

TEMA 2: ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

1.- Estructura del átomo.

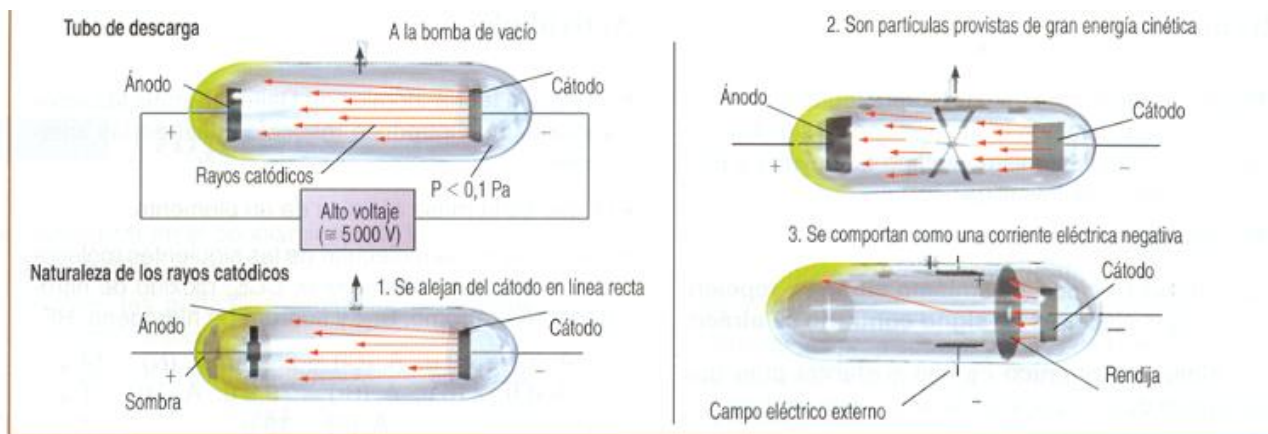
En 1808, el químico inglés J. Dalton formuló su célebre teoría atómica. En ella rompía con las ideas tradicionales y postulaba que la materia estaba formada por átomos. A partir de ese momento comenzó una nueva etapa de la química y la física repleta de asombrosas coincidencias experimentales sin fundamento teórico.

El concepto de átomo como partícula material indivisible se mantuvo con éxito durante casi un siglo, dado que la técnica del momento no permitía nuevos avances. No obstante, la electricidad y la electroquímica, en cuyo estudio profundizaron Ampère y Faraday, sugerían una relación íntima entre la materia y las cargas eléctricas.

El descubrimiento de partículas subatómicas comenzó realmente cuando se impuso el tubo de descarga como herramienta de investigación en la naturaleza de la materia. Así, el final del siglo XIX marcó el comienzo de un período de tres décadas definido por enormes cambios que modelaron la química de nuestros días.

1.1. El electrón. Modelo atómico de Thomson.

Los gases, en condiciones ordinarias, son aislantes, pero a presiones inferiores a 2 – 5 mm Hg y sometidos a altos voltajes, se vuelven conductores y producen una luminosidad dependiendo de su naturaleza.



Cuando el gas encerrado en un tubo a presión de 0,01 mm Hg es sometido a altos voltajes, el gas encerrado no emite ninguna luminosidad, pero en la pared opuesta al cátodo (electrodo negativo) aparece una luminosidad verdosa e independiente del gas del gas encerrado. La causa de esta luminosidad era un chorro de *partículas con carga negativa* que parecía provenir del cátodo. Estas partículas se denominaron **rayos catódicos**.

Diferentes estudios permitieron conocer la naturaleza de este fenómeno:

- Eran partículas o radiaciones que se alejaban del cátodo en línea recta, ya que en el fondo del tubo se observaba la sombra del ánodo. Por ello, recibieron el nombre de rayos catódicos.

- Estaban provistos de gran energía cinética, ya que hacían girar una pequeña rueda de paletas interpuestas en su camino. Esto indica que se trata de partículas materiales y no de radiaciones.
- Se comportan como una corriente eléctrica de carga negativa, pues se desvían hacia la placa positiva al aplicarles un campo eléctrico externo.

Se comprobó que los rayos catódicos obtenidos con gases diferentes son iguales entre sí y que, en todos los casos, las partículas tenían una *relación carga/masa* idéntica. El valor de esta relación fue determinado en 1897 por el químico inglés J.J. Thomson y resultó ser: $-1,76 \cdot 10^{11} \text{ C.kg.}^{-1}$.

En 1911 el físico estadounidense Millikan determinó la carga de las partículas que constituían los rayos catódicos y siempre era múltiplo de un valor determinado, $1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, al que Millikan denominó **e**.

