

1

ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO



IDEAS PRINCIPALES

- La teoría atómica
- Primeros modelos atómicos
- Naturaleza de la luz
- Ondas electromagnéticas
- Radiación del cuerpo negro
- Hipótesis de Planck
- Espectros atómicos
- Modelo atómico de Bohr
- Dualidad onda-corpúsculo. Hipótesis de De Broglie
- Principio de incertidumbre de Heisenberg
- Ecuación de Schrödinger
- Números cuánticos
- Orbitales atómicos
- Configuración electrónica
- Principio de exclusión de Pauli
- Principio de máxima multiplicidad de Hund
- Tabla Periódica de Mendeleiev
- Justificación del Sistema Periódico
- Propiedades periódicas

1

INTRODUCCIÓN

1.1 La teoría atómica

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles que llamó *átomos* (que significa indestructible o indivisible). A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos, Platón y Aristóteles), ésta se mantuvo. Las pruebas experimentales de investigaciones científicas apoyaron el concepto del «atomismo» lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos. En 1808, un científico inglés, el profesor John Dalton, formuló una definición precisa sobre las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos.

El trabajo de Dalton marcó el principio de la química moderna. La justificación mediante la teoría de Dalton de las leyes fundamentales de la Química, hizo que en la Química se aceptase inmediatamente la teoría corpuscular de la materia de Dalton por los más insignes químicos de la época. Ello contribuyó a que la Química experimentase un gran avance durante el resto del siglo XIX.

A lo largo del siglo XIX se determinaron las masas atómicas de los distintos elementos químicos y la teoría de Dalton fue completada con la introducción del concepto de **molécula** por el italiano **Amadeo Avogadro (1776-1856)** para caracterizar la unión de los átomos en los compuestos químicos.

Posteriormente una serie de descubrimientos fueron cuestionando la idea de la indivisibilidad de los átomos de Dalton. Así, las experiencias relacionadas con fenómenos eléctricos, el descubrimiento de los rayos catódicos, los experimentos con partículas radiactivas y la existencia de líneas características en los espectros atómicos de los elementos químicos evidencian que debe existir una estructura interna en los átomos.

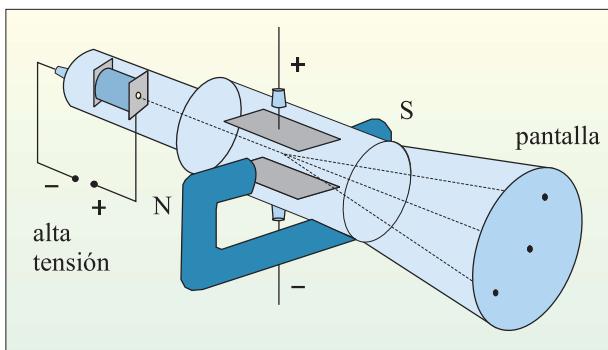
El estudio del fenómeno de descarga en tubos de gases a baja presión que producen los llamados rayos catódicos y su caracterización mediante experimentos de desviación por el inglés **J. J. Thomson (1856-1940)** en 1894, junto con los resultados anteriores de las experiencias de electrólisis de **Michel Faraday (1791-1867)** conducen a aceptar la existencia del **electrón** y a admitir la naturaleza eléctrica de la materia.



John Dalton (1766-1844)

Hipótesis de la teoría atómica de Dalton (1808 - 1810)

1. La materia está formada por átomos indivisibles e inalterables.
2. Las sustancias compuesto están formadas por átomos compuestos.
3. Todos los átomos de una sustancia son idénticos y por tanto tienen la misma masa e idénticas sus demás propiedades.
4. Los átomos de distintas sustancias tienen diferentes la masa y las demás propiedades (por ejemplo el tamaño...).
5. Cuando se produce una reacción química, los átomos, puesto que son inalterables, ni se crean ni se destruyen, tan sólo se distribuyen y organizan de otra forma.



Tubo de rayos catódicos



Sombra producida por rayos catódicos y un obstáculo con forma de cruz en un tubo de descarga.

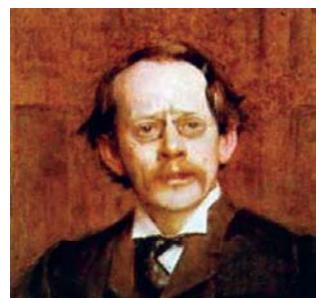
Thomson caracterizó los rayos catódicos como constituidos por partículas con carga eléctrica negativa. La posterior determinación de la masa de estas partículas a las que se llamó **electrones**, demostró que era alrededor de 1800 veces menor que la del átomo de hidrógeno, el cual, a su vez, era el átomo con menos masa del sistema periódico. Este hecho llevó a pensar que el electrón debía ser una parte del átomo: una partícula elemental.

El electrón es la partícula de carga negativa que se toma como unidad de carga eléctrica, de tal forma que la carga de cualquier cuerpo es siempre múltiplo de la del electrón.

Al ser la materia neutra, pasó poco tiempo hasta descubrir una segunda partícula elemental: el **protón**, cuya masa es prácticamente igual a la del átomo de hidrógeno y cuya carga eléctrica es igual a la del electrón pero positiva.

Posteriormente, **Ernest Rutherford** (1871-1937) indica la necesidad de una tercera partícula de masa parecida a la del protón, pero sin carga eléctrica: el **neutrón**, para justificar sus experiencias de dispersión con partículas α . En 1932 **James Chadwick** (1891-1974) descubre el neutrón.

Electrón, protón y neutrón son las partículas subatómicas fundamentales que demuestran que el átomo no es indivisible.



Joseph John Thomson (1856-1940)

Partícula	Masa (kg)	Carga (C)
Protón	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Neutrón	$1,673 \cdot 10^{-27}$	0
Electrón	$9,1 \cdot 10^{-31}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$

1.2 Primeros modelos atómicos

La existencia de partículas dentro de un átomo conduce a la pregunta básica: ¿cómo están distribuidas estas partículas dentro del átomo?

Como las dimensiones de cualquier átomo son tan pequeñas, resulta que sólo podemos intentar averiguar la constitución interna de un átomo de forma indirecta. Para ello es preciso diseñar experiencias de laboratorio que permitan suponer mediante un «**modelo**» cómo están distribuidas las partículas subatómicas dentro del átomo y, lo más importante, justificar el comportamiento del átomo frente a las citadas experiencias.

El primer modelo atómico se debe a **J. J. Thomson**, que después de contemplar al electrón como el componente universal de la materia, desarrolla en 1898 su modelo, según el cual el átomo está compuesto por electrones distribuidos en una esfera de carga positiva, en cantidad suficiente para neutralizar la carga eléctrica.

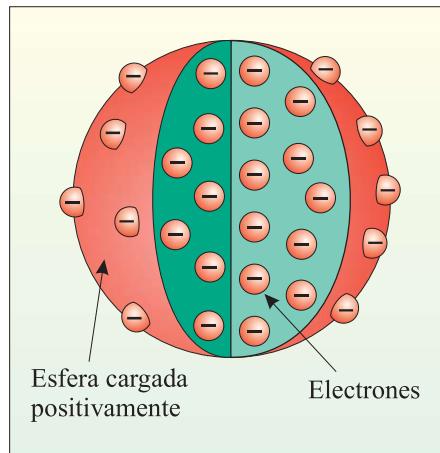
La imagen de Thomson del átomo es la de una esfera material de electricidad positiva dentro de la cual, en forma de pequeños gránulos, se encuentran los electrones, como las pasas en un pastel, en un número suficiente para que el conjunto resulte eléctricamente neutro. El modelo de Thomson sirve para explicar los fenómenos que ocurren en los tubos de rayos catódicos y justifica la producción de iones por pérdida o ganancia de electrones, así como, los fenómenos de electrización.

En 1911, **Rutherford** establece su modelo planetario del átomo a partir del análisis de los experimentos de dispersión de partículas alfa por parte de delgadas láminas metálicas. **Rutherford afirma que el átomo está formado por un «núcleo» central en el que se concentra casi toda la masa y la totalidad de la carga positiva, es decir, los protones. En torno al núcleo, y a gran distancia de él, en su «corteza» giran los electrones en órbitas circulares.**

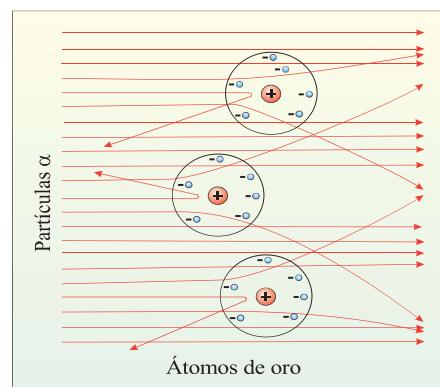
El descubrimiento de los isótopos y la dificultad de que los valores de las masas atómicas de los elementos tienen un valor mucho mayor que el calculado mediante los protones del núcleo conduce a Rutherford a sugerir más tarde que en los núcleos de los átomos existen otras partículas de masa casi igual a la del protón, pero sin carga eléctrica, denominados neutrones, pero hay que esperar hasta 1932, año en el que **Chadwick** los identifica experimentalmente.

Por tanto, el núcleo de los átomos está formado por los neutrones y los protones, concentrándose en el núcleo la totalidad de la carga eléctrica positiva. Como el átomo es eléctricamente neutro, el número de protones (cargas positivas) del núcleo es igual al número de electrones (cargas negativas) que giran entorno al núcleo en la corteza.

Para caracterizar un átomo se definió el **número atómico**, Z , como el número de protones que tiene su núcleo. Cada elemento químico tendrá siempre el mismo número



Modelo atómico de Thomson



Modelo atómico de Rutherford y dispersión de partículas α .

atómico. El **número másico**, A , se define como la suma de protones y neutrones del núcleo. Los isótopos de un elemento tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico, es decir, difieren en el número de neutrones.

- A.1.-** a) Un isótopo del azufre tiene de número atómico 16 y de número másico 33, ¿cuántos protones, neutrones y electrones tiene cuando está en su estado neutro?
b) ¿Cuáles pueden ser los números atómico y másico de un isótopo del azufre distinto del anterior?
c) ¿Cuántos protones y electrones tiene el ion S^{2-} ?

El modelo atómico de Rutherford explicaba satisfactoriamente las experiencias de dispersión de partículas α , así como, los fenómenos explicados con el de Thomson. Esto y su parecido al modelo planetario hizo que fuera bien recibido por la comunidad científica. No obstante, pronto sería criticado al no poder explicar otros fenómenos como los espectros atómicos. Además, según la teoría electromagnética, el electrón girando alrededor del núcleo debía emitir energía y el átomo sería inestable. Debido a todo esto aparecería el siguiente modelo atómico debido a Niels Bohr.

2

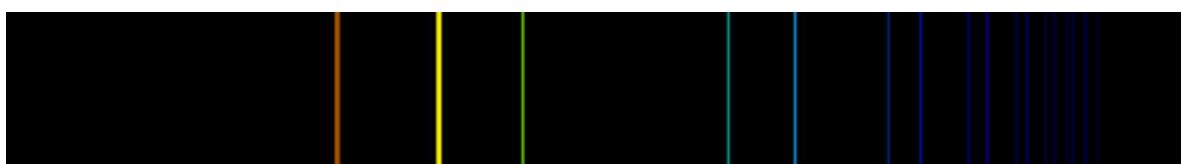
ANTECEDENTES AL MODELO DE BOHR

2.1 Espectroscopía

A mediados del siglo XIX, los químicos alemanes Kirchoff y Bunsen desarrollaron técnicas de análisis que dieron lugar al nacimiento de la espectroscopía. Esta consistía en vaporizar sustancias mediante una llama a alta temperatura, por lo que éstas emitían luces de distintos colores. Estas luces eran pasadas por un prisma, lo que permitía su descomposición formando lo que llamamos un espectro.

La luz dispersada puede apreciarse visualmente o mediante una fotografía en la que se obtienen una serie de líneas (cada una de las luces dispersadas) que constituyen el **espectro de emisión**. El hecho más sobresaliente consiste en que cada elemento produce un espectro característico y siempre el mismo, lo que permite reconocerlo.

El gráfico siguiente se corresponde con el **espectro de emisión del sodio**.



Dispersión de la luz mediante un prisma.

El espectro de absorción del mismo elemento se obtiene cuando iluminamos el elemento en cuestión con luz blanca y analizamos la luz que deja pasar. Se observa una serie de rayas negras, que corresponden exactamente a las longitudes de onda en las que antes se habían observado las líneas de emisión. Así el **espectro de absorción del sodio** sería semejante al gráfico siguiente:



2.2 Naturaleza de la luz

La naturaleza de la luz ha sido un tema de espinosas discusiones entre los científicos. Newton (1642-1727) consideraba que la luz tenía una **naturaleza corpuscular**, formada por pequeñísimos corpúsculos emitidos por los cuerpos luminosos; mientras que Huygens (1629-1695), propuso una naturaleza ondulatoria considerando la luz como una onda longitudinal similar a la del sonido. Durante el siglo XVIII fue aceptada de forma predominante la teoría de Newton, pero poco se avanzó en el campo de la Óptica.

Debido a esto, a lo largo del siglo XIX, el físico francés Fresnel desarrolló el modelo ondulatorio con la ayuda de Thomas Young, físico inglés, y otros, y pudieron demostrar que la luz tenía propiedades ondulatorias, por lo que la teoría de la luz como onda, desde mediados del siglo, fue aceptada totalmente.

Definición de onda

Si tiramos una piedra a un estanque donde está flotando un objeto, observamos la superficie del agua subiendo y bajando, cómo esta perturbación se va propagando de forma periódica, es decir, a intervalos regulares. El objeto, sin embargo, no se desplaza.

Podemos definir una onda como:

Todo movimiento ondulatorio consiste en la propagación por el espacio de la energía y de la cantidad de movimiento de las perturbaciones producidas en un punto sin que haya transporte neto de materia.

En todos los casos, la perturbación se produce en un punto, que se llama **foco** de la misma, y esa perturbación se propaga por el espacio.

Una primera clasificación de los movimientos ondulatorios puede hacerse atendiendo al tipo de medio en el que pueden propagarse:

* **Ondas electromagnéticas:** se transmiten en ciertos materiales y también en el vacío (por ejemplo, la luz que se propaga en el aire, agua, vidrio, etc., pero también lo hace en el vacío, como ocurre con la luz de las estrellas).

* **Ondas mecánicas:** sólo se transmiten en los medios materiales. Los terremotos y los sonidos son ejemplos de fenómenos ondulatorios mecánicos.

Nos referiremos a este último tipo de ondas para definir las magnitudes que las caracterizan. Si hacemos oscilar el extremo de una cuerda, se propagará a lo largo de la misma una perturbación de forma que al cabo de un cierto tiempo oscila toda la cuerda. Para describir este tipo de movimiento utilizaremos las siguientes magnitudes:

Elongación (y) distancia de cualquier punto de la cuerda respecto a su posición de equilibrio.

Amplitud (A) es la máxima distancia de cualquier punto de la cuerda respecto a su posición de equilibrio.

Período (T) de la onda es el tiempo que tarda el foco en realizar una oscilación completa. También podemos decir que es el tiempo que tarda un punto cualquiera de la cuerda en realizar una oscilación completa.

Frecuencia (f) es el número de oscilaciones realizadas por el foco en cada unidad de tiempo. También podemos decir que es el número de oscilaciones que realiza cada punto de la cuerda en cada unidad de tiempo.

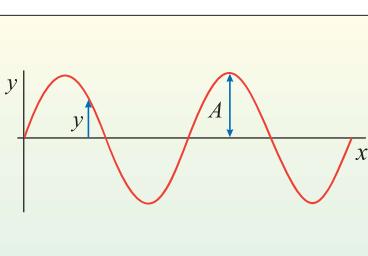
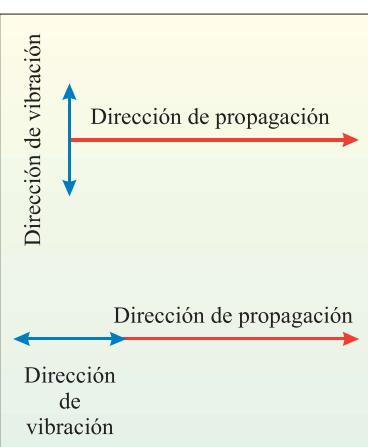
La unidad de frecuencia en el SI es el hertz*, cuyo símbolo es Hz. Un hertz representa la frecuencia en la que el cuerpo cumple una vibración completa en cada segundo.

Ondas transversales y ondas longitudinales

De acuerdo con la relación entre la dirección de la perturbación producida y la de propagación de la onda llamamos:

* **Onda transversal:** aquella en la que la dirección de propagación es perpendicular a la dirección de la vibración. Una onda en una cuerda o una onda electromagnética son ejemplos de ondas transversales.

* **Onda longitudinal:** aquella en la que la dirección de propagación tiene la misma dirección que la de la vibración producida. Ejemplos pueden ser el sonido o un muelle que se comprime longitudinalmente.



De acuerdo con sus definiciones la frecuencia equivale a la inversa del periodo.

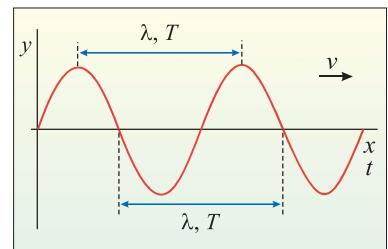
$$f = \frac{1}{T}$$

Longitud de onda (λ) es la distancia que existe entre dos puntos sucesivos de la cuerda que se están moviendo de la misma manera (misma elongación, velocidad, sentido, etc.). La longitud de onda es también la distancia recorrida por la onda mientras que el foco realiza una oscilación completa, es decir, en un periodo.

