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 25

a) $\text{Cl} < \text{S} < \text{Ge} < \text{Li}$.

b) $\text{F} < \text{N} < \text{Si} < \text{Pb} < \text{Cu}$. [VOLVER](#)

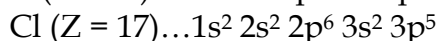
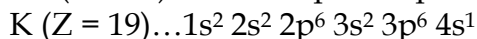
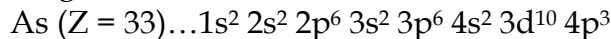
SOLUCIÓN EJERCICIO 26

Hay dos metales alcalinotérreos. El Mg es de menor radio, por lo que su EI será mayor. Por otro lado, el Rb es alcalino, presentando menor EI. En suma, el orden será: $\text{Rb} < \text{Ca} < \text{Mg}$.

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 27

Sus configuraciones son:



K es un metal, tendrá baja electronegatividad. Cl es un halógeno, tendrá alta electronegatividad por su tendencia a completar su octeto adquiriendo un electrón. Así, el orden quedará: $\text{K} < \text{As} < \text{Cl}$. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 28

A es carbonoideo (el propio C). B es halógeno (F). C es alcalino (K). D es calcógeno (O).

a) C es metal, tendrá menor EI. B es el mayor EI, por ser halógeno. Entre A y D diremos que A posee menor EI por tener un mayor carácter metálico. Luego: $\text{C} < \text{A} < \text{D} < \text{B}$.

b) Será el halógeno, B, pues con un electrón completa su octeto.

c) B, por la misma razón.

d) $\text{B} < \text{D} < \text{A} < \text{C}$. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 29

a) A es del grupo IV (es Si).

b) B es un elemento $4s^1$, por tanto, alcalino, grupo I (es K).

c) C es un gas noble.

d) D es el flúor. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 30

- a) $(Z = 31) \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ Grupo III (térreos), periodo cuarto.
 $(Z = 33) \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ Grupo V (anfígenos), periodo cuarto.
 $(Z = 35) \dots 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ Grupo VII (halógenos), periodo cuarto.
- b) $Z = 35 < Z = 33 < Z = 31$ $Z = 31$ es Ga, $Z = 33$ es As y $Z = 35$ es Br. [VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 31

- a) X es del grupo III, periodo segundo (térreos). Y es del grupo VII, periodo segundo (halógeno). Z es del grupo II, periodo tercero (alcalinotérreo). El de mayor EI es Y, por ser halógeno.
- b) El orden es: $Z < X < Y$. Z es metal, tiene la menor electronegatividad, Y es halógeno y tiene la mayor.
- c) Y es halógeno, por lo que posee mayor afinidad electrónica. [VOLVER](#)