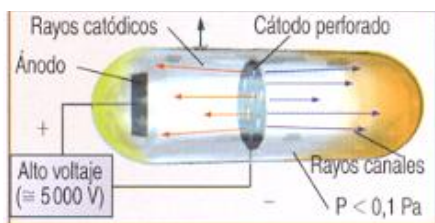
A consecuencia de todo ello, pudo deducirse que la electricidad, como la materia es otra magnitud que ya no debe considerarse continua, sino formada por partículas elementales llamadas **electrones**. La carga y la masa del electrón son las siguientes:

$$m_{\text{electrón}} = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg.}$$

$$q_{\text{electrón}} = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

1.2.El protón.

En 1886, el físico alemán E. Goldstein estudió con más detalle el fenómeno que se produce en el tubo de descarga. Empleando un cátodo perforado, observó una *radiación de partículas con carga positiva* que parecía provenir de los canales abiertos en el cátodo. La nueva radiación recibió el nombre de **rayos canales**. Las características de esta radiación son las siguientes:



Está formada por **partículas con carga positiva**. Los rayos catódicos chocan con el gas enrarecido encerrado en el tubo y lo despojan de algún electrón. El *resto positivo* que queda se mueve atraído por el cátodo hasta chocar con él, o bien lo *atraviesa* si se le practica algún orificio o canal. Esto explica que sean diferentes de un gas a otro

- La **relación entre la carga y la masa es diferente** según el gas empleado en el tubo. La razón q/m de los rayos canales, originados cuando el gas era hidrógeno, resultó ser la mayor de las observadas. Al tratarse del átomo más ligero, si suponemos igualdad de carga, la *carga positiva* de la partícula debía de ser la *menor* de las aisladas hasta el momento.

Como se comprobó más adelante, la carga de esas partículas era igual a la del electrón pero de signo contrario, por lo que, junto a las demás relaciones q/m observadas, sugería la existencia de otra partícula subatómica con carga positiva: **el protón**. Las características de esta partícula son:

$$m_{\text{protón}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

$$q_{\text{protón}} = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

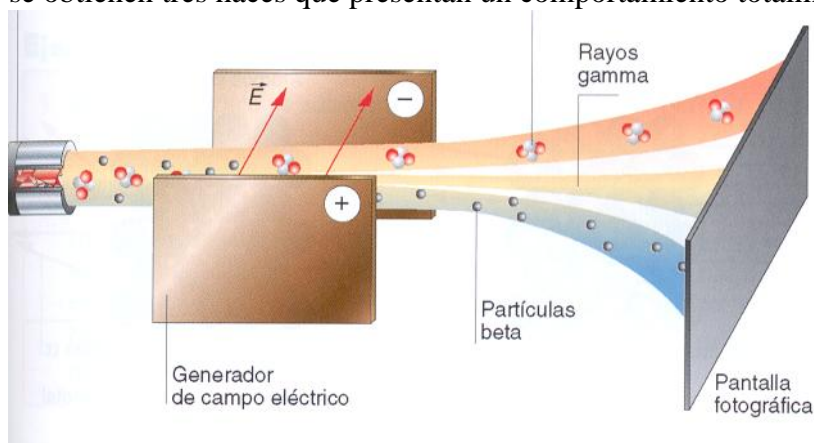
como se puede comprobar la masa del protón es unas 1840 veces mayor que la del electrón.

1.3. Radiactividad natural.

En 1896, H. Becquerel observa que un mineral de uranio, la pechblenda, emite una radiación (análoga a los rayos X) capaz de impresionar una placa fotográfica aunque estuviera recubierta por un papel opaco. Acaba de descubrir la radiactividad.

Las experiencias de Becquerel fueron continuadas por los esposos Curie, Pierre Curie y María Sklodowska, que descubrieron el radio y el polonio, que son dos nuevos elementos químicos con la particularidad de ser radiactivos.

Al someter la “radiación” que emiten estas sustancias a la acción de un campo eléctrico, se obtienen tres haces que presentan un comportamiento totalmente distinto:



- **Emisión alfa (α).** Son partículas con carga positiva, de doble valor que la del electrón. Rutherford descubrió que se trataba de núcleos de helio. Propuso, además, que, al emitir una partícula α , un átomo se transmuta y

se convierte, de forma espontánea, en un átomo de otro elemento químico. Su velocidad de salida del núcleo puede llegar hasta 20000 km/s y son detenidas por una lámina de papel. Son portadoras de una gran energía.

- **Emisión beta (β).** Son electrones en movimiento. Al igual que sucede con la emisión α , una emisión β procede de una transmutación atómica, aunque de distinta naturaleza. Su velocidad es próxima a la de la luz. $3 \cdot 10^5$ km/s. Tienen menor energía que la radiación α , pero mayor poder de penetración (son detenidas por una lámina de plomo de 1 mm de espesor).
- **Radiación gamma (γ).** No tienen masa ni carga, es decir, no son partículas materiales. Es una radiación de la misma naturaleza que la luz, pero con mucha más capacidad de penetrar la materia. A diferencia de las dos anteriores, no es desviada por campos eléctricos, es decir, no tiene carga eléctrica, y su emisión no implica transmutación atómica.