Velocidad (v) con la que se propaga la perturbación a lo largo de la cuerda. Se refiere a la distancia recorrida por la perturbación en cada unidad de tiempo. Si el medio es homogéneo, la velocidad de propagación de la onda es constante.

Podemos calcular la velocidad en un medio homogéneo utilizando las magnitudes anteriores. Puesto que en el tiempo de un periodo la distancia recorrida por la perturbación es una longitud de onda, la velocidad de propagación es:

$$v = \frac{\lambda}{T} = \lambda f$$



Las ondas electromagnéticas

El físico escocés J.C. Maxwell (1831-1879) en 1873 propuso la **teoría electromagnética** clásica, en la que define las relaciones fundamentales entre las perturbaciones eléctricas y magnéticas. De las ecuaciones de Maxwell se desprende que una carga eléctrica que se mueva con aceleración producirá un campo eléctrico y otro magnético variables. La propagación en el espacio de estos dos campos, eléctrico y magnético, íntimamente relacionados entre sí y que pueden transportar energía desde un punto a otro sin transmisión de materia es, el origen de las ondas electromagnéticas.

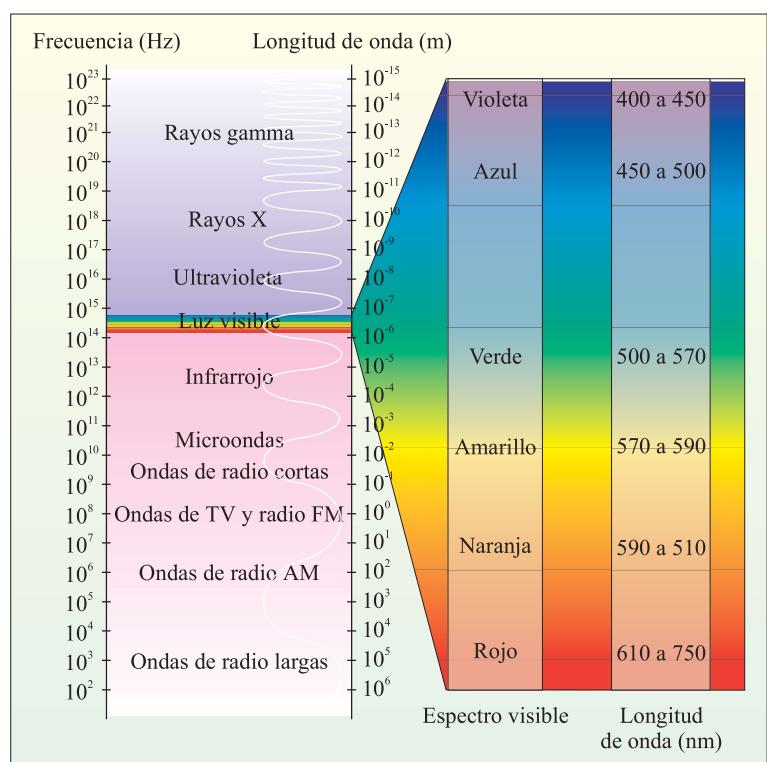
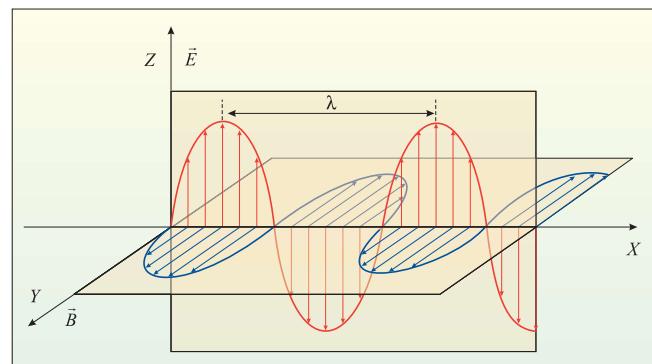
Pocos años después, Heinrich Hertz (1857-1894) fue capaz de producir y detectar las ondas electromagnéticas de Maxwell.

Una de las características de las ondas electromagnéticas es su velocidad: todas tienen la misma. Esta velocidad es aproximadamente de 300 000 km/s en el vacío y se representa por c , pero puede cambiar de un medio a otro. En cualquier otro medio, la velocidad de propagación es menor que en el vacío. En el aire toma un valor parecido.

Cuando se pudo medir la velocidad de la luz y se vió que coincidía con los valores anteriores, se llegó a la conclusión de que la luz debía ser una onda electromagnética.

El espectro electromagnético

Las ondas electromagnéticas (OEM) se presentan en una amplia diversidad de formas que se diferencian en la frecuencia y por consiguiente en la longitud de onda. El conjunto de frecuencias o de longitudes de onda de la radiación electromagnética se denomina espectro electromagnético, ocupando la luz visible una pequeña zona de dicho espectro.



2.3 Orígenes de la teoría cuántica

A fines del siglo XIX, la mayoría de los físicos pensaba que una vez establecida la teoría electromagnética, ésta permitiría describir satisfactoriamente la luz y las interacciones de ésta con la materia. Sin embargo, había fenómenos a los que la teoría electromagnética no daba una explicación razonable, como **la radiación del cuerpo negro o el efecto fotoeléctrico**. La teoría electromagnética no podía explicar las características de la radiación emitida por un cuerpo cuando se aumenta su temperatura, y tampoco podía explicar las características de los electrones emitidos por un metal cuando sobre el metal inciden luces de diferentes longitudes de onda y de diferentes intensidades. A continuación estudiaremos estos fenómenos y las consecuencias sobre las teorías relacionadas con la naturaleza de la luz y, en general, sobre la concepción de la naturaleza de la materia y radiación.

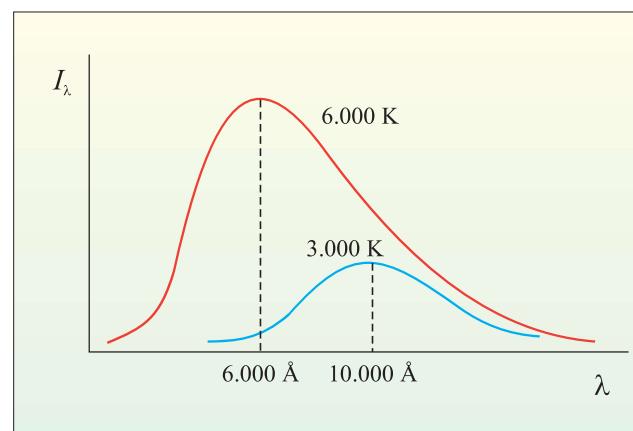
La radiación del cuerpo negro

De forma experimental sabemos que los cuerpos emiten más energía por radiación cuanto mayor es la temperatura a la que se encuentran: una estufa eléctrica no es más que un trozo de metal a una temperatura elevada. Además, la energía radiada depende también de la naturaleza de la superficie emisora: una superficie clara y brillante emite menos energía que una superficie oscura y mate. El poder absorbente de una superficie, que se define como la fracción de energía incidente que es absorbida, es proporcional al poder emisor, es decir aquellas superficies que son buenas emisoras de radiación son también buenas receptoras.

La importancia del color de la superficie es algo que todos tenemos en cuenta cuando utilizamos ropas oscuras en invierno, que captan bien la energía que nos llega, y ropas claras en verano, que absorben una fracción pequeña de la energía radiante que recibimos.

Por **cuerpo negro** se entiende aquel cuerpo ideal que tiene el máximo poder emisor y el máximo poder absorbente. La radiación emitida por un cuerpo negro (en general por cualquier cuerpo), está formada por radiaciones de diferentes longitudes de onda. Si se analiza la energía emitida por un cuerpo negro a diferentes temperaturas se obtienen gráficas como la de la figura. En ordenadas se representa la energía emitida cada segundo por cada metro cuadrado de cuerpo negro (I_λ), que corresponde a la longitud de onda representada en la abscisa, llamaremos a esa magnitud intensidad espectral.

De las gráficas experimentales se puede deducir que la intensidad espectral es mayor cuando aumenta la temperatura a la que está emitiendo el cuerpo negro y que presenta un máximo a cada temperatura. La longitud de onda a la que corresponde la máxima intensidad espectral es menor cuanto mayor es la temperatura a la que está emitiendo el cuerpo negro.



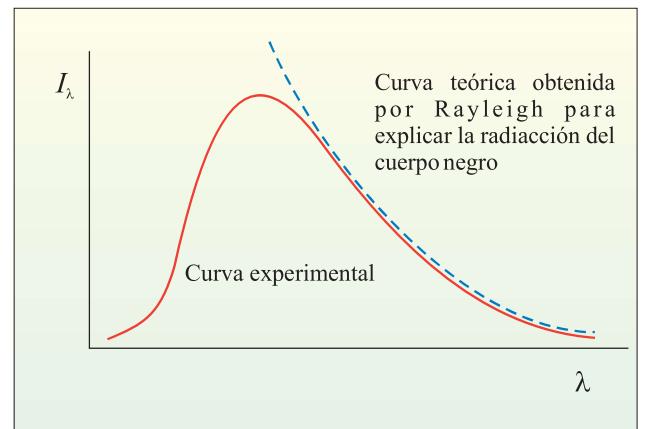
Gráfica de la radiación emitida por un cuerpo negro a dos temperaturas diferentes.

La catástrofe ultravioleta

Aplicando la teoría de la radiación electromagnética de Maxwell no fue posible obtener una ecuación que representase adecuadamente las curvas de la radiación del cuerpo negro, obtenidas de forma experimental.

Rayleigh obtuvo una expresión matemática que era válida para la zona de la curva que se corresponde con las longitudes de onda más largas, pero que para las longitudes de onda pequeñas, la que corresponde a la zona de las radiaciones ultravioletas, no se ajustaba para nada con la curva experimental.

En su época, este problema teórico llegó a preocupar bastante a la comunidad científica internacional, de tal forma que un eminente científico llegó a llamarlo «la catástrofe ultravioleta», y de alguna forma suponía un pequeño fracaso de la teoría electromagnética clásica de Maxwell, aunque en los últimos años del s. XIX lo que se pensaba era que los que habían intentado resolver el problema aún no «habían tenido éxito» en su trabajo.



Hipótesis de Planck

Estudiando el mismo problema, Max Planck obtuvo, en 1900, una ecuación que sí representaba adecuadamente los datos obtenidos de forma experimental. En ella aparece una constante h que no existía en la teoría electromagnética clásica. Para llegar a esa ecuación Planck tuvo que introducir la siguiente hipótesis que no tenía justificación a partir de la teoría electromagnética clásica:

El contenido energético de una carga que vibra con frecuencia f , sólo puede ser múltiplo de la magnitud hf .

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

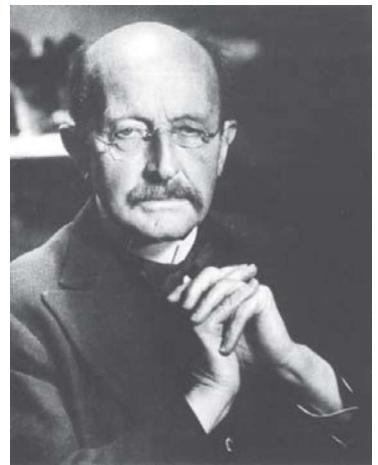
Como la energía emitida en la radiación electromagnética corresponde a las vibraciones de las cargas en los átomos, debemos pensar que la energía de la radiación electromagnética también será múltiplo de la magnitud hf . Decimos que la energía emitida por radiación está «cuantizada». Al valor mínimo posible de energía emitida, hf , se le llama **cuanto de energía***. Cualquier energía emitida será múltiplo entero, n , de esa cantidad:

$$E = n hf$$

La hipótesis de Planck suponía una ruptura con el electromagnetismo clásico al suponer que la energía de una partícula cargada con un movimiento acelerado no podía tomar cualquier valor sino que sólo podía ser múltiplo de unos determinados valores. En la teoría electromagnética clásica, la energía de una partícula cargada podía tomar cualquier valor dentro de un intervalo continuo de valores.

Debemos señalar que la hipótesis de Planck tuvo al principio un carácter matemático, sin un significado físico muy preciso. Solamente después de que Einstein lo aplicara para la explicación del efecto fotoeléctrico y que Bohr lo tuviera en cuenta cuando hablaba de la cuantización de las órbitas electrónicas en su modelo atómico, fue cuando se le concedió una importancia como teoría física. De hecho, a Max Planck no se le concedió el premio Nobel hasta el año 1918, cuando se comprobó la importancia de su hipótesis de los cuantos en la explicación de diversos fenómenos.

Dado el valor tan pequeño que tienen los distintos cuantos de energía o fotones, conviene utilizar una unidad de acuerdo con dicho valor. Esa unidad es el electronvoltio (eV), que es la energía que tiene una carga igual a la del electrón cuando pasa de un punto a otro entre los que la ddp es de 1 voltio, $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.



Max Planck

* Los cuantos de energía también reciben el nombre de **fotones**, aunque ese nombre no fue propuesto hasta el año 1926 por G.N. Lewis

Ecuación de Planck

$$E(\lambda, T) = \frac{8\pi hc}{\lambda^5} \left(e^{hc/\lambda kT} - 1 \right)$$

EJEMPLO 1

Calcula el cuanto de energía de cada uno de los siguientes tipos de radiación:

- Una onda de radio cuya longitud de onda es de 100 m.
- Una radiación infrarroja cuya longitud de onda es de 0,01 mm.
- Luz visible de color naranja cuya longitud de onda es 6000 Å.
- Rayos X cuya longitud de onda es 1 Å.

El cuanto de energía depende de su frecuencia: $E = h f$. La frecuencia está relacionada con la velocidad y con la longitud de onda. Como todas las radiaciones tienen la misma velocidad, que en el vacío es 300000 km/s, la frecuencia es inversamente proporcional a la longitud de onda.

$$\lambda = \frac{c}{f} \quad f = \frac{c}{\lambda}$$

Para calcular el cuanto de energía:

$$E = h \frac{c}{\lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{\lambda} = \frac{19,89 \cdot 10^{-26}}{\lambda} \text{ J}$$

Para expresar la energía en electronvoltios se debe tener en cuenta que $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, lo que lleva a:

$$E = \frac{19,89 \cdot 10^{-26}}{\lambda} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = \frac{12,4 \cdot 10^{-7}}{\lambda} \text{ eV}$$

a) Onda radio	$\lambda = 100 \text{ m}$	$E = 1,99 \cdot 10^{-27} \text{ J}$	$E = 1,2 \cdot 10^{-8} \text{ eV}$
b) Infrarrojo	$\lambda = 10^{-5} \text{ m}$	$E = 1,99 \cdot 10^{-20} \text{ J}$	$E = 0,12 \text{ eV}$
c) Luz naranja	$\lambda = 6 \cdot 10^{-7} \text{ m}$	$E = 3,32 \cdot 10^{-19} \text{ J}$	$E = 2,1 \text{ eV}$
d) Rayos X	$\lambda = 10^{-10} \text{ m}$	$E = 1,99 \cdot 10^{-15} \text{ J}$	$E = 12431 \text{ eV}$

A.2.- Un oscilador emite una radiación, en el visible, de 6000 Å. Otro emite en el ultravioleta con una longitud de onda de 3000 Å. Calcula el cuanto de energía para ambas radiaciones.

$$E_1 = 3,32 \cdot 10^{-19} \text{ J}; E_2 = 6,63 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

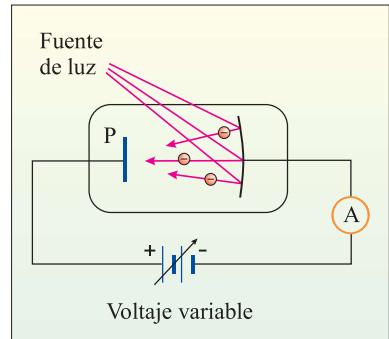
El efecto fotoeléctrico

El efecto fotoeléctrico consiste en la emisión de electrones por una lámina metálica, cuando sobre ésta incide la luz. Fue descubierto por Hertz en el año 1887 cuando estaba estudiando la producción y propagación de ondas electromagnéticas.

Este fenómeno parece lógico, ya que, al fin y al cabo, la luz transporta energía. La física clásica explicaba este fenómeno suponiendo que si el sólido metálico era irradiado suficiente tiempo, aunque fuese con luz «poco energética», los electrones irían acumulando energía hasta que tuviesen la suficiente como para abandonar los átomos del metal.

Pero esta explicación no justificaba el siguiente hecho experimental: cada metal tiene una frecuencia mínima, denominada frecuencia umbral, f_0 , por debajo de la cual no se emiten electrones por muy intensa que sea la radiación empleada o mayor sea el tiempo de exposición.

Es decir, no importa cuánta luz incida en la superficie metálica; si no tiene una frecuencia mínima, no podrá arrancarse ningún electrón del metal.



Los electrones emitidos, llamados a veces fotoelectrones, son recogidos en un ánodo, P, (electrodo positivo), y pueden emplearse para mantener una pequeña corriente eléctrica; de ahí alguna de sus aplicaciones actuales, como, por ejemplo, las células fotoeléctricas.

Los resultados experimentales no podían ser explicados con la teoría electromagnética. La solución al problema la proporcionó Einstein en 1905, utilizando la hipótesis cuántica. Einstein no consideró como un artificio matemático la hipótesis de Planck sino que supuso que la energía está realmente cuantizada, que la luz se emite en pequeños paquetes o corpúsculos, llamados **cuantos**, cuyo valor depende de la frecuencia de vibración, que se transmite formando esos pequeños cuantos y que, cuando interacciona de nuevo con la materia, se comporta como si fueran pequeños paquetes de energía siendo absorbidos uno a uno.

De esta manera resurge la controversia de la naturaleza de la luz: aunque las experiencias demuestran que posee propiedades ondulatorias, la explicación de otros fenómenos como el fotoeléctrico se hace suponiendo la luz como formada por fotones, partículas cuya energía es hf . Si su energía es suficiente (y por tanto, su frecuencia supera la umbral) podrá chocar con un electrón y como consecuencia del choque, éste saldrá del metal iluminado. Será la teoría cuántica la que dará respuestas a este problema.



Albert Einstein

2.4 Espectro de emisión del hidrógeno

Para poder distinguir las diferentes radiaciones que constituyen el espectro de una sustancia gaseosa se utiliza un espectroscopio. Al pasar la luz emitida por los átomos a través de un prisma de cuarzo, o de una red de difracción, se produce la separación de la radiación en función de su longitud de onda. Parte del espectro del hidrógeno se representa en la siguiente figura:



A mediados del siglo XIX ya se habían medido con bastante precisión las longitudes de onda que correspondían a cada línea. En 1885, J.J. Balmer encontró una relación entre las longitudes de onda de las cuatro rayas que tenía el espectro del hidrógeno en la región visible del espectro. La relación era:

$$\lambda = 3,65 \cdot 10^{-7} \frac{n^2}{n^2 - 4} \text{ metros } (n = 3, 4, 5, 6)$$

Balmer predijo nuevas series que relacionarían las longitudes de onda de las líneas del espectro de hidrógeno correspondientes a otras zonas del espectro, desde el infrarrojo al ultravioleta. En los años siguientes, otros científicos, como Lyman, Paschen, Brackett o Pfund encontraron estas series espectrales.*

Las observaciones de los espectros se hicieron en la segunda mitad del siglo XIX, cuando todavía no se tenía ninguna idea de la estructura interna de los átomos. En esa época, no se podía dar ninguna explicación a la estructura discontinua de los espectros atómicos de las sustancias en estado gaseoso. Es más, con la teoría electromagnética de Maxwell no se podía dar explicación a esos espectros.

* Una expresión más general que incluye todas las líneas espectrales del hidrógeno, obtenidas por los diferentes científicos es:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ m}^{-1}$$

donde m y n son números enteros: m puede valer 1, 2, 3, 4 o 5 mientras que $n > m$. El número que aparece en la expresión anterior se conoce como constante de Rydberg.

3

MODELO ATÓMICO DE BOHR

En la primera década del siglo XX, el equipo de Rutherford había llevado a cabo las experiencias que permitieron establecer un modelo de átomo, formado por un núcleo positivo a cuyo alrededor giraban los electrones, de forma similar a como lo hacen los planetas alrededor del Sol.

Sin embargo, ese modelo tenía un problema fundamental de acuerdo con la teoría electromagnética clásica. Un electrón girando debe emitir energía, ya que se trata de una carga eléctrica acelerada. Al perder energía, el electrón se iría acercando al núcleo, terminando por caer en él. Así, los átomos no serían estables, al contrario de lo que se observa. Tampoco la teoría electromagnética clásica había podido explicar la discontinuidad de los espectros de emisión de sustancias gaseosas.

Bohr, conocedor de las propuestas de Planck y Einstein para explicar la radiación del cuerpo negro y el efecto fotoeléctrico, aplicó esas ideas para intentar explicar el átomo de hidrógeno. En 1913 propuso su modelo atómico, que se basaba en los siguientes postulados:

1. El electrón gira alrededor del núcleo, describiendo una órbita circular perfectamente definida. Cuando el electrón está en una de esas órbitas, a las que llamó estacionarias, no emite energía radiante.

2. Las únicas órbitas permitidas en las que el electrón no emite energía son las que cumplen que el valor del momento angular del electrón, $L = mvr$, es un múltiplo entero de la constante $h/2\pi$. Es decir, el momento angular del electrón está cuantizado.

$$m_e v r = n \frac{h}{2\pi}; \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Al número n se le llama **número cuántico principal**, y sólo puede tomar valores $n = 1, 2, 3, \dots$, que se corresponden con cada una de las órbitas permitidas para el giro del electrón alrededor del núcleo. Este postulado permite calcular el radio de estas órbitas. Para $n=1$, tendríamos la órbita más cercana al núcleo, que sería la más estable, y el valor calculado es $0,53 \cdot 10^{-10}$ m. Este valor es del orden del que se había supuesto para el radio del átomo de hidrógeno, lo que supuso un primer éxito del modelo.

3. El electrón sólo emite energía cuando pasa de una órbita de mayor energía a otra en la que tiene menor energía. Sólo absorbe energía cuando pasa de una órbita de menor energía a otra en la que tiene mayor energía. La diferencia de energía será igual a la energía del fotón emitido o absorbido.

$$\Delta E = E_f - E_i = h f$$

Si calculamos la energía que debe tener el electrón en una órbita como la suma de su energía cinética más su energía potencial electrostática, encontraremos que la energía que tiene el electrón en cada órbita se puede calcular por una expresión del tipo*:

$$E = -k \frac{1}{n^2} \quad (1)$$

La energía del electrón está cuantizada. Los valores de energía dependen del número cuántico principal y sólo son posibles los que da la anterior ecuación. Cada uno de estos valores serán los que corresponden al electrón en las distintas órbitas permitidas. El valor de la constante k es $2,18 \cdot 10^{-18}$ J.



Niels Bohr

* La energía del electrón es negativa ya que se ha supuesto que la energía potencial electrostática del electrón libre, desligado del núcleo es 0. Puesto que la fuerza electrón-núcleo es de atracción, la energía potencial electrostática de un electrón ligado a un núcleo es negativa.

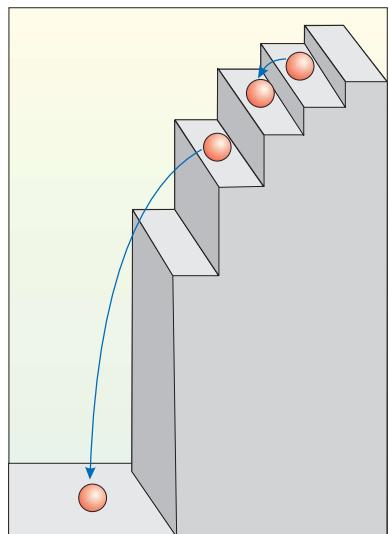
Una aportación fundamental de Bohr es la introducción de los **niveles de energía**. El electrón puede adoptar en el átomo uno cualquiera de los niveles de energía permitidos que corresponden a las órbitas o estados estacionarios, pero no valores intermedios.

La situación es análoga a la que podríamos observar para una bola que cae por una escalera (donde los peldaños no están igualmente separados!): la bola sólo puede mantenerse estacionaria en determinadas alturas, justo las que corresponden a la que tienen los peldaños.

Por otro lado, al ir dándole valores al número cuántico n en la expresión (1), se obtienen los distintos niveles de energía del átomo de hidrógeno. Se puede observar cómo, a medida que las órbitas están más alejadas del núcleo, la **separación energética** entre ellas es **cada vez menor**.

Para el valor $n = 1$, se obtiene el valor más negativo de E_n que corresponde a la **mínima energía** del electrón. De esta forma, el átomo alcanza su estado de **máxima estabilidad**, que se denomina **estado fundamental** o **nivel fundamental**. El resto de los estados energéticos posibles del átomo, que corresponden a los distintos valores que puede tomar el número cuántico principal, $n = 2, 3, \dots$, se denominan **estados** o **niveles excitados**. Cuando el valor de $n \rightarrow \infty$, $E \rightarrow 0$ como corresponde al convenio elegido.

Si a un electrón se le comunica energía de forma que $E > 0$, abandona el átomo venciendo la atracción del núcleo y queda libre. El hidrógeno queda **ionizado**, por lo que la diferencia de energía desde el estado fundamental la llamamos **energía de ionización**, energía que necesita un electrón para salir del átomo, propiedad muy importante que se estudiará más adelante.



A.3.- a) Si aumenta el valor de n , ¿aumenta o disminuye la energía del electrón?
Explica la respuesta.

b) Calcula una expresión que permita calcular la diferencia de energía del electrón correspondiente a dos niveles diferentes de energía en función de la longitud de onda del fotón emitido o absorbido.

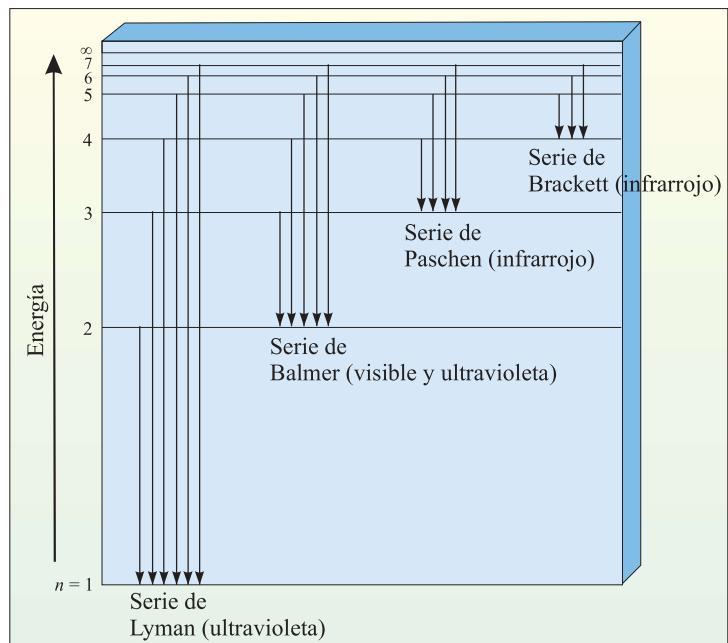
A partir de la expresión anterior podemos escribir:

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

El valor de la constante k/hc coincide con el valor de la constante de Rydberg de la fórmula de Balmer para el espectro del hidrógeno.

A partir de los **niveles de energía**, Bohr pudo calcular, teóricamente el espectro del átomo de hidrógeno y justificar por qué era discontinuo, ya que cada línea que aparece en el espectro corresponde a un **tránsito electrónico** y éstos están limitados a los valores que puede tomar el número cuántico n . Cada vez que un electrón excitado «cae» desde una órbita más alejada del núcleo, n_2 , a otra más cercana, n_1 , emite un fotón de una energía determinada. El conjunto de fotones de la misma energía (que corresponden al mismo salto entre dos órbitas) constituye una luz que producirá una línea espectral.

En la figura puedes observar los tránsitos electrónicos hasta las órbitas 1, 2, 3 y 4, que dan lugar a los correspondientes espectros de emisión del hidrógeno.



EJEMPLO 2

El electrón del átomo de hidrógeno, que se encontraba en su nivel fundamental, absorbe un fotón de energía.

- a) ¿En qué invierte dicha energía?
- b) Supón que el electrón se encuentra ahora en el tercer nivel de energía. ¿Cuál es la longitud de onda de la radiación emitida cuando vuelva a su nivel fundamental?
- c) ¿Por qué decimos que es radiación emitida?
- d) ¿En qué zona del espectro aparecería esta radiación?

a) La energía absorbida por el electrón la invierte en promocionarse a un nivel de energía superior (órbita con mayor valor de n).

b) y c) Vamos a resolver los dos apartados simultáneamente. A partir de la fórmula que nos da el contenido energético de los distintos niveles en los que puede moverse el electrón, $E = -k/n^2$, obtenemos:

$$E_3 = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{3^2} = -2,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$
$$E_1 = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{1^2} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

La diferencia de energía será: $\Delta E = E_1 - E_3 = -2,18 \cdot 10^{-18} - (-2,42 \cdot 10^{-19}) = -1,94 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

Debe observarse que el resultado del primer miembro de la ecuación tiene signo negativo, ya que se produce un tránsito electrónico a un nivel de **menor** energía. Por esto decimos que se **emite radiación**. Esta pérdida de energía se corresponde con la energía del fotón emitido, y como: $\Delta E = h \cdot f = h \cdot c/\lambda$, al sustituir datos será:

$$1,94 \cdot 10^{-18} = (6,63 \cdot 10^{-34}) 3 \cdot 10^8 / \lambda$$

de donde: $\lambda = 10^{-7} \text{ m}$ (100 nm).

d) A la vista del rango de longitudes de onda del espectro electromagnético, la radiación estaría en la zona del ultravioleta (UV).

Aciertos e insuficiencias del modelo

El modelo de Bohr permitía justificar numerosos hechos, que podemos incluir entre sus **aciertos**. Por ejemplo:

* Justifica la estabilidad del átomo mediante la existencia de órbitas estacionarias (1^{er} postulado).

* Introduce el concepto de niveles de energía, lo que permite explicar el espectro atómico del hidrógeno y los hidrogenoides* mediante la hipótesis de los saltos electrónicos (3^{er} postulado). También explica la constante de Rydberg en función de magnitudes físicas.

* Predice el tamaño del átomo en su estado fundamental.

* Relaciona las propiedades químicas de los elementos con su estructura electrónica, dando una primera justificación al Sistema Periódico.

Sin embargo, presentaba, entre otros, dos graves **inconvenientes**:

* Los resultados numéricos obtenidos para los átomos polielectrónicos eran defectuosos.

* Carecía de coherencia en su desarrollo. Es decir, mezclaba ideas clásicas para determinar las ecuaciones del movimiento del electrón en las distintas órbitas, con ideas cuánticas, algo que no era posible aceptar, como el propio Bohr asumía.

A pesar de ello, es positivo que introdujera la teoría cuántica ofreciendo una base física a la idea de Planck de que la energía está cuantizada.

* El modelo atómico de Bohr sólo es aplicable a los átomos con un solo electrón. Este grupo incluye a especies tipo He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , etc., que se denominan átomos **hidrogenoides**. La diferencia fundamental entre todos ellos está en la carga nuclear.

A.4*.- Según Bohr, la energía de los diferentes niveles del átomo de hidrógeno viene dada por $E = -13,6/n^2$ (eV). Calcula la longitud de onda de la primera línea (mayor λ) de la serie de Balmer (está dentro del visible y se produce al caer el electrón desde el tercero al segundo nivel).

Datos: $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

$$\lambda = 6,58 \cdot 10^{-7} \text{ m.}$$

- A.5.-** a) ¿Cuál de los átomos estudiados es el verdadero?
b) ¿Crees que existen los átomos?

3.1 El modelo de Bohr-Sommerfeld

El modelo atómico de Bohr utilizó, de forma arbitraria, en sus cálculos iniciales, órbitas circulares. Posteriormente, **Sommerfeld** extendió el modelo aceptando la posibilidad de **órbitas elípticas**, obteniéndose el modelo denominado de **Bohr-Sommerfeld**, que requiere el uso de **tres números cuánticos**, ya que ahora hay que tener en cuenta la forma y la orientación de las órbitas.

El problema surgió cuando mejoró la resolución óptica de los espectrómetros. Así, pudo observarse que algunas de las líneas espectrales estaban formadas en realidad, por varias líneas finas muy juntas. A estas líneas se las denominó **multipletes** (dipletes, tripletes, etc.). Según el modelo de Bohr, cada línea representa un salto electrónico entre dos órbitas permitidas. Por tanto, si donde se creía una, realmente eran tres, por ejemplo, se necesitaban tres órbitas con una energía muy parecida. Sommerfeld pensó que además de órbitas circulares habría también, órbitas elípticas, todas ellas muy cercanas. Esto obligó a crear un segundo número cuántico: el **número cuántico secundario l** que toma valores desde 0 hasta $n-1$. Por ejemplo, para $n = 2$, l tendría dos valores posibles: 0 y 1. Esto definiría dos órbitas, una circular y otra elíptica con energía parecida. Ahora el electrón podría pasar desde dos órbitas al estado fundamental, obteniéndose un diplete en el espectro.

Efecto Zeeman

Para complicar las cosas algo más, se pudo observar que cuando el espectro se producía en presencia de imanes, algunas líneas se desdoblan formando tres o más líneas (efecto Zeeman). De nuevo hubo que inventar nuevas órbitas permitidas. En este caso, serían órbitas con la misma energía (se llaman estados degenerados) pero con distinta orientación espacial, que tomarían distintos valores de energía en presencia de un campo magnético, ya que el electrón girando alrededor del núcleo se comporta como un pequeño imán que interacciona con el campo magnético exterior. Hubo que crear el tercer número cuántico que diera cuenta de este fenómeno: el **número cuántico magnético m** que toma valores desde $-l$ hasta $+l$.

Posteriores mejoras de resolución óptica permitieron observar que cada línea espectral observada era en realidad un diplete. Este hecho se atribuyó a un giro del electrón sobre sí mismo (como el movimiento de rotación de la Tierra alrededor de su eje). Como el giro puede ser a favor o en contra de las agujas del reloj, se obtenían dos interacciones diferentes con el campo magnético exterior, que darían lugar a dos valores distintos de energía. Un cuarto número cuántico se creó al efecto: el **número cuántico de spin s** con dos valores posibles $+1/2$ y $-1/2$.

Con los cuatro números cuánticos n , l , m y s se pudieron justificar todas las líneas del espectro de emisión del hidrógeno y los hidrogenoides, pero no se pudo evitar una cierta sensación de «insuficiencia teórica» en el origen de estos números, cuestión que sería resuelta con el modelo mecano-cuántico que sustituyó al de Bohr-Sommerfeld.

Valores de los números cuánticos

$$n = 1, 2, 3\dots$$

$$l = 0 \text{ a } n-1$$

$$m = -l \text{ a } +l$$

$$s = +1/2, -1/2$$

4

LA MECÁNICA CUÁNTICA

La mecánica cuántica moderna también llamada mecánica ondulatoria surge hacia 1925 como resultado del conjunto de trabajos realizados por **Werner Heisenberg** (1901-1976), **Erwin Schrödinger** (1887-1961), **Max Born** (1882-1970), **Paul Dirac** (1902-1984) y otros. Es capaz de explicar de forma satisfactoria la constitución atómica y la formación de los enlaces químicos, además de predecir una serie de fenómenos fisico-químicos que unos años después se comprobarán experimentalmente.