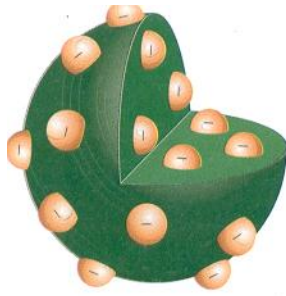
Como veremos a continuación, la radiactividad fue utilizada con éxito para estudiar la estructura de la materia.

1.4. Modelo atómico de Thomson.

Como la materia en conjunto es eléctricamente neutra y los electrones tienen carga negativa, *cada átomo debe tener una carga positiva exactamente igual a la carga debida a sus electrones.*

Si aceptamos que en el interior del átomo existen cargas positivas y negativas, ¿cómo estarán agrupadas para dar lugar a los diferentes átomos hoy conocidos? Por otra parte si la masa del electrón es mucho más pequeña que la masa del átomo de hidrógeno, ¿cómo estará distribuida la masa en el interior del átomo?

Las distintas hipótesis que explican la naturaleza de los átomos se ponen de manifiesto mediante los llamados *modelos atómicos.*



El propio Thomson, en 1898, fue el primero en sugerir una estructura interna del átomo basada en la carga eléctrica. Como los electrones son tan livianos, parecía apropiado asociar la mayor parte de la masa y, por tanto, la mayor parte del volumen a las cargas positivas. De acuerdo con este razonamiento propuso que el átomo estaba formado por un conjunto de electrones incrustados en una masa esférica de densidad uniforme y carga positiva, de manera que el conjunto era neutro y estable.

El modelo de Thomson explicaba la naturaleza de los rayos catódicos y de los rayos canales.

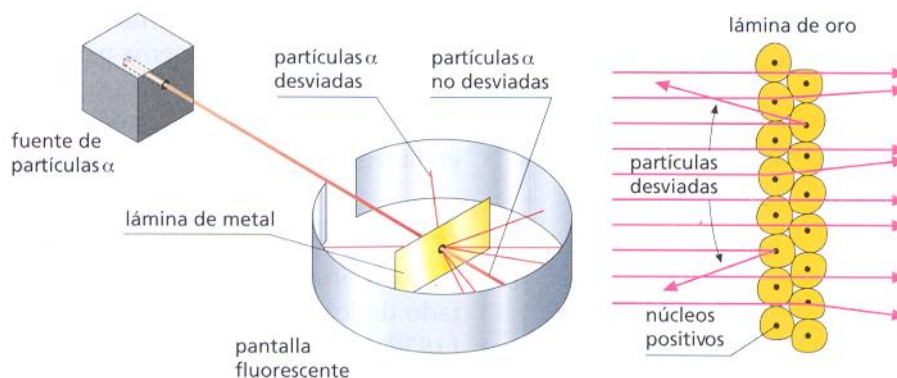
Los rayos catódicos están constituidos por los electrones, que forman parte de los átomos de cualquier elemento.

Los rayos canales están constituidos, a su vez, por el resto positivo que queda al desprenderse un electrón del átomo.

1.5. Modelo atómico de Rutherford.

Cuando, procedente de una sustancia radiactiva, un haz paralelo de partículas α o β atraviesa la materia, en parte se desvía, ya que sufre una dispersión.

Rutherford y algunos de sus discípulos y colaboradores estudiaron la dispersión de las partículas α en láminas metálicas delgadas. En la experiencia de dispersión más conocida, dirigió un haz de partículas α procedentes de una fuente radiactiva sobre una lámina de oro muy fina (de espesor micrométrico y, por tanto, con pocos átomos de oro).

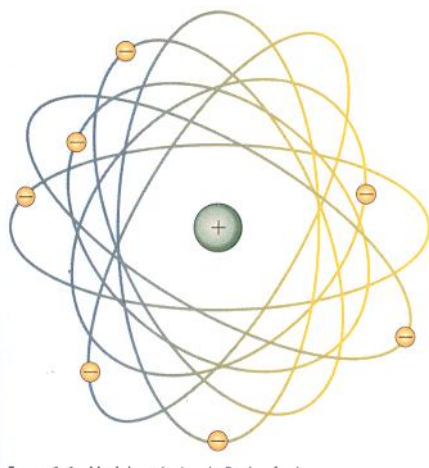


Como se aprecia en la ilustración, las partículas α actuaban como proyectiles que, al atravesar la lámina metálica, chocaban contra la pantalla fluorescente colocada inmediatamente detrás, originando un destello luminoso.