La mecánica cuántica se basa en la teoría de Planck, vista anteriormente, y toma como punto de partida la hipótesis de la dualidad onda-corpúsculo de **Louis De Broglie** (1892-1987) y el principio de incertidumbre de Heisenberg.

4.1 Dualidad onda-corpúsculo

El efecto fotoeléctrico o la radiación del cuerpo negro han dado una base firme a la teoría corpuscular de la luz. Pero, ¿qué pasa con la teoría electromagnética de la luz? No podemos olvidar que la teoría de Maxwell explicaba bien los fenómenos de interferencia, la difracción, etc., fenómenos que claramente nos sugieren que la luz tiene un carácter ondulatorio ya que esos procesos no se pueden explicar suponiendo un carácter corpuscular.

Parece que nos encontramos ante un dilema. Unos experimentos indican que la luz se comporta como una onda; otros experimentos indican que se comporta como un chorro de corpúsculos. Estas dos teorías parecen ser incompatibles pero ambas han demostrado tener validez. Los físicos han llegado a la conclusión de que esta dualidad de la luz debe aceptarse como un hecho real. A esto se le da el nombre de **dualidad onda-corpúsculo**.

Para aclarar la situación, el gran físico danés Niels Bohr propuso su famoso **principio de complementariedad**. Dice que para comprender un experimento cualquiera debemos utilizar o la teoría ondulatoria o la teoría del fotón, pero no ambas. Con todo, debemos conocer tanto el aspecto ondulatorio como el corpuscular de la luz si queremos comprenderla del todo. Por tanto, estos dos aspectos de la luz son complementarios.

No es posible visualizar esta dualidad. No podemos imaginar una combinación de onda y corpúsculo. En realidad, debemos darnos cuenta de que se trata de dos aspectos diferentes que presenta la luz a los experimentadores.

Parte de la dificultad estriba en la forma de pensar que tenemos. Las imágenes visuales (o modelos) en nuestra mente se basan en lo que vemos en nuestro mundo cotidiano. Utilizamos los conceptos de ondas y corpúsculos porque en el mundo macroscópico vemos que la energía pasa de un lugar a otro por medio de estos dos procedimientos. No podemos ver directamente si la luz es una onda o un corpúsculo, por eso hacemos experimentos indirectos. Y para explicar los experimentos aplicamos los conceptos de onda y corpúsculo a la naturaleza de la luz. Nuestro conocimiento está limitado a los experimentos indirectos y estos conducen a que la luz revela propiedades ondulatorias y corpusculares.

Es interesante señalar que la propia ecuación de Planck $E = h \cdot f$, enlaza las propiedades corpusculares y ondulatorias de un haz luminoso. En esta ecuación, E es la energía de un corpúsculo; y el segundo miembro de la ecuación contiene la frecuencia f de la onda correspondiente.



Louis de Broglie

Hipótesis de De Broglie

En 1923, el francés Louis de Broglie amplió la idea de la dualidad onda-corpúsculo. Pensó que si la luz se comporta a veces como onda y a veces como corpúsculo, tal vez las cosas que se consideran corpúsculos, como los electrones, protones, bolas de tenis, etc., puedan tener propiedades ondulatorias.

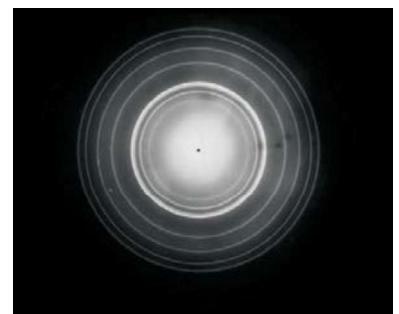
De Broglie vio que al combinar la ecuación de Planck que permite calcular la energía de un fotón en función de su frecuencia con la ecuación de Einstein de la equivalencia masa-energía se obtenía la siguiente relación entre la longitud de onda del fotón (magnitud que puede simbolizar su carácter ondulatorio) y su cantidad de movimiento (producto de la masa por la velocidad, que puede simbolizar su carácter corpuscular):

$$\left. \begin{array}{l} E = hf \\ E = mc^2 \end{array} \right\} \quad hf = mc^2 \quad \frac{c}{f} = \frac{h}{mc} \quad \lambda = \frac{h}{mc}$$

La idea de De Broglie fue generalizar esa idea a los entes que se le llaman corpúsculos. En ese caso, la velocidad de la partícula sustituye a la velocidad de la luz, siendo la longitud de onda de esa partícula igual a:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

En 1926, Davisson y Germer confirmaron la hipótesis de De Broglie al lograr la difracción de electrones, fenómeno que manifiesta las propiedades ondulatorias del electrón. Posteriormente se lograron evidencias experimentales del comportamiento ondulatorio de protones, neutrones e incluso núcleos más pesados.



Difracción de electrones

EJEMPLO 3

¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie de un electrón cuya energía cinética es 100 eV?

Para calcular la longitud de onda necesitamos conocer la constante de Planck y el valor del momento lineal del electrón, es decir el valor del producto de su masa por su velocidad (mv)

El valor del momento lineal se puede obtener a partir de la energía cinética como sigue:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 \quad v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} \quad mv = \sqrt{2mE_c}$$
$$mv = \sqrt{2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 100 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} = 5,4 \cdot 10^{-24} \text{ kg m/s}$$

A partir de ese dato se obtiene fácilmente la longitud de onda:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{5,4 \cdot 10^{-24}} = 1,23 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 1,23 \text{ Å}$$

A.6.- a) Calcula la longitud de onda de una pelota de 1 kg de masa que se mueve con una velocidad de 1 m/s. ¿Crees que esa longitud de onda se podrá apreciar experimentalmente?

b) Calcula la longitud de onda de un electrón cuya velocidad es 2000 km/s. ¿Conoces algunas distancias que sean del mismo orden de magnitud que esa longitud de onda?

c) ¿Se puede aplicar la relación de De Broglie a un núcleo atómico? ¿Y a un planeta? ¿Tiene sentido aplicarla a un planeta? ¿Por qué?

a) $\lambda = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ m}$; b) $\lambda = 3,6 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

Como se puede observar en los cálculos anteriores, la longitud de onda de un objeto ordinario es demasiado pequeña para ser medida y detectada. La dificultad está en que las propiedades de las ondas, tales como la interferencia y la difracción, sólo son apreciables cuando el tamaño de los objetos o rendijas no es mucho mayor que la longitud de onda. Y no se conocen objetos o rendijas que puedan difractar longitudes de onda tan pequeñas como la de los objetos ordinarios; por lo tanto, las propiedades ondulatorias de los objetos ordinarios no se detectan.

Sin embargo, para los electrones y otras partículas del mundo atómico, la longitud de onda de De Broglie, aunque muy pequeña, es del orden de distancias que sí conocemos en la naturaleza. Las longitudes de onda de los electrones son del orden de la distancia que existe entre los átomos de un cristal. Así pues, utilizando un cristal como red de difracción se pueden observar las propiedades ondulatorias de los electrones.

4.2 Principio de incertidumbre de Heisenberg

La forma de entender el mundo por parte de los físicos actuales es muy diferente a la forma que tenían de entender el mundo los físicos de principios de siglo. La mecánica cuántica así como la teoría de la relatividad han cambiado la concepción del mundo físico.

El principio de incertidumbre es un aspecto esencial de la mecánica cuántica. En 1927, Heisenberg formuló la primera versión refiriéndose a las magnitudes momento lineal y posición*. Podemos escribirlo así:

Es imposible conocer simultáneamente y con total exactitud la posición y el momento lineal de una partícula ya que el producto de sus imprecisiones es mayor que una cantidad constante.

$$\Delta p_x \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

Cuanto mayor sea la exactitud con la que se conozca la componente x de la cantidad de movimiento** ($m v_x$) de una partícula, mayor indeterminación tendremos en el conocimiento **simultáneo** de la posición (x) de dicha partícula.

Dos precisiones conviene hacer. La primera, es que el principio de incertidumbre no dice que sea imposible conocer con total exactitud el valor del momento lineal o de la posición para una partícula determinada; se refiere que no es posible conocerlos simultáneamente.

La segunda observación es aclarar que el origen de estas indeterminaciones nada tiene que ver con los «errores de medida» que se cometan cada vez que queremos determinar experimentalmente cualquier magnitud. La incertidumbre no depende de la imprecisión de los aparatos, sino que deriva de las ideas fundamentales que hemos estudiado: de la dualidad onda-corpúsculo, de la naturaleza ondulatoria de las partículas y de la necesidad de la interacción entre el observador y lo observado. Ha tenido profundas consecuencias filosóficas, que se siguen discutiendo en la actualidad. Sin embargo, la Mecánica Cuántica, la teoría que acoge todas estas ideas como principios fundamentales, está hoy profundamente aceptada y ella ha hecho posible avances tan importantes como los ordenadores, láseres, etc.

* En su forma más general el principio se refiere a la imposibilidad de conocer simultáneamente y con total exactitud los valores de dos magnitudes conjugadas de una misma «partícula-onda». Por magnitudes conjugadas se entienden aquellas cuyo producto tenga unidades de energía · tiempo.

** Puesto que la cantidad de movimiento es una magnitud vectorial, podríamos escribir otras ecuaciones similares para las componentes según los ejes Y y Z, relacionadas con la imprecisión de la posición en esos ejes.



Werner Heisenberg

A.7.- a) Si podemos medir la posición de un electrón con una incertidumbre de 10^{-9} m, ¿con qué incertidumbre podremos conocer su rapidez?

b) Un automóvil de 700 kg se mueve a 60 km/h. Suponiendo una incertidumbre para la rapidez de 1 m/s, determina la incertidumbre para la posición del coche.

c) A la vista de estos resultados analiza los posibles campos de validez para la Física Clásica y la Física Cuántica.

$$a) \Delta v \geq 1,16 \cdot 10^5 \text{ m/s}; b) \Delta x \geq 1,5 \cdot 10^{-37} \text{ m}$$

5

EL MODELO ATÓMICO DE LA MECÁNICA CUÁNTICA. ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

Tal y como acabamos de estudiar, podemos concebir al electrón como una partícula con propiedades ondulatorias, según la hipótesis de De Broglie, por lo que para describir su movimiento en el átomo utilizaremos las ecuaciones matemáticas de las ondas.

Si consideramos la vibración de una cuerda tensa sujetada por sus dos extremos (como en una guitarra), podemos observar que, al hacerla vibrar en un extremo, se produce una onda que se desplaza a lo largo de ella hasta alcanzar el otro extremo y posteriormente es reflejada hacia atrás interfiriendo con las ondas de ida. Se forman entonces **ondas estacionarias**, que aparecen fijas y separadas por puntos (nodos) que no vibran, como vemos en la figura.

La distancia entre dos nodos contiguos es una semilongitud de onda, $\lambda/2$. Así pues, sólo son posibles determinados modos de vibración estables, cuya condición es que la longitud de la cuerda, L , contenga un número entero, n , de semilongitudes de onda: $L = n \cdot \lambda/2$.

De Broglie justificaba los niveles energéticos cuantizados y estables (no emiten energía) del modelo de Bohr, suponiendo que el electrón se comportaba como una onda estacionaria.

Las ondas estacionarias se pueden describir por medio de una ecuación matemática, llamada **ecuación de ondas**.

Un electrón que se mueve alrededor del núcleo puede considerarse ligado a él y, por lo tanto, es posible **describir su movimiento** ondulatorio por una ecuación matemática similar a la de la onda estacionaria.

Partiendo de esta base y de la teoría cuántica de Planck, Schrödinger, en 1926, efectúa un tratamiento matemático que le permite estudiar el comportamiento del electrón en el átomo, así como calcular sus valores energéticos.

Para ello, emplea una función matemática de tipo ondulatorio, denominada **función de onda**, Ψ , que es capaz de describir la evolución de la posición del electrón en el entorno atómico en que se halla.

Su tratamiento físico-matemático conduce a la llamada **ecuación de ondas** que escrita en forma simbólica es:

$$H\Psi = E\Psi$$

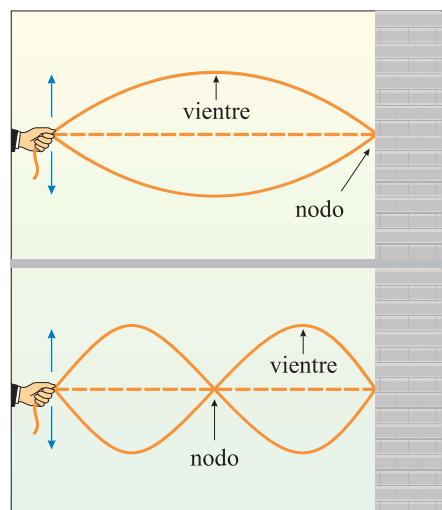
en donde H representa un operador matemático relacionado con las energías cinética y potencial del electrón en cuestión.

La ecuación nos indica que si operamos adecuadamente la función de onda del electrón, obtendremos la misma función multiplicada por un número que corresponde a la energía de dicho electrón.

Pero no todas las soluciones derivadas de la aplicación de esta ecuación conducen a resultados reales; para ello es preciso condicionarla con unos **parámetros** restrictivos o **condiciones de contorno** a fin de que el problema tenga significado físico.

Una onda estacionaria no es una onda normal, sino el resultado de la interferencia de dos ondas.

En una onda estacionaria no hay transporte neto de energía de un punto a otro si el sistema estacionario no pierde energía.



Erwin Schrödinger

Estos parámetros reciben el nombre de **números cuánticos**, y por su analogía con los obtenidos en el modelo de Bohr y sus modificaciones, se simbolizan de la misma manera, pero, a diferencia de la forma arbitraria en cómo se introducían en el modelo de Bohr, creándolos para justificar cada mejora que se obtenía en los espectros de emisión, ahora, en la mecánica cuántica son necesarios para llegar a soluciones de la ecuación de ondas.

El éxito más significativo de la física cuántica fue la resolución de la ecuación de Schrödinger para los átomos hidrogenoides. Para átomos polielectrónicos la ecuación de Schrödinger no se puede resolver analíticamente debido a las interacciones entre los electrones y hay que usar métodos aproximados de resolución.

La aplicación de la ecuación de ondas de Schrödinger al átomo de hidrógeno proporciona un conjunto de soluciones denominadas funciones de onda, Ψ , y también llamados **orbitales**.

Orbital atómico es cada una de las soluciones de la ecuación de Schrödinger y se caracteriza por:

1. Tener una energía determinada.
2. Estar descrito por tres números cuánticos: n, l, m ; que se obtienen también de la ecuación de ondas.
3. Aunque la función de onda, Ψ , no tiene significado físico real, su cuadrado, Ψ^2 , representa la probabilidad de encontrar el electrón en una zona determinada del espacio.

El orbital atómico se puede considerar como la función de onda del electrón de un átomo. Cuando se dice que un electrón está en cierto orbital, significa que la distribución de la densidad electrónica o la probabilidad de localizar al electrón en el espacio se puede describir por el cuadrado de la función de onda asociada a ese orbital. Por consiguiente, un orbital atómico tiene una energía característica y una distribución característica de la densidad electrónica.

Cuando Dirac aplicó la teoría de la relatividad de Einstein a la ecuación de ondas, surgió la necesidad del cuarto número cuántico para poder definir al electrón en el átomo. Se denomina **número cuántico magnético de espín**, s , y va asociado a un momento angular propio del electrón.

5.1 Números cuánticos

Los números cuánticos nos permiten identificar un orbital atómico dado y al electrón (o electrones) de cuya ecuación de ondas es solución. Son:

· Número cuántico principal (n)

Indica el nivel de energía (o la capa electrónica) de un electrón (o de un orbital) en el átomo. También está relacionado con la distancia promedio a la que se encuentra el electrón del núcleo o con el tamaño del orbital. Los valores que puede tomar son números enteros:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

· Número cuántico secundario o azimutal (l)

Indica los distintos subniveles energéticos (o subcapas electrónicas) que pueden existir para un nivel dado. Cada subnivel (o subcapa) se compone, a su vez, de orbitales. Este número determina la forma espacial del orbital, y puede tomar los valores:

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Para $l = 0$, tenemos los orbitales del tipo s , para $l = 1$, los del tipo p , para $l = 2$, los del tipo d , y para $l = 3$, los del tipo f .

· Número cuántico magnético (m)

Describe las posibles orientaciones espaciales que puede tomar un orbital dado, ya que también están cuantizadas. Puede tomar los valores:

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Nos indica cuántos orbitales hay de un determinado tipo dentro de cada subnivel (o subcapa) energético; en total $(2l + 1)$ orbitales. Así, por ejemplo, para $l = 1$, m puede tomar tres valores: $-1, 0, +1$, que corresponden a los tres posibles orbitales p que pueden existir ($2 \times 1 + 1 = 3$).

· Número cuántico magnético de espín (s)

Con dos valores posibles:

$$s = -1/2, +1/2$$

El espín es una propiedad del electrón como puede ser su carga o su masa. Se podría suponer que esté relacionado con un movimiento en el interior del electrón, por lo que presenta efectos magnéticos al interaccionar con un campo exterior.