El recuento de los impactos permitía estudiar los ángulos de dispersión. Los resultados dejaron perplejos a los investigadores, ya que si bien la mayoría de las partículas α atravesaban en línea recta la lámina, unas pocas se desviaban con ángulos superiores a 90° y algunas (un 0,005%) incluso rebotaba, lo que no podía ser explicado con el modelo atómico de Thomson ya que éste sugería que los átomos estaban constituidos por una distribución regular de carga y masa, y que éstos, a su vez, estaban unidos unos a otros formando la sustancia, en este caso el metal. En definitiva, la lámina metálica debía de poseer una estructura interna homogénea y, por lo tanto, las partículas α al atravesarla debían exhibir un comportamiento uniforme y no los resultados tan dispares que se observaban. A decir del propio Rutherford, era como si al disparar una bala sobre una hoja de papel, aquella saliera rebotada hacia atrás.

Para explicar estos hechos, en 1911 Rutherford propuso un nuevo modelo atómico. Como la práctica totalidad de las partículas α atravesaban sin dificultad la lámina metálica, parecía lógico afirmar que los átomos están formados, en su mayor parte, por espacio vacío. El que algunas partículas α fueran repelidas de forma contundente se explica suponiendo que existe en el átomo una región muy densa, cargada positivamente, de tamaño muy inferior al del átomo, que sería responsable de esa desviación.

De acuerdo con el **modelo atómico de Rutherford**, el átomo tendría un **núcleo**, formado por protones cargados positivamente, que contendría casi toda la masa del átomo y cuyo volumen sería muy pequeño con relación al radio del átomo (el radio nuclear sería del



orden de 10^{-14} m). Girando alrededor del núcleo se distribuirían los electrones, en una zona denominada **corteza**. El número de protones del núcleo y el de electrones de la corteza sería el mismo, lo que explicaría que los átomos fuesen eléctricamente neutros. Un aspecto especialmente importante es que no había órbitas preferidas, es decir, cualquier distancia de los electrones al núcleo era válido siempre y cuando se cumpliese:

$$F_e = F_c \Rightarrow K \frac{Q_{nucleo} q_e}{r_{orbita}^2} = m_e \frac{v_e^2}{r_{orbita}}$$

A pesar de sus éxitos, el modelo nuclear propuesto por Rutherford planteaba un problema que no podía resolverse con las leyes del electromagnetismo clásico. Según estas leyes, una carga en movimiento, como es el electrón girando alrededor del núcleo, tiene que emitir energía en forma de radiación electromagnética. De acuerdo con ello, los átomos debían de ser inestables, ya que los electrones irían perdiendo energía y finalmente caerían sobre el núcleo. Como veremos más adelante, el estudio de la naturaleza de la luz y de su interacción con la materia permitió resolver los problemas que evidenciaba el modelo de Rutherford.

Isótopos

La pequeñez de la masa del electrón hace suponer que la masa de las partículas que componen los rayos canales sea, aproximadamente, la misma que la del átomo del que se obtiene. Por lo tanto, si se conoce la masa de estas partículas, se conoce la masa del átomo. La determinación de la masa de las partículas y por tanto del átomo se consigue mediante el espectrógrafo de masas.

Thomson observó que, al medir la masa de los átomos de neón empleando el espectrógrafo de masas, no obtuvo la masa de 20,2 que era la oficialmente admitida, sino que aparecían dos partículas de masas 20 u y 22 u. El oxígeno reveló tres partículas, de masas 16 u, 17 u y 18 u, y el cloro dos, de 35 u y 37 u.

Estos resultados sugerían que los átomos que forman un elemento no son iguales en todo, sino que pueden haber *átomos con las mismas propiedades químicas pero diferente masa*. Estos átomos se denominaron **isótopos**.

1.6. El neutrón

Tenemos hasta ahora un átomo formado por dos partículas: el protón y el electrón. Sin embargo, la sola existencia de protones en el núcleo plantea algunas dificultades. Por una parte, las masas atómicas de los elementos químicos no se pueden justificar si

consideramos que en el núcleo tan solo hay protones, ya que la masa de estos es del orden de la masa del átomo de hidrógeno. Lo que decimos se ve claramente al analizar el elemento más ligero después del hidrógeno, que es el helio, cuya masa atómica es 4 y sólo tiene dos protones en el núcleo. Hay que tener en cuenta, además, que, si en el núcleo se encuentran tan solo protones, la fuerza de repulsión que existiría entre ellos deberá producir una desintegración del núcleo y, por ende, del átomo, lo cual no sucede. Para obviar estos inconvenientes, Rutherford postuló la existencia de una tercera partícula subatómica, que no tendría carga y cuya masa sería similar a la del protón. A dicha partícula la denominó *neutrón* y no fue detectada hasta 1932 cuando Chadwick detectó, al bombardear una muestra de berilio con partículas α , una nueva radiación que carecía de carga, era muy penetrante y hacía retroceder los átomos contra los que chocaba. Eran los neutrones postulados por Rutherford. Las características del neutrón son:

$$m_{\text{neutrón}} = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

$$q_{\text{neutrón}} = 0$$

Estas nuevas partículas deben ocupar el *núcleo* del átomo, junto con los protones, y contribuyen a la masa de éste. La *diferencia en el número de neutrones* del núcleo determina la diferencia entre la masa de los isótopos de un elemento.