Distribución de electrones en las tres primeras capas						
n	l	Subnivel	m	s	Electrones en el subnivel	Electrones en el nivel principal
1	0	s	0	$+1/2$ $-1/2$	2	2
2	0	s	0	$+1/2$ $-1/2$	2	8
	1	p	+1 0 -1	$+1/2$ $-1/2$ $+1/2$ $-1/2$ $+1/2$ $-1/2$	6	
3	0	s	0	$+1/2$ $-1/2$	2	18
	1	p	+1 0 -1	$+1/2$ $-1/2$ $+1/2$ $-1/2$ $+1/2$ $-1/2$	6	
	2	d	+2 +1 0 -1 -2	$+1/2$ $-1/2$ $+1/2$ $-1/2$ $+1/2$ $-1/2$ $+1/2$ $-1/2$	10	

EJEMPLO 4

Escribe los números cuánticos que corresponden a: a) un orbital $2p$; b) un orbital $3s$; c) un electrón en un orbital $4d$.

a) Los números cuánticos que corresponden a un orbital $2p$ son $n = 2$ y $l = 1$, siendo posibles tres valores para el número cuántico m : $-1, 0, +1$. Si escogemos cualquiera de ellos, por ejemplo, el valor $+1$, tenemos una de las tres posibles combinaciones: $(2, 1, 1)$.

b) Para describir a un electrón en un orbital $3s$ tendremos que utilizar los cuatro números cuánticos. En este caso serán: $n = 3, l = 0, m = 0$ y, por ejemplo, $s = +1/2$. La combinación sería: $(2, 0, 0, +1/2)$.

c) En este caso tendremos: $n = 4, l = 2$ y para m cualquiera de los cinco valores permitidos entre -2 y $+2$, por ejemplo, -1 . Y para s , uno de sus dos valores posibles. Por tanto una de las diez combinaciones posibles será: $(4, 2, -1, -1/2)$.

EJEMPLO 5

Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos: $(1, 1, 0); (2, 1, 0); (3, 1, 1); (2, 1, 2, +1/2); (3, 2, 0); (5, 2, -2, +1/2)$. Indica cuáles son posibles y cuáles describen a un orbital o a un electrón.

Un orbital está descrito por los valores permitidos de los tres números cuánticos n, l y m , un electrón necesita los cuatro, además de los anteriores, el número cuántico de espín s .

Por ello, los conjuntos $1^o, 2^o, 3^o$ y 5^o podrían describir a un orbital, y los dos restantes, a un electrón. Pero hay algunas combinaciones que no son posibles:

- $(1, 1, 0)$, ya que el valor de l no puede ser igual al de n .
- $(2, 1, 2, +1/2)$, ya que a $l = 1$, le corresponden los posibles valores de $m: -1, 0, +1$. No es posible el valor 2 .

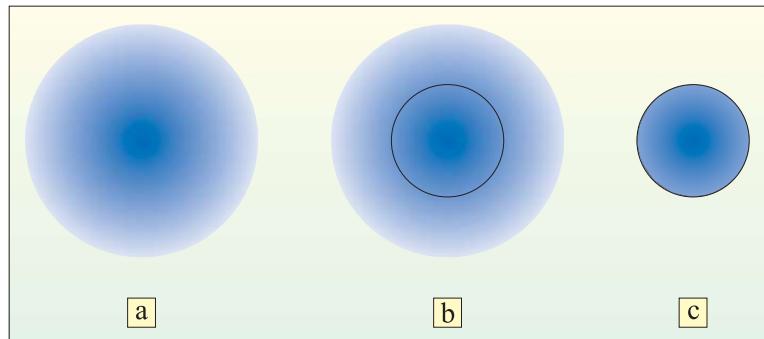
A.8.- ¿Cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son imposibles para un orbital atómico?: $(3, 2, 0); (4, 3, -3); (2, 2, +1); (3, 2, 3); (1, 0, 0)$. Justifica la respuesta. ¿Qué orbitales serían?

A.9.- ¿Cuántos orbitales f puede haber en una capa o nivel energético?

5.2 Orbitales atómicos

Al no poder determinarse con precisión simultáneamente la posición y velocidad de una partícula como el electrón, no puede conocerse su órbita alrededor del núcleo, tal como postulaba la Física Clásica. En la Mecánica Cuántica no se habla de trayectorias de las partículas, como podría ser la órbita circular del electrón, desapareciendo el concepto de partícula tal como podemos imaginarla, como un objeto localizado en una determinada posición con una velocidad cuyo valor se conoce con exactitud. Es preciso introducir el concepto de probabilidad de encontrar al electrón en una zona determinada del espacio. Por ello, este modelo supone al electrón como una nube difusa de carga distribuida alrededor del núcleo, de manera que la densidad de dicha nube será mayor en las zonas donde haya mayor probabilidad de que esté ese electrón.

Hay que tener en cuenta que, el orbital atómico no puede existir si no existe el electrón, ya que el orbital es la función de onda o estado del electrón ligado al núcleo, función que representa el estado (de vibración) del electrón.



Distribución espacial de la densidad electrónica y superficies límite de probabilidad espacial.

Tipos de orbitales

El valor que tome el número cuántico l nos da el tipo de orbital. Así, podemos distinguir:

- Orbitales de tipo **s** serán aquéllos con $l = 0$.
- Orbitales de tipo **p** serán aquéllos con $l = 1$, por lo que existirán tres de ellos, pues m podrá valer $+1, 0, -1$, y se nombrarán según los ejes sobre los que se orientan: p_x, p_y, p_z .

· Orbitales de tipo **d** serán aquéllos con $l = 2$, por lo que existirán cinco de ellos, pues m podrá valer $+2, +1, 0, -1, -2$, nombrándose según los ejes en los que se orientan: $d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$.

- Orbitales de tipo **f** serán aquéllos con $l = 3$, por lo que existirán siete de ellos.

También es posible postular orbitales de tipo **g, h, ...,** pero no los consideraremos aquí, pues los elementos conocidos, en su estado fundamental, no llegan en ningún caso a tener electrones que cumplan dichas condiciones cuánticas.

Forma de los orbitales atómicos

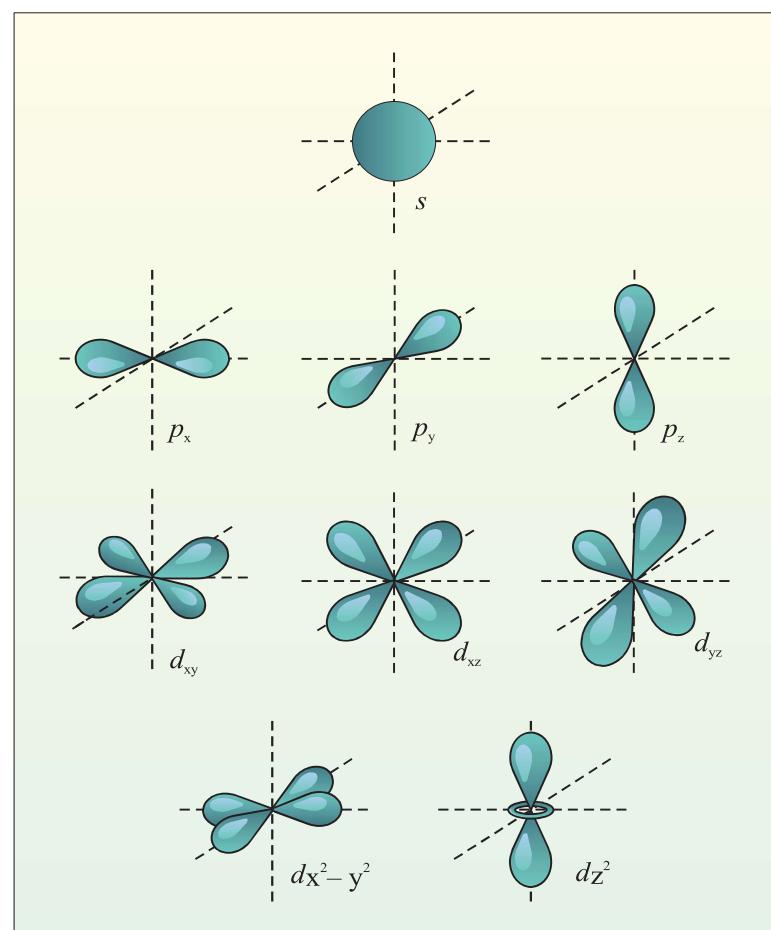
Al estudiar la densidad electrónica que corresponde a cada orbital, relacionada con Ψ^2 , nos podemos preguntar si estos tienen forma y, en caso afirmativo, cuál es. En rigor, **los orbitales no tienen una forma geométrica definida**, ya que carecen de fronteras o límites. Sin embargo, es conveniente representarlos mediante una determinada figura geométrica. Así se puede representar un orbital dibujando las **superficies límite de probabilidad espacial** que englobe aproximadamente el 90 % de la densidad electrónica total en un orbital.

Los orbitales **s** tienen **simetría esférica**, mientras que los **p**, al igual que los **d** y los **f**, constan de **lóbulos** o regiones espaciales de mayor densidad de probabilidad. El centro geométrico de cualquier orbital coincide con la posición del núcleo.

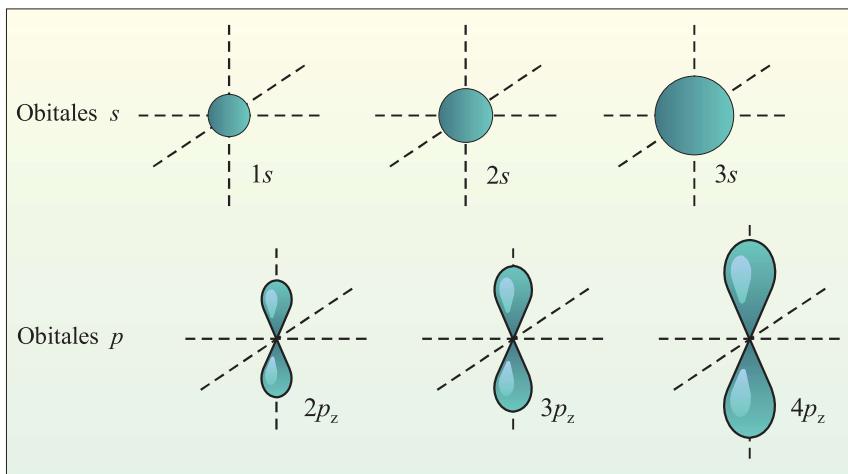
En general, podemos decir que:

1. La **forma de los orbitales** depende del valor del número cuántico secundario, l , tal y como puedes apreciar en la figura.

2. El **tamaño del orbital** es función del valor del número cuántico principal, n , tal y como se ve en la figura de la página siguiente.



Formas de los diferentes tipos de orbitales (superficies límite de probabilidad espacial). En realidad lo que representamos es Ψ^2 .



En otras palabras, un orbital $1s$ tiene la misma forma que un $2s$, pero este último es mayor que el $1s$ y es menor que un orbital $3s$.

Energía de los orbitales atómicos

Cuando se resuelve la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno, se obtiene que todos los orbitales de una misma capa (o nivel energético) tienen idéntico valor de la energía.

La energía de los orbitales viene dada por la fórmula de Bohr:

$$E = -k \frac{1}{n^2}$$

que, como se puede apreciar, solo depende del valor del número cuántico principal, n .

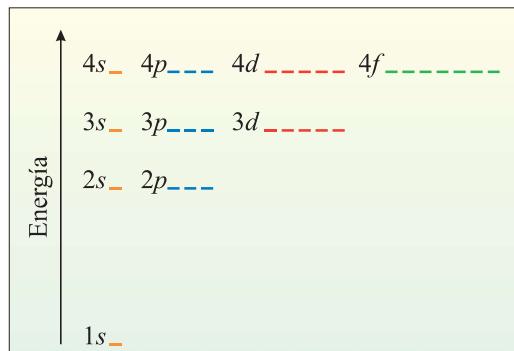
Sin embargo, para los átomos polielectrónicos, el diagrama de energía es más complicado. Entre otros factores, las **repulsiones entre los electrones** que corresponden a los distintos orbitales atómicos originan una **inestabilidad adicional**. Esto se traduce en un **incremento en el contenido energético de los orbitales según aumenta el número cuántico l** .

Por tanto, en los átomos polielectrónicos hay que introducir un factor adicional, de ahí que la **energía dependa de los valores de n y de l** .

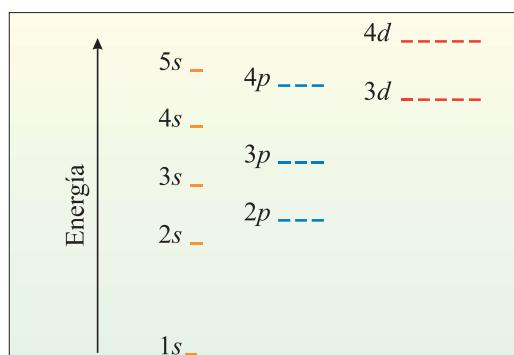
Sin embargo, pueden existir orbitales con el mismo valor de n y de l , con lo que su contenido energético será el mismo. Es el caso, por ejemplo, de los tres orbitales p o los cinco orbitales d de un mismo subnivel energético (o subcapa electrónica). A estos orbitales con igual energía se les denomina **orbitales degenerados**.

Esta degeneración, es decir, esta **igualdad energética**, se rompe en presencia de un campo magnético externo, ya que la distinta orientación espacial de los orbitales p (*o* los d) hace que sus interacciones con el campo magnético y, por tanto, sus contenidos energéticos, se hagan diferentes. Éste es el llamado **efecto Zeeman**, que origina la presencia de nuevos niveles de energía y, por tanto, la aparición de líneas adicionales en el espectro atómico, pues aumenta el número de tránsitos electrónicos posibles.

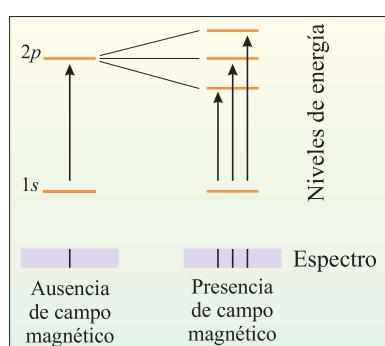
Y ahora, conocidos los orbitales que puede tener un átomo y cómo se ordenan según su energía, podemos ya iniciar el proceso de colocar en dichos orbitales los electrones. Así, se obtiene lo que se denomina una **configuración electrónica**, responsable de las propiedades de un elemento químico dado.



Niveles de energía de los orbitales del átomo de hidrógeno



Niveles de energía de los orbitales para átomos polielectrónicos



Efecto Zeeman para un espectro atómico de absorción.

A.10.- Indica los números cuánticos de los siguientes orbitales y ordénalos en forma creciente de energías: $4s$, $3d$, $5s$, $4p$.

A.11.- Dados los números cuánticos de los siguientes orbitales, identifícalos y ordénalos en forma creciente de energías: $(3, 2, -1)$; $(4, 1, 0)$; $(3, 1, -1)$ y $(4, 0, 0)$.

De forma general podemos decir que:

1. La energía de los orbitales atómicos y, por tanto, su inestabilidad, aumenta a medida que lo hace el valor de $n + l$.

2. Cuando para dos orbitales la suma $n + l$ es la misma, tiene mayor energía aquel con un valor más alto de n .

5.3 Configuración electrónica

Una configuración electrónica no es más que una distribución de los electrones que tiene un átomo o un ion, en sus respectivos orbitales. Cuando ésta es la de **mínima energía**, se obtiene la que se denomina configuración electrónica del **estado fundamental**. Si algún electrón está en un nivel energético superior, tendríamos la configuración electrónica de un estado excitado.

Dentro de la configuración electrónica, es de extraordinaria importancia la que se refiere al nivel energético más externo ocupado de un elemento, que se denomina **configuración electrónica de la capa de valencia**. Como veremos más adelante, ella es la responsable de las propiedades químicas de ese elemento.

Principio de exclusión de Pauli

A partir de observaciones experimentales, el físico austriaco W. Pauli estableció una ley fundamental de la mecánica cuántica: el **principio de exclusión de Pauli**.

En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales.

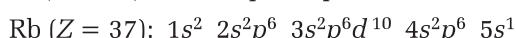
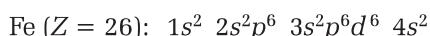
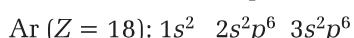
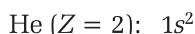
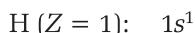
Las consecuencias inmediatas son que:

1. **Cada orbital** sólo puede albergar un **máximo de dos electrones**.

2. Estos dos electrones han de tener **espines contrarios**; es decir, sus respectivos campos magnéticos son opuestos. Se dice que los espines están **apareados**.

Ahora, teniendo en cuenta el orden creciente de energía de los orbitales que hemos visto (usaremos el **diagrama de ocupación de los orbitales** que nos da el orden de llenado) y sabiendo el número de electrones disponibles, que para un átomo neutro coincide con el valor del número atómico, Z , podemos escribir cualquier configuración electrónica.

Para ello, la notación usualmente empleada comienza con un número entero, que nos indica el nivel energético (valor de n), seguida de una letra (s , p , d , etc.), que muestra el subnivel (o subcapa) que ocupa el electrón. Por último, un número, que va como superíndice de la citada letra, indica el número de electrones incluidos en dicho subnivel.



Al ir pasando de un elemento al siguiente en el Sistema Periódico, además de añadir un protón (y uno o más neutrones al núcleo), se gana un nuevo electrón, que irá ocupando sucesivamente los orbitales en un orden específico, el de mínima energía.

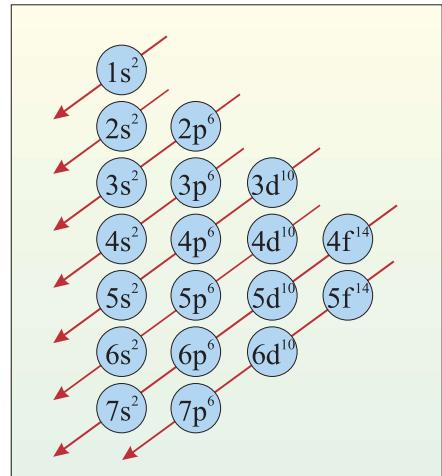


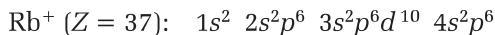
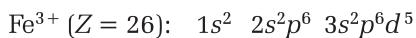
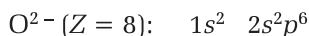
Diagrama del orden de ocupación de los orbitales en átomos polielectrónicos

El Principio de exclusión de Pauli fija, además, el **número máximo de electrones** que puede existir en un determinado nivel energético o capa electrónica, ya que si un nivel dado puede albergar n^2 orbitales, y cada orbital, 2 electrones, sólo puede haber $2n^2$ electrones por nivel.