Así pues, cada átomo queda definido por dos características: su *número atómico* y su *número másico*.

- El *número atómico* indica el número de protones del núcleo y determina el elemento de que se trata. Se representa por la letra **Z**. Si se trata de un átomo neutro, este número coincide con el número de electrones de la corteza. En los iones positivos o *cationes* el número de electrones es menor que el de protones, mientras que en los iones negativos o *aniones* el número de electrones es mayor que el de protones
- El *número másico* indica el número de *nucleones*, es decir, *neutrones* y *protones*, que componen el núcleo y determinan el *isótopo* del elemento. Se representa por la letra **A**.

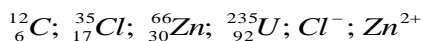
La notación isotópica incluye el número másico, A y el número atómico, Z, y el símbolo del elemento, X, como se expone a continuación:



No debe confundirse la **masa atómica** de un elemento con la **masa isotópica** de cada átomo.

- Si hallamos la masa, expresada en unidades de masa atómica, de un átomo concreto de un elemento, obtendremos únicamente la *masa isotópica* correspondiente al isótopo elegido.
- La *masa atómica* del elemento representa el promedio entre las masas isotópicas que lo componen en la naturaleza.

A.1. Indica el número de protones, neutrones y electrones de las siguientes especies químicas:



A.2. Calcula la masa atómica del cobre sabiendo que tiene dos isótopos, uno de masa isotópica 62,9300 y abundancia 69,09% y el otro con una masa isotópica 64,9278 y abundancia 30,91%.

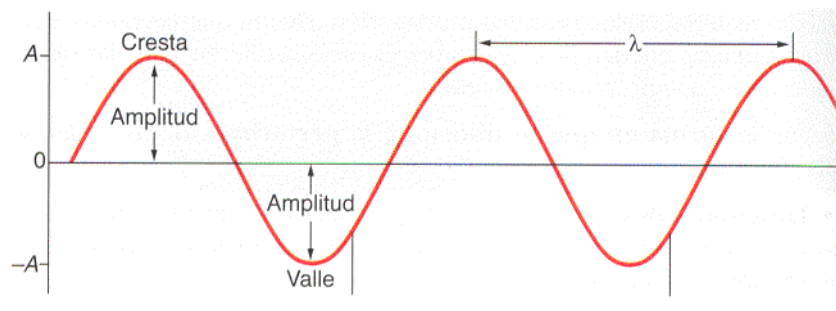
2.- Naturaleza electromagnética de la luz.

2.1. Naturaleza de la luz.

La naturaleza de la luz ha sido tema de espinosas discusiones entre los científicos. Newton indicó que la luz consistía en un haz de partículas, es decir, que tenía *naturaleza corpuscular*. Así explicaba fenómenos como la reflexión o la refracción. Por su parte Huygens, en analogía con el sonido, propuso una *naturaleza ondulatoria*, lo que permitía explicar la doble refracción o los anillos de Newton inabordables por la teoría corpuscular. Hasta principios del siglo XIX prevalece la teoría corpuscular debido, sobre todo, a la gran reputación de Newton. Posteriormente los experimentos de Young y Fresnel avalaron la teoría ondulatoria, pero la teoría corpuscular resurgió a principios del siglo XX para explicar fenómenos como el efecto fotoeléctrico que después abordaremos.

2.2. Definición de onda.

Si tiramos una piedra en un estanque donde está flotando un objeto, observaremos la superficie del agua subiendo y bajando, y 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 *la propagación de una perturbación vibracional en la cual se transporta energía pero no materia*.



Las ondas se caracterizan mediante las siguientes magnitudes:

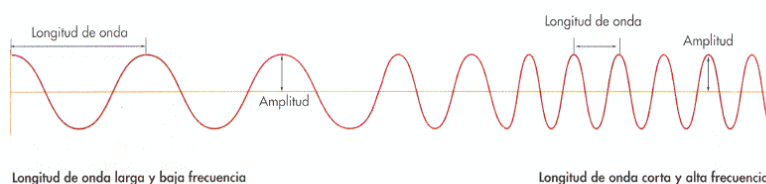
- *Amplitud (A)*: Desplazamiento máximo de un punto respecto de su posición de equilibrio.
- *Longitud de onda (λ)*: Es la distancia entre dos puntos consecutivos de la onda que se encuentran en igualdad de fase. En el SI se mide en metros.
- *Frecuencia (f o ν)*: Es el número de vibraciones completas por unidad de tiempo. Su unidad en el SI es el hertzio (Hz) o s^{-1} .
- *Período (T)*: Es el tiempo invertido en efectuar una vibración completa. Su unidad en el SI es el segundo.
- *Velocidad de propagación (v)*: Es la distancia recorrida por la onda en la unidad de tiempo. Su unidad en el SI es el $m \cdot s^{-1}$.