Así, por ejemplo, la configuración electrónica del nitrógeno, N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 p^3$, se obtiene añadiendo un electrón, que se denomina **electrón diferenciador**, a la configuración electrónica del elemento químico anterior, el carbono: C ($Z = 6$): $1s^2 2s^2 p^2$.

Es muy frecuente que, en elementos con un valor de Z elevado, se utilice la **notación simplificada**, llamada así porque va referida al gas noble que le precede en el Sistema Periódico, que se simboliza entre corchetes, añadiendo los electrones correspondientes. Por ejemplo, para el rubidio sería: Rb ($Z = 37$): [Kr] $5s^1$, ya que el gas noble anterior es el criptón, cuyo valor del número atómico es 36.

En el caso de un ion, se deberá sumar o restar tantos electrones como indique la carga de dicho ion; sumar en el caso de un anión (ion negativo) y restar en el de un cation (ion positivo). Veamos como ejemplos tres especies iónicas, O²⁻, Fe³⁺ y Rb⁺, de cuyos átomos neutros acabamos de escribir sus configuraciones electrónicas.



Y ahora observemos que:

- El ion O²⁻ al ser un anión con dos cargas negativas, ha ganado 2e⁻ respecto al O, por lo que su configuración electrónica ha de alojar 10 electrones.

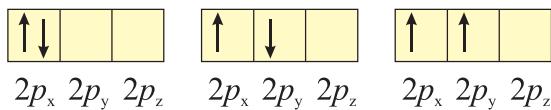
- En el caso de los iones positivos Fe³⁺ y Rb⁺, los electrones sobrantes, tres para el hierro, al tener tres cargas positivas, y uno para el rubidio, una carga positiva, deben eliminarse **después de escribir la configuración electrónica del átomo neutro**. Así, se visualizan cuáles son **los electrones más externos**, que son los que deben desecharse.

Los iones positivos pierden electrones de la capa más externa, que puede coincidir o no, con el electrón diferenciador o los últimos que se hayan colocado.

A.12.- Un elemento tiene de número atómico 20. Indica los números cuánticos de su electrón diferenciador.

Principio de máxima multiplicidad de Hund

La configuración electrónica del carbono ($Z = 6$) es $1s^2 2s^2 p^2$. Podemos escribir esta configuración o parte de ella, utilizando celdas que nos informan sobre la estructura orbital. Las siguientes figuras son diferentes formas de cómo distribuir los últimos dos electrones en los tres orbitales p :

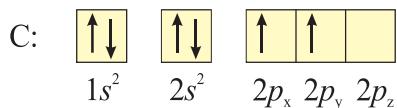


Los orbitales los hemos representado con celdas y los electrones por flechas con el mismo sentido cuando los espines tienen el mismo valor (se dice que son paralelos) y con sentido contrario, si los espines tienen diferente valor (son antiparalelos).

Las tres configuraciones cumplen el principio de exclusión de Pauli; sin embargo, los hechos experimentales muestran que una de ellas es más estable. La duda queda resuelta por el **principio de máxima multiplicidad de Hund**, que establece que:

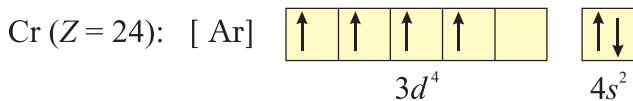
Cuando en un subnivel energético existen varios orbitales posibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos, y, además, con espines paralelos.

Por tanto, según este principio, la tercera configuración sería la que tendría el átomo de carbono en su estado fundamental (con los espines electrónicos paralelos).

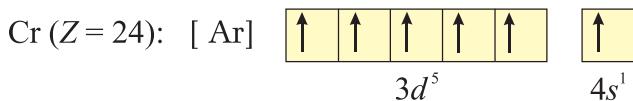


Estabilidad adicional de un subnivel semilleno o lleno

Algunos elementos de transición y de transición interna presentan configuraciones electrónicas diferentes a lo esperado según las reglas que has visto. Es el caso del cromo, $Z = 24$, cuya configuración electrónica en notación orbital, debería ser:



Sin embargo, experimentalmente se observa que, cuando un átomo tiene un subnivel energético (o subcapa) semilleno, se **estabiliza**, por lo que tenderá a alcanzar dicha configuración. Y, ahora, puesto que los subniveles $4s$ y $3d$ están muy próximos, es posible el tránsito de un electrón $4s$ a un orbital $3d$ que está vacío. Por tanto, su verdadera configuración es:



También se obtiene una estabilidad adicional cuando un elemento llena un subnivel energético, por ejemplo, el d (véase ejemplo).

La estabilidad adicional que confiere un subnivel semilleno está relacionada con el principio de Hund, que favorece la presencia del mayor número posible de electrones con espines desapareados, lo que facilitará que se puedan formar más enlaces.

EJEMPLO 6

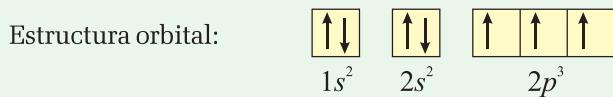
Escribe la configuración electrónica en su estado fundamental del nitrógeno y del cinc. Escribe también estas configuraciones de forma simplificada y la estructura orbital para el N.

Dados los números atómicos del N y del Zn, y teniendo en cuenta el diagrama de ocupación de los orbitales, será:

N ($Z = 7$):

Notación normal: $1s^2 \quad 2s^2 p^3$

Notación simplificada: [He] $2s^2 p^3$



Zn ($Z = 30$):

Notación normal: $1s^2 \quad 2s^2 p^6 \quad 3s^2 p^6 d^{10} \quad 4s^2$

Notación simplificada: [Ar] $3d^{10} \quad 4s^2$

A.13.- Escribe la configuración electrónica en su estado fundamental de los átomos e iones: Ca ($Z = 20$), Br ($Z = 35$), Cu^{2+} ($Z = 29$), Fe^{2+} ($Z = 26$) y P^{3-} ($Z = 15$).

A.14.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^2 2s^2$; $1s^2 2s^2 2p^6$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; indica: ¿a qué átomos neutros corresponden?, ¿a qué iones monopositivos?, ¿a qué iones mononegativos?

A.15*.- a) Nombra los números cuánticos necesarios para caracterizar los electrones en los átomos. Indica su significado y posibles valores.

b) Contesta a las siguientes cuestiones relativas a un elemento con $Z = 7$ y $A = 14$:

1. Número de protones, neutrones y electrones.

2. Configuración electrónica y número de electrones desapareados en su estado fundamental.

3. Número máximo de electrones para los que: $m = 0$; $n = 2$; $l = 1$.

A.16*.- Razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) En un átomo, el número máximo de electrones con el número cuántico $n = 3$ es 6.

b) En un orbital $2p$ sólo puede haber 2 electrones.

c) Si en los orbitales $3d$ se colocan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

A.17*.- 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) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$.

A.18*.- a) Escribe las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al ($Z = 13$), Na^+ ($Z = 11$), O^{2-} ($Z = 8$).

b) ¿Cuáles son isoelectrónicos?

c) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

6

LA TABLA PERIÓDICA

Cuando en el siglo XIX el número de elementos conocidos fue haciéndose cada vez mayor, y sus propiedades mejor conocidas, surgió la necesidad de relacionarlos y agruparlos sistemáticamente.

A primera vista, la tarea parecía ingente, debido a la enorme variedad de datos. Sin embargo, existían algunos indicios de regularidades.

A mediados del siglo XIX, el número de elementos conocidos era tal que los químicos de la época se plantearon la necesidad de clasificarlos de alguna forma para, así, facilitar su estudio y comprender mejor sus propiedades.

En 1829, **Döbereiner** hizo la primera clasificación de los elementos químicos conocidos; los agrupó por **triadas**, es decir, conjuntos de tres elementos con propiedades muy semejantes. El hecho principal observado es que el elemento central tiene de peso atómico, aproximadamente, la media aritmética de los pesos atómicos de los otros dos elementos, lo que sugiere cierta relación entre los elementos de un mismo grupo.

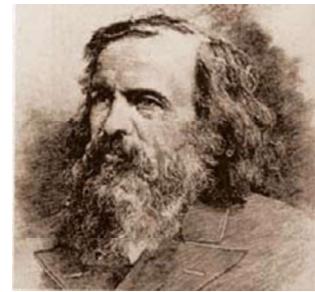
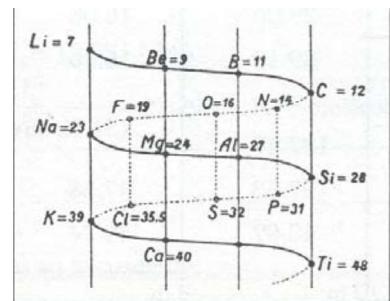
En 1862, **Chancourtois**, geólogo francés, propuso su caracol telúrico en el que colocaba los elementos por orden creciente de masas atómicas en una hélice sobre un cilindro vertical cuyos puntos diferían en 16 unidades de masa atómica. Así, los elementos con propiedades parecidas ocupaban la misma generatriz y se observaba una cierta periodicidad en sus propiedades.

Algo más tarde, en 1864, un químico inglés, **Newlands**, ordenó los elementos en orden creciente de masas atómicas, y observó que el octavo elemento a partir de uno cualquiera podía considerarse como una repetición del primero de manera análoga a las notas en la escala musical.

Es de destacar que en aquella época se hablaba de peso atómico y no de masa atómica, magnitudes que, como sabemos, son proporcionales mediante la aceleración de la gravedad, g .

Si bien las ideas de Newlands no se podían generalizar a todos los elementos conocidos, permitieron, sin embargo, comenzar a establecer **grupos de elementos y periodicidad de propiedades**.

Tríada	Tríada	Tríada
Li (7)	Ca (40)	Cl (36)
Na (23)	Sr (88)	Br (80)
K (39)	Ba (137)	I (127)



Dimitri Mendeleiev (1834-1907)

6.1 Tabla periódica de Mendeleiev

En 1869 el ruso **Mendeleiev** y el alemán **Meyer**, de forma independiente, y tomando como punto de partida los estudios de Döbereiner, Chancourtois y Newlands, establecieron una clasificación periódica de los elementos basándose en:

1. Colocar los elementos por **orden creciente de sus masas atómicas**.

2. Agrupar los elementos en **función de sus propiedades** físicas (Meyer) o químicas (Mendeleiev).

En su obra fundamental, *Principios de Química*, Mendeleiev expone que si se disponen los elementos conforme a sus pesos atómicos crecientes, obtendremos una periodicidad en las propiedades de éstos. Ésta es su ley periódica:

	Grupos							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca	□	Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni
5	Cu	Zn	□	□	As	Se	Br	
6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	□	Ru, Rh, Pd
7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Cs	Ba	?Di	?Ce	-	-	-	-,-,-
9	-	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	?Er	?La	Ta	W	-	Os, Ir, Pt
11	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	-	-	
12	-	-	-	Th		U		

Tabla periódica propuesta por Mendeleiev

Las propiedades de las sustancias simples son una función periódica del valor de la masa atómica.

La Tabla Periódica de Mendeleiev, publicada en 1871, incluye los elementos conocidos hasta entonces.

Tuvo el mérito de dejar **espacios libres** para las sustancias simples que, aunque en aquel momento no se conocían, serían descubiertas posteriormente; e incluso, predijo sus propiedades y las de algunos de sus compuestos. Así, por ejemplo, se observa cómo en la fila 4 del grupo III hay un espacio en blanco, justo debajo del aluminio.

A este sustancia simple, aún por descubrir, la denominó *eka-aluminio*. Así, *eka-aluminio*, significaría «la primera debajo del aluminio». Unos años más tarde, en 1875, se descubrió: el galio.

Méritos de la tabla periódica de Mendeleiev

Las ventajas de la tabla periódica eran muy grandes pues, además del gran avance que suponía disponer de una clasificación lógica de todos los elementos conocidos, establecía la ley periódica, sin duda una gran aportación para la ciencia, ya que:

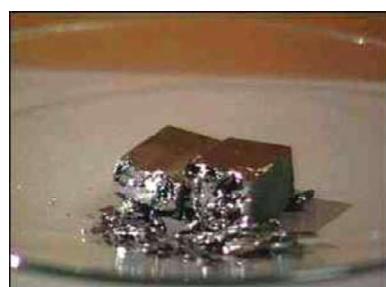
a) Proporcionaba un **criterio para ordenar los elementos**, que para Mendeleiev era de tal fiabilidad que incluso alteró el orden que correspondía a algunos según sus masas atómicas con tal de conseguir que en un mismo grupo estuviesen elementos con propiedades químicas parecidas (caso del yodo y el teluro). Con esto se rompía también con la antigua idea de que la masa era decisiva para diferenciar unos átomos de otros.

b) Permitió **predecir la existencia de sustancias simples** hasta entonces desconocidas y hacer una estimación de cuáles podrían ser sus propiedades. Se predijo la existencia del galio (Ga), al que se le llamó *eka-aluminio* que significa el primero por debajo del aluminio. El galio fue descubierto en 1875, y sus propiedades coincidieron con las previstas. En ciencia, el hecho de que con una teoría se hagan predicciones que luego resultan ciertas constituye un éxito indudable, por lo que esos descubrimientos, junto con el del germanio y el escandio (a los que se había llamado *eka-silicio* y *eka-boro*) supusieron un gran respaldo para los trabajos de Mendeleiev y Meyer.

c) La **ley periódica**, con esa variación progresiva de las propiedades a lo largo de un período y el cambio brusco de las mismas al pasar al período siguiente, con la semejanza en las propiedades de elementos situados en el mismo grupo, etc., nos hace pensar en la complejidad de los átomos y en que hay «algo en su interior» que añadido a un átomo de un elemento puede suponer una variación en sus propiedades.



Galio



Germanio

	Ekasilicio	Germanio
Masa atómica	72	72,3
Densidad	5,5	5,47
Volumen atómico	13	13,2
Calor específico	0,073	0,076
Fórmula del óxido	EsO ₂	GeO ₂

Valores predichos por Mendeleiev y valores medidos para algunas propiedades del germanio.

Insuficiencias de la tabla periódica de Mendeleiev

Las primeras versiones de la tabla periódica presentaban ciertas insuficiencias, de las que incluso algunas persisten en las versiones más actuales.

* Aunque inicialmente el criterio para ordenar los elementos fue el orden creciente de sus masas atómicas, había casos, como el del yodo y el teluro, en que se alteraba el orden para que se mantuviesen en el grupo de los elementos con propiedades más parecidas a ellos.

* Había ciertos saltos en las propiedades que decidieron a Mendeleiev a dejar huecos que se suponía que correspondían a algún elemento no conocido entonces.

* La colocación del hidrógeno no estaba clara pues podía ponerse tanto en el grupo del sodio como en el del flúor, si bien sus propiedades no son parecidas a los otros elementos de esos grupos.

* La colocación de algunos elementos conocidos como «tierras raras» queda fuera del esquema general de la tabla periódica.

* Los gases nobles, caracterizados por su escasa capacidad para reaccionar con otros elementos, se colocan entre dos grupos, los halógenos y los alcalinos, que incluyen a los elementos más reactivos de la tabla periódica.

Los gases nobles no estaban en la primera versión de la tabla periódica ya que se identificaron entre 1892 y 1900. Como no se podían colocar en ninguno de los grupos establecidos hasta entonces, se llegó a la conclusión de que eran los constituyentes de un nuevo grupo completo.

6.2 Ley de Moseley

Hoy sabemos que algunos de los defectos inherentes a la Tabla de Mendeleiev derivan del hecho de que la periodicidad de las propiedades químicas de los elementos son función del **número atómico**, y no de la masa atómica (o peso atómico) como en aquella época se creía.

En 1913, un joven físico inglés, **H. G. Moseley**, dio un paso fundamental en el desarrollo del Sistema Periódico, indicó que el número atómico, Z , era una propiedad esencial de cada elemento, que identificó, correctamente, con la carga positiva del núcleo.

En la actualidad sabemos que el número atómico coincide con el número de protones contenidos en el núcleo.

Este hallazgo permitió a los químicos de aquella época asignar lugares definitivos en la Tabla Periódica a los elementos entonces conocidos y, además, dejar huecos, que corresponderían a los elementos que aún no habían sido descubiertos.

7

DESCRIPCIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL

El actual Sistema Periódico está basado en la Tabla que propuso Mendeleiev con las correcciones inherentes a la ley de Moseley que acabamos de ver, es decir, utiliza como **criterio de ordenación, el número atómico**. Ésta es la idea clave, ya que nos permite disponer de una **ley periódica**:

Si se colocan los elementos según aumenta su número atómico, se observa una variación periódica de sus propiedades.

Pasamos ahora a describir el actual Sistema Periódico, denominado por Werner sistema periódico largo. Consta de dieciocho filas verticales, llamadas **grupos** o familias, y siete filas horizontales, denominadas **períodos**.

Grupos

El Sistema Periódico consta de 18 filas verticales, o grupos, que se designan con números correlativos del 1 al 18. Esta notación no es universal, empleándose en algunos países de Europa y América un criterio diferente, que consiste en considerar que existen 16 familias de elementos divididas en dos grandes series, tituladas con las letras A y B.

Para unificar criterios, la IUPAC (siglas inglesas que significan Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda enumerar los grupos del 1

1 (IA)	Alcalinos
2 (IIA)	Alcalinotérreos
13 (IIIA)	Térreos
14 (IVA)	Carbonoideos o familia del carbono
15 (VA)	Nitrogenoideos o familia del nitrógeno
16 (VIA)	Anfígenos
17 (VIIA)	Halógenos
18 (VIIIA)	Gases nobles

al 18. Una característica muy importante es que:

Todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración de la capa electrónica más externa (capa de valencia). Estos electrones se denominan electrones de valencia, y son los responsables de sus propiedades químicas y del tipo de enlace que van a presentar.

Períodos

Los elementos situados en una misma fila horizontal forman un período. Las propiedades de los elementos situados en un período varían gradualmente.

Los períodos son siete filas horizontales, en ellos podemos distinguir:

1. Períodos cortos. Son los períodos 1°, 2° y 3°, ya que constan, respectivamente, de 2, 8 y 8 elementos cada uno.

2. Períodos medios, como el 4° y 5°, con 18 elementos cada uno.

3. Períodos largos. Así se denominan los períodos 6° y 7°, cada uno de los cuales contiene 32 elementos. Para evitar una excesiva longitud del Sistema Periódico, los catorce elementos que siguen al lantano ($Z = 57$) y al actinio ($Z = 89$) se colocan en dos filas separadas debajo de la tabla, constituyendo los grupos denominados, respectivamente, **lantánidos** y **actínidos**.

Los átomos de elementos situados en un mismo período tienen ocupados el mismo número de niveles energéticos.

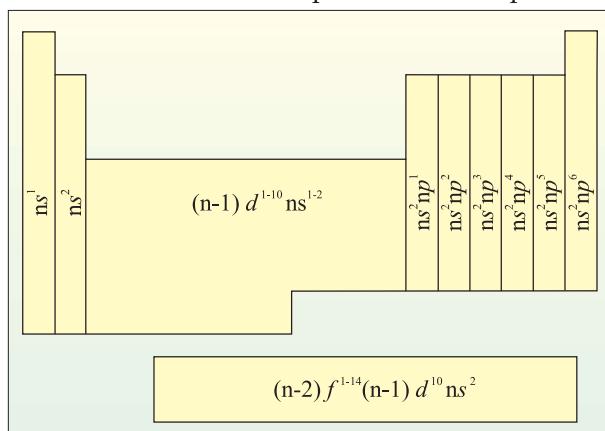
7.1 Justificación del Sistema Periódico

A efectos de configuraciones electrónicas la Tabla Periódica, se puede dividir en cuatro zonas denominadas bloques *s*, *p*, *d* y *f*, porque en ellas se va colocando el electrón diferenciador. Por tanto, una vez situado un elemento dado en la Tabla Periódica, se puede obtener su configuración electrónica rápidamente.

En la página siguiente se muestra el Sistema Periódico actual con todos los elementos conocidos, que podemos clasificar en:

1. Metales y no metales. Los primeros se sitúan en la parte **izquierda** de la tabla, mientras que los segundos lo hacen en la parte **derecha**. Entre medias de ambos tipos se sitúan los **semimetales**, con propiedades intermedias. Una excepción es el hidrógeno, que, pese a su colocación, no es un elemento metálico.

2. Elementos representativos. También se les conoce como elementos de los grupos principales, y son los que están marcados con la letra A. Se caracterizan porque van completando los subniveles *s* y *p* de la última capa. Para estos elementos, el número de electrones de la última capa coincide siempre con el número del



Distribución electrónica en los últimos niveles de los grupos de la Tabla periódica

GRUPO VIA ó 16

O	[He] 2s ² p ⁴
S	[Ne] 3s ² p ⁴
Se	[Ar] 4s ² p ⁴
Te	[Kr] 5s ² p ⁴
Po	[Xe] 6s ² p ⁴

Estructura electrónica de los elementos del grupo 16

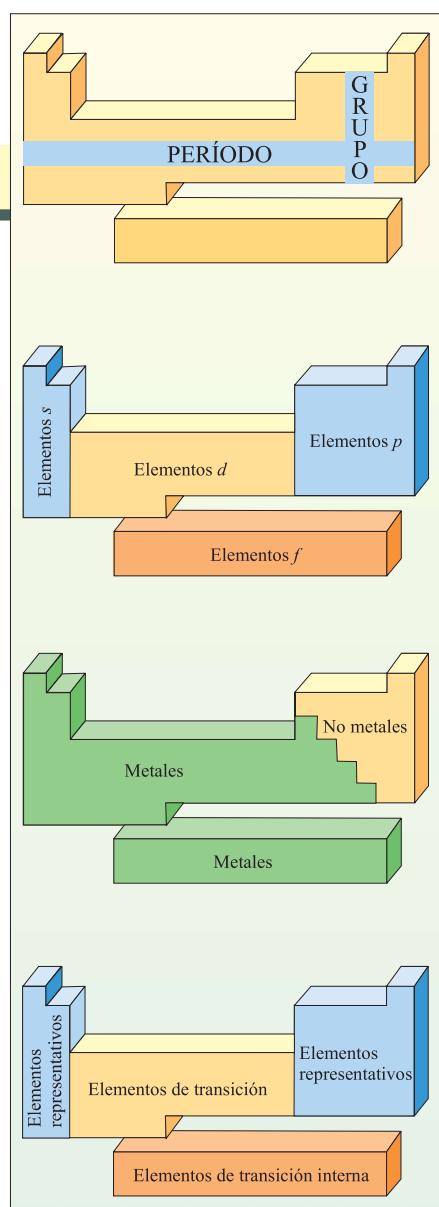


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupo \ Período	Metalos ligeros	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	1,008 Hidrógeno $1s^1$																		
1	1 H	1,012 IIA	9,012 Be	4 Berilio (He)2s ²	3 Li	6,339 Litio (He)2s ¹	2 B												
2																			
3																			
4																			
5																			
6																			
7																			
8																			
9																			
10																			
11																			
12																			
13																			
14																			
15																			
16																			
17																			
18																			

Número atómico	Nombre	Configuración electrónica	Elementos de transición										No metales				
			IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	IB	IB	IIIB	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIA	He	Ne
5	B	Carbón (He)2s ² p ³						5	3	6	-4,4	7	-3,5,4,2	8	-2	9	-1
6	C	Nitrogeno (He)2s ² p ³						5	3	6	-4,4	7	-3,5,4,2	8	-2	9	-1
7	Si	Silicio (Ne)3s ² 3p ²						13	3	14	4	15	-3,3,5,4	16	-2,2,4,6	17	-1,1,3,5,7
8	P	Fósforo (Ne)3s ² 3p ³						13	3	14	4	15	-3,3,5,4	16	-2,2,4,6	17	-1,1,3,5,7
9	As	Germánio (Ar)3d ¹⁰ 4s ²						31	3	32	4	33	-3,3,5	34	-2,4,6	35	-1,1,5
10	Ge	Gálio (Ar)3d ¹⁰ 4s ²						31	3	32	4	33	-3,3,5	34	-2,4,6	35	-1,1,5
11	Zn	Cobre (Ar)3d ¹⁰ 4s ¹						30	2,1	30	29	29	28	28	27,922	78,96	33,80
12	Cu	Níquel (Ar)3d ¹⁰ 4s ¹						29	2	29	29	29	28	28	27,922	78,96	33,80
13	Tc	Molibdeno (Kr)4d ⁵ 5s ¹						101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82	118,69	121,75	127,60	126,904
14	Ru	Ródio (Kr)4d ⁷ 5s ¹						44	45	46	47	48	49	50	4,2	51	3,3,5
15	Pd	Paladio (Kr)4d ⁸ 5s ¹						102,905	106,24	106,24	107,870	112,40	114,82	118,69	121,75	127,60	126,904
16	Ag	Plata (Kr)4d ⁹ 5s ¹						106,24	106,24	106,24	107,870	112,40	114,82	118,69	121,75	127,60	126,904
17	Cd	Cadmio (Kr)4d ¹⁰ 5s ²						106,24	106,24	106,24	107,870	112,40	114,82	118,69	121,75	127,60	126,904
18	In	Rutenio (Kr)4d ⁵ 5s ¹						101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82	118,69	121,75	127,60	126,904
19	Sc	Titánio (Ar)3d ¹ 4s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
20	Ti	Titanio (Ar)3d ² 4s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
21	Cr	Crómio (Ar)3d ⁵ 4s ¹						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
22	Mn	Manganeso (Ar)3d ⁵ 4s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
23	Fe	Hierro (Ar)3d ⁶ 4s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
24	Co	Cobalto (Ar)3d ⁷ 4s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
25	Ni	Níquel (Ar)3d ⁸ 4s ¹						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
26	Mo	Molibdeno (Kr)4d ⁵ 5s ¹						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
27	Zr	Tecnetio (Kr)4d ⁵ 5s ¹						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
28	Hf	Hafnio (Xe)5d ⁶ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
29	Ta	Tántalo (Xe)5d ⁵ 6s ³						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
30	W	Volframio (Xe)5d ⁴ 6s ³						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
31	Re	Rhenio (Xe)5d ³ 6s ³						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
32	Os	Osmio (Xe)5d ² 6s ³						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
33	Ru	Dúrbulo (Rn)5f ¹ 6d ⁷ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
34	Dy	Iridio (Rn)5f ² 6d ⁶ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
35	Tm	Terbio (Rn)5f ³ 6d ⁵ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
36	Yb	Disprosio (Rn)5f ⁴ 6d ⁴ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
37	Lu	Holmio (Rn)5f ⁵ 6d ³ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
38	Ce	Praseodimio (Xe)4f ⁹ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
39	Th	Torio (Rn)6d ⁷ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
40	Pa	Protactinio (Rn)5f ⁶ 6d ⁷ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
41	U	Uranio (Rn)5f ⁶ 6d ⁷ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
42	Am	Actinio (Rn)5f ⁶ 6d ⁷ s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
43	Pm	Prometrio (Xe)4f ⁶ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
44	Sm	Samario (Xe)4f ⁵ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
45	Eu	Europio (Xe)4f ⁶ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
46	Gd	Gadolino (Xe)4f ⁷ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
47	Tb	Terbio (Xe)4f ⁸ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
48	Dy	Disprosio (Xe)4f ⁹ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
49	Ho	Holmio (Xe)4f ¹⁰ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82
50	Er	Erbio (Xe)4f ¹¹ 6s ²						91,22	92,906	95,94	98	101,07	102,905	106,24	107,870	112,40	114,82

grupo, en caracteres romanos, al que pertenece.

3. Elementos de transición. Son los que van situados en el centro de la tabla, es decir, los grupos señalados con la letra B, o, siguiendo las indicaciones de la IUPAC, los grupos del 3 al 12. Se caracterizan porque van completando el subnivel *d*, situado en la penúltima capa.

4. Elementos de transición interna. Son los lantánidos y los actínidos. Se suelen colocar debajo del resto para no alargar demasiado la tabla. Estos elementos van rellenando el subnivel *f* situado en la antepenúltima capa. Así, los lantánidos, situados en el 6º período, completan el subnivel 4f y los actínidos, colocados en el 7º, el 5f.

EJEMPLO 7

Dadas las configuraciones electrónicas siguientes:

Elemento A: $1s^2 2s^2 2p^5$

Elemento B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Elemento C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

Indica el grupo y período de cada elemento e identifícalo.

El elemento A tiene estructura de última capa de tipo $s^2 p^5$ por lo que pertenece al grupo 17, el de los halógenos; por el número 2 de dicha capa su período será el segundo; y al tener 9 electrones significa que su número atómico es también 9, lo que lo identifica como el flúor.

El elemento B tiene estructura de última capa de tipo s^2 , por lo que pertenece al grupo 2, el de los alcalinotérreos; por el número 3 de dicha capa su período será el tercero; y al tener 12 electrones significa que su número atómico es también 12, lo que lo identifica como el magnesio.

El elemento C tiene en la penúltima capa orbitales *d* incompletos por lo que pertenece al grupo de metales de transición, y por tener 8 electrones en dicho orbital y 2 electrones en el 4s, estará incluido en el llamado grupo 10; el número 4 de su última capa nos indica que su período será el cuarto; y al tener 28 electrones significa que su número atómico es también 28, lo que lo identifica como el níquel.

A.19.- Dadas las configuraciones electrónicas siguientes:

A: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$; B: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^4 6s^2$;

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Indica el grupo y período de cada elemento e identifícalo.

A.20*.- Dado el elemento de $Z = 17$:

a) Escribe su configuración electrónica.

b) Indica a qué grupo y período pertenece.

c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

A.21*.- Los átomos de un elemento del 5º período del Sistema Periódico: ¿tienen orbitales «*f*»?, ¿tienen electrones en esos orbitales?

Razona las respuestas.

8

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Las propiedades físicas y químicas de los elementos se van repitiendo a lo largo del Sistema Periódico. Esto no es más que la consecuencia de que muchas de estas

propiedades dependen de la configuración de la capa de valencia, y ésta es análoga para los elementos de un mismo grupo.

A continuación, describimos cuatro de estas propiedades y cómo varían, de forma general, en el Sistema Periódico. Para sistematizar su estudio y, por tanto, hacerlo más sencillo, podemos considerar que, en una primera aproximación, los electrones externos están atraídos por el núcleo por fuerzas electrostáticas regidas por la ley de Coulomb.

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}$$

Es decir, la intensidad de estas fuerzas depende de la **carga nuclear** (Z) y de la **distancia** a la que se encuentren del núcleo dichos electrones.

8.1 Radios atómico e iónico

El tamaño de los átomos es algo difícil de definir. En el tema anterior, describimos los orbitales atómicos como zonas del espacio donde es probable encontrar al electrón. Esto nos lleva, por tanto, a visualizar la nube electrónica que rodea al átomo como algo indefinido. (Recordemos que el propio principio de incertidumbre impide determinar, simultáneamente, la posición y la velocidad del electrón con total exactitud). Generalmente, se toma el volumen atómico como el que contiene el 90% de la densidad electrónica total alrededor del núcleo.

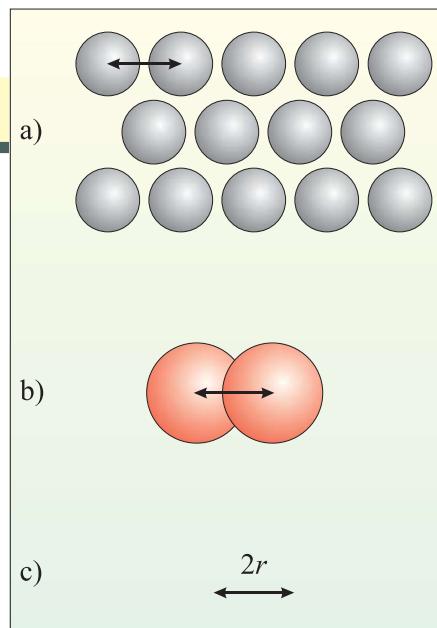
Para medir el tamaño de un átomo se suele usar el **radio atómico**, que se suele definir como:

La mitad de la distancia entre los dos núcleos de dos átomos adyacentes en un sólido metálico, o bien, en el caso de sustancias covalentes, a partir de la distancia entre los núcleos de los átomos idénticos de una molécula.

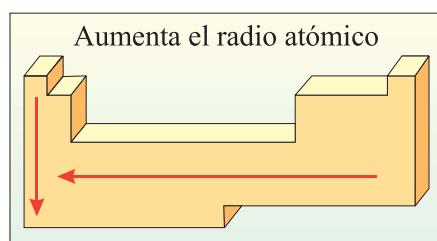
Se debe tener en cuenta que los radios atómicos están determinados en gran medida por la fuerza de atracción entre los electrones del nivel externo y el núcleo. Dentro del Sistema Periódico se observan las siguientes tendencias:

1. En un mismo grupo o familia, el radio aumenta hacia abajo. Esto es debido a que, al pasar de un elemento del grupo al siguiente, aumenta el número de capas electrónicas.

2. En un mismo período, el radio aumenta hacia la izquierda. Ahora, el número de capas de electrones es el mismo, pero al desplazarnos hacia la izquierda disminuye el número atómico, Z , es decir, el número de cargas positivas del núcleo. Esto se traduce en una menor atracción sobre la envoltura electrónica, con el consiguiente aumento del tamaño.



Determinación de radios atómicos en sustancias metálicas (a) y en sustancias covalentes (b). Distancia medida (c)



El radio atómico es una propiedad periódica

Grupo IA	Grupo IIA	Grupo IIIA	Grupo IVA	Grupo VA	Grupo VIA	Grupo VIIA	Grupo VIIIA
Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón
Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón

Radios atómicos de los elementos del 2º y 3º períodos

A.22.- Consultando la tabla periódica, ordena las siguientes series de elementos en orden creciente de su radio atómico:

- a) P, Si, N.
- b) C, Li, Be.

En el caso de los **radios iónicos**, es decir, del radio del ion que puede formar un elemento dado, conviene señalar que:

1. El radio de un ion positivo, catión, es menor que el de su elemento. Al ser menor el número de electrones, la carga nuclear efectiva es mayor, con la consiguiente contracción del ion.