De acuerdo con las definiciones anteriores, la frecuencia y el período son magnitudes

inversas: $f = \frac{1}{T}$, y la

velocidad de propagación de la onda

$$\text{será: } v = \frac{\lambda}{T} = \lambda \cdot f .$$

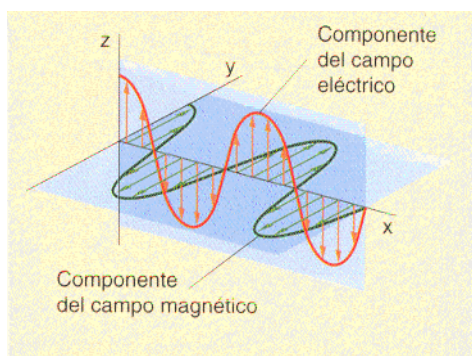


De acuerdo con lo anterior, si observamos dos ondas con igual amplitud, pero diferente frecuencia y longitud de onda, vemos que a mayor longitud de onda, la frecuencia es menor, y viceversa.

En el caso de la luz propagándose en el vacío, dicha velocidad se representa como c y su valor es el mismo para todas las frecuencias. Dicho valor, expresado en unidades SI, es prácticamente $3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$.

Ahora bien, conviene destacar que en un medio diferente al vacío, la velocidad de propagación de la luz será distinta para cada frecuencia y, en cualquier caso, siempre menor que el valor de c .

2.3. Teoría electromagnética de Maxwell.



A mediados de la década de 1860, James C. Maxwell propuso que se considerara a la luz como una onda de naturaleza no material, *electromagnética*, argumentando matemáticamente que dichas ondas electromagnéticas están formadas por campos eléctricos y magnéticos variables acoplados entre sí, y que su velocidad de propagación en el vacío es de $3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$, es decir, la misma que la de la luz.

En 1887, Heinrich Hertz confirma la validez de las ecuaciones de Maxwell al generar en el laboratorio ondas electromagnéticas que se propagan a la velocidad de la luz.

Las ondas electromagnéticas transportan energía mediante un proceso diferente a los de conducción y convección, que llamaremos *radiante*.

Las ondas mecánicas, que incluyen las sonoras, necesitan un medio para desplazarse; en cambio, las ondas electromagnéticas propagan energía sin desplazamiento de materia, lo hacen incluso en el vacío y a la velocidad de la luz.

3.- Orígenes de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck.

Cuando se irradia la materia con radiación electromagnética, esta puede absorber, y posteriormente emitir, ciertas longitudes de onda, o frecuencias, en relación con su estructura interna. Cuando los cuerpos sólidos, líquidos o gases a alta presión son excitados convenientemente por medio de calor o electricidad, se observan sus colores característicos. Estos colores constituyen un todo continuo, lo que se traduce en el color rojo característico de la resistencia de un calentador o en el blanco característico de una bombilla. Esto sucede porque existen muchos átomos excitados que emiten ondas de luz cuyas coloraciones parciales se solapan produciendo un *espejismo luminoso de continuidad*.

Si realizamos la misma experiencia con gases a bajas presiones, es decir con pocos átomos, es posible observar cómo la luz emitida por ellos y dispersada luego por un prisma consta de una serie de líneas, sin que exista una banda continua de colores; se observa que la luminosidad emitida así es *discontinua*.

Esto significa que los átomos de los *elementos*, cuando están aislados, *emiten o absorben solo unas determinadas frecuencias luminosas*, lo que está en contraposición con la hipótesis de la Física clásica que supone que los átomos pueden absorber o emitir cualquier cantidad arbitraria de energía radiante.

En 1901, y a fin de explicar estos fenómenos, Max Planck sugiere que los átomos se comportan como osciladores armónicos (que es todo cuerpo dotado de un movimiento armónico simple) de frecuencia de oscilación f dada. Se aparta de las leyes clásicas de la Física al suponer que cada átomo no puede absorber o emitir energía radiante de forma arbitraria, sino solo en cantidades proporcionales a su frecuencia. Planck supone que la energía que absorbe o emite un átomo está formada por pequeños paquetes energéticos denominados *cuantos* o *fotones*. La energía de cada uno de los cuantos emitidos o absorbidos por un átomo viene dada por:

$$E = h \cdot f$$

Donde f es la frecuencia con la que oscila el átomo, y h una constante característica para todos los osciladores armónicos cuyo pequeñísimo valor es de $6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s. Ya que la energía del átomo puede aumentar o disminuir solo en cantidades enteras $h \cdot f$, eso significa que la *energía* de la *radiación* es *discontinua* y está *cuantizada* en la forma $E = n \cdot h \cdot f$, donde n es un número entero y positivo. Estos cuantos o fotones de energía radiante son tan pequeños que en el mundo macroscópico la luz nos parece continua, de manera análoga a lo que ocurre con la materia; pero en realidad ambas son discontinuas. La hipótesis de Planck marca el inicio de la denominada *mecánica cuántica*.