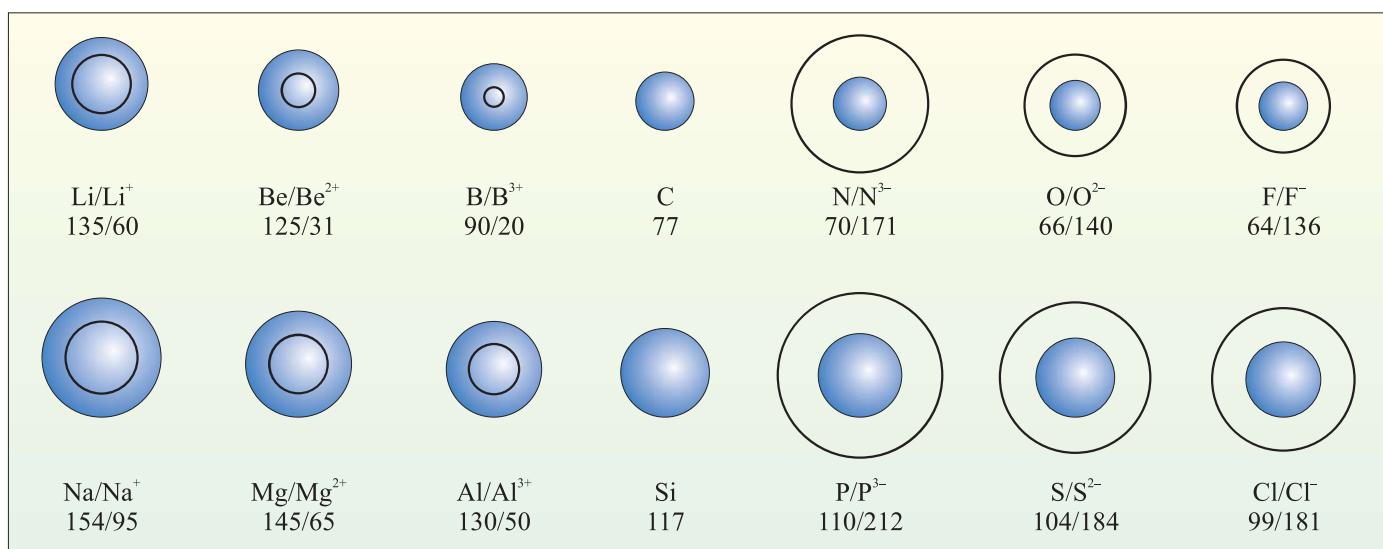
2. El radio de un ion negativo, anión, es mayor que el de su elemento. Ahora, al aumentar el número de electrones, se produce una mayor repulsión entre estos, con la consiguiente expansión de la nube electrónica.

3. Se puede observar que existen tendencias paralelas entre el radio atómico y el radio iónico. En un **mismo grupo**, tanto los radios atómicos como los iónicos (catiónicos y aniónicos) **aumentan hacia abajo**, ya que, en ese sentido, se va añadiendo una capa electrónica más. Para los iones derivados de elementos de diferentes grupos, la comparación sólo tiene significado si los iones son isoelectrónicos, es decir, si tienen el mismo número de electrones. Dentro de un **mismo período**, los radios catiónicos y aniónicos de iones isoelectrónicos **disminuyen hacia la derecha**, ya que así aumenta Z y el número de electrones es el mismo, por lo que la nube electrónica será atraída con más fuerza.

Carga nuclear efectiva

En el estudio de las propiedades periódicas, es importante tener en cuenta que muchas de las anomalías son debidas a lo que se denomina **efecto de apantallamiento y carga nuclear efectiva**.

Este apantallamiento origina que al electrón más externo le «llegue» menos atracción del núcleo debido al efecto de pantalla que ejercen los electrones más internos. Consecuentemente con este efecto, se habla de carga nuclear efectiva, que sería la carga nuclear real menos el apantallamiento.



Comparación entre los radios atómicos e iónicos (pm) de los elementos del 2º y 3º períodos

A.23.- Indica, razonando la respuesta, para cada uno de los siguientes pares, cuál de las dos especies es mayor:

- a) Li, Li⁺; b) O, O²⁻; c) N³⁻, F⁻; d) Mg²⁺, Ca²⁺; e) Fe²⁺, Fe³⁺

8.2 Energía de ionización

La **energía de ionización** o potencial de ionización, se define como:

Energía mínima necesaria para arrancar un electrón a un átomo neutro aislado, en su estado fundamental.

Al referirnos a un átomo aislado, macroscópicamente indicamos que la sustancia simple correspondiente debe estar en estado gaseoso y formada por moléculas monoatómicas. Normalmente, el valor de la energía de ionización se expresa referida a un mol de átomos y se representa por E_i .

Para un elemento cualquiera (A), el proceso da origen a la formación de un **ión positivo o catión** es:



También existen las energías de ionización sucesivas ($E_i^{2^a}$, $E_i^{3^a}$, ...) que son las necesarias para ir quitando el 2º, 3º y electrones sucesivos del átomo ionizado.

Estas energías son cada vez mayores y en absoluto iguales a la primera, puesto que a medida que desaparecen los electrones hay un exceso de carga positiva del núcleo que atrae con más fuerza a los electrones restantes y, por ello, se precisará más gasto energético para arrancarlos. En caso de que el electrón retirado pertenezca a un nivel inferior, ese gasto energético será mucho más elevado, pues la fuerza de atracción entre el núcleo y el electrón aumenta al disminuir la distancia, según la ley de Coulomb.

Z	Elemento	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta	Quinta	Sexta
1	H	1 312					
2	He	2 373	5 251				
3	Li	520	7 300	11 815			
4	Be	899	1 757	14 850	21 005		
5	B	801	2 430	3 660	25 000	32 820	
6	C	1 086	2 350	4 620	6 220	38 000	47 261
7	N	1 400	2 860	4 580	7 500	9 400	53 000
8	O	1 314	3 390	5 300	7 470	11 000	13 000
9	F	1 680	3 370	6 050	8 400	11 000	15 200
10	Ne	2 080	3 950	6 120	9 370	12 200	15 000

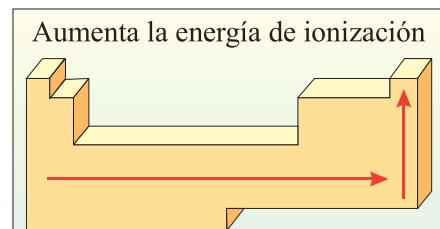
Energías de ionización (kJ/mol) de los 10 primeros elementos

En cuanto a cómo varía esta propiedad en el Sistema Periódico, en general, se observa que:

1. Dentro de un **mismo grupo**, la energía de ionización **aumenta hacia arriba**. Esto es debido a que, al pasar de un elemento al siguiente por encima en ese grupo, consideramos una capa electrónica menos. Ahora, los electrones periféricos estarán más fuertemente atraídos y, por tanto, habrá que comunicar más energía para arrancarlos.

2. En un **mismo período**, en general, la energía de ionización **aumenta hacia la derecha**. Ahora, en ese mismo sentido, también va aumentando la carga nuclear (Z) y disminuye el radio, lo que se traduce en una mayor atracción del núcleo sobre el electrón. Por tanto, será necesaria más energía para arrancarle del átomo.

No obstante, surgen algunas pequeñas **irregularidades** correspondientes a los átomos con subniveles llenos o semillenos, que gozan de mayor estabilidad (por ejemplo, Be: $1s^2 2s^2$ y N: $1s^2 2s^2 p^3$).



A.24.- Indica, razonando la respuesta:

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

A.25*.- a) Escribe las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: Na^+ ($Z=11$) y F^- ($Z=9$).

b) Justifica que el ion Na^+ tiene menor radio que el ion F^- .

c) Justifica que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.

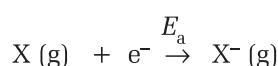
8.3 Afinidad electrónica

La afinidad electrónica o electroafinidad, se define como:

La energía necesaria para que un átomo aislado en su estado fundamental capte un electrón libre.

Se expresa siempre referida a un mol de átomos y se representa por E_a .

Para un elemento cualquiera (X), el proceso da origen a la formación de un **ión negativo o anión**:

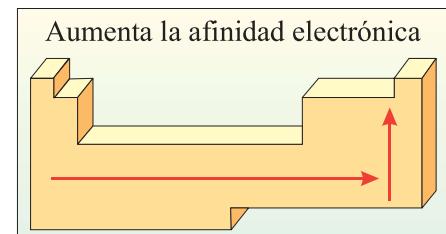


Generalmente, $E_a < 0$, es decir, energía desprendida, lo que significa que el **ión formado es más estable** que el átomo neutro. Las electroafinidades son negativas en todos los grupos excepto en los alcalinotérreos, el grupo 12 y en los gases nobles, pues estos elementos tienen completos sus orbitales y, por tanto, hay que aportar energía para conseguir vencer la repulsión al incorporar un nuevo electrón.

En el Sistema Periódico, la afinidad electrónica varía aproximadamente, en valor absoluto, de la misma forma que la energía de ionización. En un período aumenta hacia la derecha y en un grupo aumenta hacia arriba, puesto que así el núcleo manifiesta con mayor poder su fuerza atractiva.

Elemento	E_a (kJ/mol)
F	-328
Cl	-349
Br	-325
I	-295

Afinidades electrónicas de los halógenos



EJEMPLO 8

Dados las configuraciones electrónicas del estado fundamental de 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: $1s^2 2s^2 2p^4$

Identifica los elementos y razona cuáles de ellos es previsible que presente el mayor y el menor valor de:

- a) La energía de ionización.
b) La afinidad electrónica.
c) El radio atómico.

Los elementos cuya configuración se presenta, son todos ellos elementos representativos del segundo período, excepto el C que pertenece al cuarto. Dados los electrones de su capa de valencia podemos decir que el A es el carbono, el B es el flúor, el D es el oxígeno y el C es un metal alcalino, en concreto, el potasio.

a) Conociendo cómo varía la energía de ionización dentro de un mismo período, nos encontramos que será B (el flúor) el elemento más situado a la derecha y también más arriba en la Tabla periódica. Por tanto, será el elemento que presente mayor valor de la energía de ionización. El potasio (el C) es el que está más a la izquierda y más abajo en la Tabla. Por ello, le corresponderá el valor más bajo. En el caso del flúor, comparado con los otros elementos de su período (carbono y oxígeno), su mayor carga nuclear y menor radio atómico hacen que los electrones de su última capa sufren una atracción mayor desde el núcleo, por lo que se necesita más trabajo para arrancar uno de ellos. En el potasio, con dos capas más que los otros elementos, los electrones están bastante más alejados del núcleo y la fuerza de atracción será menor.

b) La afinidad electrónica y la energía de ionización son propiedades muy relacionadas entre sí. Por ello, la respuesta es la misma del apartado anterior.

c) El potasio, con dos capas electrónicas más que los otros tres elementos, presentará el mayor radio atómico. El flúor tendrá el valor más pequeño de esta magnitud, al tener mayor número atómico, es decir, mayor carga nuclear, y por tanto, mayor atracción sobre la nube electrónica más externa, que causará que ésta se encuentre más cerca del núcleo.

A.26*.- Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 26. Indica:

- a) El grupo y el período al que pertenecen.
- b) ¿Cuáles son metales?
- c) El elemento que tiene mayor afinidad electrónica en valor absoluto.

8.4 Electronegatividad

Esta propiedad periódica nos da una **medida de la tendencia que tiene un elemento a tomar electrones**, y podemos definirla como:

La capacidad que tiene un átomo de un elemento dado a atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos de un enlace covalente.

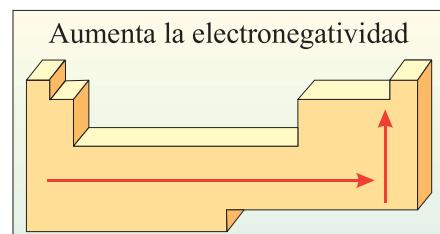
La electronegatividad es una propiedad íntimamente relacionada con dos de las que hemos visto anteriormente. Así, elementos con altos valores de energías de ionización y afinidades electrónicas, tendrán valores elevados de electronegatividad. Por tanto, su variación en el Sistema Periódico será análoga.

En un período aumentan hacia la derecha y en un grupo hacia arriba.

Por otro lado, la electronegatividad sirve para reflejar el mayor o menor carácter metálico de los elementos. Así, elementos con **alta electronegatividad** serán **no metales**; y por el contrario, aquellos con **baja electronegatividad**, serán **metales**.

Por tanto, el **carácter metálico variará** en el Sistema Periódico de forma **inversa a** como lo hace la **electronegatividad**. Según esto, el elemento más electronegativo será el flúor, y el más electropositivo, es decir, el de mayor carácter metálico, el cesio (el francio, no presenta interés químico).

Existen varias escalas de electronegatividades, siendo la más utilizada la propuesta por el químico **Linus Pauling** en 1932 (premio Nobel de Química en 1954, y premio Nobel de la Paz en 1962) a partir del estudio de las energías de enlace. La tabla muestra dicha escala y sus valores, donde se observa que no están incluidos los gases nobles debido a su tendencia, prácticamente nula, a formar enlaces covalentes.



H 2,1																
Li 1,0	Be 1,5										B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2										Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
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
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
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															

Escala de electronegatividades de Pauling de los elementos comunes

- A.27.-** a) Escribe la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son respectivamente 15, 17 y 19.
 b) ¿En qué grupo y período de la tabla periódica está situado cada elemento?
 c) Indica, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.

A.28*.- Los átomos neutros X, Y y Z, tienen las siguientes configuraciones:

$$X: 1s^2 2s^2 2p^1; \quad Y: 1s^2 2s^2 p^5; \quad Z: 1s^2 2s^2 p^6 3s^2.$$

- a) Indica el grupo y el período en el que se encuentran.
 b) Ordénalos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.

A.29*.- Dados los elementos A ($Z = 13$), B ($Z = 9$) y C ($Z = 19$):

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas.
 b) Ordénalos de menor a mayor electronegatividad.
 c) Razona cuál tiene mayor volumen.

ACTIVIDADES DE RECAPITULACIÓN

1. ¿Qué radiación se propaga con mayor velocidad en el vacío, los rayos X o las ondas de radio?
 2. ¿Qué significa que la energía sólo se puede absorber o emitir en valores discretos?
 3. Si la luz azul tiene una longitud de onda del orden de 450 nm y la luz naranja de 620 nm, ¿qué radiación es más energética, una luz azul o una luz naranja? ¿Por qué? Utilizando las fórmulas estudiadas en la unidad, calcula la energía que lleva asociada un fotón de cada una de estas radiaciones.
- $E_{\text{fotón}} (\text{azul}) = 4,4 \cdot 10^{-19} \text{ J}; \quad E_{\text{fotón}} (\text{naranja}) = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
4. a) ¿Por qué los espectros de emisión son discontinuos?
 b) ¿Qué indica cada línea?

5*. La energía de ionización del estado fundamental del sodio es $495,8 \text{ kJ mol}^{-1}$.

a) Calcula la energía necesaria para ionizar 10 g de sodio gaseoso desde su estado fundamental.

b) Expresa el valor de la energía de ionización en eV átomo $^{-1}$.

c) Calcula la longitud de onda de la radiación capaz de ionizar el sodio gaseoso.

$$\text{a) } E = 215,6 \text{ kJ; b) } E_i = 5,15 \text{ eV/átomo; c) } \lambda = 2,4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

6. a) ¿Qué se quiere decir cuando se expresa que un átomo está excitado? ¿Este átomo gana o pierde energía?

b) Explique en qué consiste el efecto Zeeman. ¿Qué número cuántico es necesario introducir para explicar este efecto?

7. ¿Qué valores puede tomar el número cuántico m , para: a) un orbital $3s$; b) un orbital $4d$; c) un orbital $2p$?

8. ¿Con qué números cuánticos están asociados las siguientes afirmaciones?: a) la orientación espacial del orbital; b) la forma del orbital; c) la energía del orbital en ausencia de un campo magnético; d) el volumen efectivo del orbital.

9. ¿Cuántos orbitales podrían existir en el quinto nivel energético de un átomo? De ellos, ¿cuántos pueden ser s , p , d y f ?

10. ¿Tienen los orbitales $3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$ la misma energía?

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

12*. a) Indica cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $(4, 2, 0, +1/2)$; $(3, 3, 2, -1/2)$; $(2, 0, 1, +1/2)$; $(3, 2, -2, -1/2)$; $(2, 0, 0, -1/2)$.

b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indica el orbital donde se encuentra el electrón.

c) Enumera los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.

13. El ion positivo de un elemento X tiene la siguiente configuración electrónica: $X^{2+}: 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^3$.

a) ¿Cuál es el número atómico de X?

b) ¿Cuál es la configuración de su ion X^{3+} , expresada en función del gas noble que lo antecede?

14*. Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 33 y 36.

a) Escribe las configuraciones electrónicas de estos elementos.

b) Indica qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.

c) Indica los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.

15*. Indica de forma razonada y para un orbital $3s$ de un átomo:

a) El valor de los números cuánticos, n , l y m de los electrones situados en aquel orbital.

b) Cuáles son los valores posibles del cuarto número cuántico del electrón.

c) Por qué en este orbital no puede haber más de dos electrones.

16. Un elemento A se encuentra en el 4º período y en el grupo 2. Otro elemento B presenta la configuración electrónica del gas noble del 3º período cuando se encuentra en forma de anión divalente. El elemento C tiene en su núcleo 31 protones.

a) Escribe las configuraciones electrónicas de los tres elementos en su estado fundamental.

b) Indica cuál de ellos tiene mayor carácter no metálico y ordénalos en orden decreciente de su primera energía de ionización.

17. Sabiendo que el número atómico del flúor es 9, escribe la configuración electrónica de la capa de valencia del cloro.

18*. La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2\ 2s^2p^6\ 3s^2p^6\ 5s^1$. Razona cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- b) Pertenece al período 5 del sistema periódico.
- c) Tiene carácter metálico.

19*. 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.

20*. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia: 1) ns^1 ; 2) $ns^2\ np^4$; 3) $ns^2\ np^6$:

- a) Indica el grupo al que corresponde cada una de ellas.
- b) Nombra dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.

21*. Para un átomo de número atómico $Z = 50$ y número másico $A = 126$:

- a) Indica el número de protones, neutrones y electrones que posee.
- b) Escribe su configuración electrónica.
- c) Indica el grupo y el período al que pertenece el elemento correspondiente.

22*. La configuración electrónica del ion X^{3-} es $1s^2\ 2s^2p^6\ 3s^2p^6$.

- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- b) ¿A qué grupo y período pertenece este elemento?
- c) Razona si el elemento X posee electrones desapareados.

23*. Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):

- a) Escribe la configuración electrónica de cada una de ellas.
- b) Justifica cuál tendrá un radio mayor.

24*. a) Justifica por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la Tabla periódica.
b) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénalos de mayor a menor energía de ionización.

25*. Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

- a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento.
- b) Indica qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- c) Indica razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.