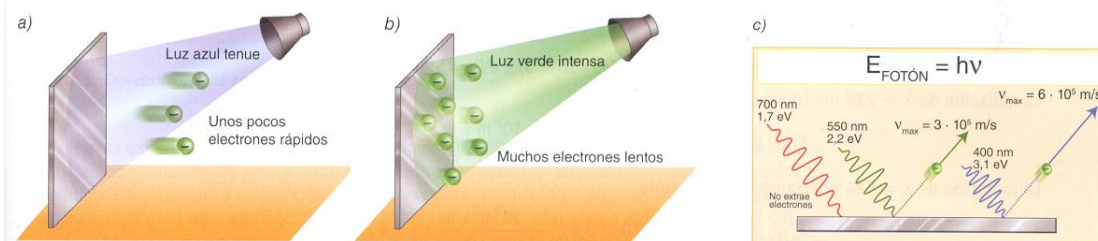
- Un fotón es un cuanto de radiación electromagnética, o cuanto de energía. Se trata de una partícula de energía en estado puro, que no tiene masa.
- La energía de un fotón depende de su frecuencia: cuanto mayor sea esta (o menor sea la longitud de onda), mayor será la energía que transporta.
- La energía de una radiación es la energía de cada uno de sus fotones, mientras que su intensidad viene determinada por el número de fotones.

3.1. El efecto fotoeléctrico.

En 1905, Albert Einstein aplicó la hipótesis de Planck a la resolución de un fenómeno inexplicable por entonces: el efecto fotoeléctrico. Curiosamente, esta explicación fue al principio rechazada por Planck, aunque posteriormente su validez certificó la propia hipótesis de Planck.

El efecto fotoeléctrico consiste en la capacidad que tienen algunos metales de emitir electrones al ser sometidos a la irradiación de luz de determinada frecuencia mínima.

En principio, esta propiedad podría ser fácilmente explicable a partir de la naturaleza ondulatoria de la luz suponiendo que la energía que transporta la onda luminosa, al incidir en la superficie del metal, se transmite a los electrones del mismo, comunicándoles la energía cinética necesaria para salir de él. Si esta interpretación fuera correcta, bastaría con elegir la intensidad luminosa adecuada para arrancar los electrones de cualquier metal y, además, si la aumentásemos, conseguiríamos que estos tuviesen mayor velocidad. La experiencia nos dice que esto no sucede en ningún caso, pues se observa que para conseguir arrancar electrones de un determinado metal no vale cualquier tipo de luz, sino que es preciso que su frecuencia sea mayor que un determinado valor mínimo llamado *frecuencia umbral*, f_0 , que es diferente para cada metal.



Utilizando la teoría de los cuantos de Planck, Einstein sugirió una explicación para este fenómeno: supone que la luz tiene *naturaleza corpuscular*, es decir, está formada por *fotones*, que son partículas cuya energía es proporcional a la frecuencia, según lo indicado por la ecuación de Planck. De esta forma, al incrementar la intensidad de la luz incidente solo aumenta el número de fotoelectrones que llegan a la superficie del metal y así, tras chocar con ellos, solo se desprenden más electrones pero con la misma energía cinética, Por lo tanto, la energía cinética de los electrones arrancados solo dependería de la frecuencia de la luz incidente de acuerdo con la ecuación propuesta por Einstein:

$$E_{\text{luz incidente}} = E_{\text{umbral}} + E_{\text{C de salida del electrón}}$$

La energía umbral también recibe el nombre de trabajo de extracción del metal, pues es la energía que resulta preciso aportar para que se emitan los electrones. La ecuación anterior, en términos de frecuencia, se puede expresar como:

$$h \cdot f_{\text{incidente}} = h \cdot f_0 + E_{\text{C salida del electrón}}$$

No obstante cabe destacar que, a pesar de la naturaleza corpuscular de la luz expresada por este y otros experimentos, no es posible explicar una buena parte de sus propiedades si prescindimos de su naturaleza ondulatoria. Por ello, actualmente se acepta la dualidad (que sea onda y corpúsculo al mismo tiempo) característica de la misma, tal y como comentaremos más adelante.

A.3. La energía necesaria para ionizar un átomo de sodio es 5,1 eV. Si se dispone de energía luminosa para lograrlo, ¿cuál es la frecuencia mínima de la luz necesaria para ello? Si se emplease una energía de $8,2 \cdot 10^{-9}$ J ¿qué cantidad de átomos podríamos ionizar?

A.4. La energía necesaria para arrancar un electrón de cierto metal es de $8,2 \cdot 10^{-19}$ J. ¿Causaría fotoemisión de electrones una radiación de longitud de onda de 2000 Å? En caso afirmativo, calcula la energía cinética con la que saldría ese electrón.

A.5. La longitud de onda de un fotón de luz roja es $6,5 \cdot 10^{-7}$ m. Calcula su frecuencia y la energía que transporta. ¿Qué energía tendrían 3 moles de luz roja?

3.2. Los espectros atómicos.

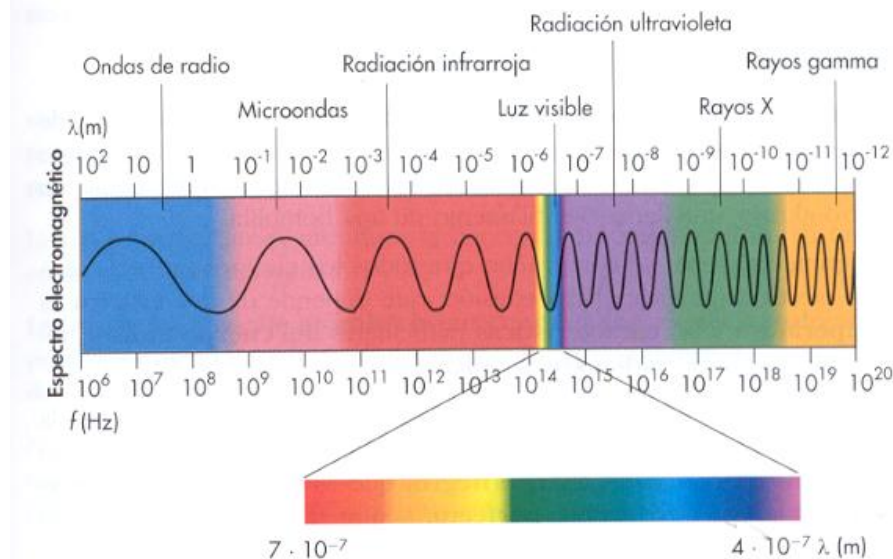
Un espectro no es más que la separación de las diversas radiaciones sencillas (cada una con una frecuencia única) que integran una radiación compleja. Por ejemplo, el arco iris es un espectro de la luz visible que, al atravesar pequeñas gotas de agua, sufre una refracción y se dispersa, lo que provoca la separación de las distintas tonalidades que la componen, del rojo al violeta.

Los espectros atómicos se producen cuando una radiación electromagnética pasa a través de una muestra de una sustancia química, o bien cuando dicha muestra (por ejemplo, gas hidrógeno) emite la radiación. Cuando se recoge la radiación resultante sobre una pantalla o placa fotográfica, aparecen rayas de color y zonas oscuras que son características de la muestra a través de la cual ha pasado la radiación o desde la cual se ha emitido. Un ejemplo cotidiano lo proporciona el fósforo de las agujas del reloj, que es visible en la oscuridad.

Por métodos espectroscópicos, sean de absorción o de emisión, se pueden identificar los elementos químicos que componen la muestra, ya que las rayas que aparecen son características de cada uno de ellos. Con este sistema es posible conocer, por ejemplo, la composición de las estrellas.

El espectro electromagnético.

El denominado espectro electromagnético abarca todas las frecuencias posibles de la radiación electromagnética y se divide en diversas zonas, de las cuales se distinguen normalmente las siguientes:



- **Rayos gamma.** Se trata de la radiación más energética, esto es, la de mayor frecuencia (menor longitud de onda). La radiación gamma, como señalamos anteriormente, constituye una forma de radiactividad.
- **Rayos X.** Tienen menor energía que los rayos gamma. Se emplean en el estudio de estructuras metálicas y para exploraciones médicas.
- **Rayo ultravioleta (UV).** Se encuentran entre la radiación visible y los rayos X. El Sol es la fuente principal de la radiación UV que alcanza la Tierra, filtrada en parte por la capa de ozono.
- **Visible.** Se denomina así al rango de frecuencias que somos capaces de percibir, desde el rojo – la radiación de menos energía – hasta el violeta.
- **Infrarrojos (IR).** Es una radiación invisible para el hombre, aunque puede ser percibida por algunos seres vivos. La emiten los cuerpos calientes; entre otros, la Tierra, que libera calor por la noche. Los visores nocturnos convierten este tipo de radiación en una gama de sombras monocromas.
- **Microondas.** Son ondas de baja frecuencia y alta longitud de onda que se emplean para hornos domésticos, fisioterapia muscular, etc.
- **Ondas de TV y radio.** Son las de menor energía del espectro electromagnético. Se emplean en telecomunicaciones.

Espectros de emisión y de absorción.

Al excitar los átomos de un elemento en estado gaseoso por calentamiento o por medio de una descarga eléctrica, este emite luz. Si la luz emitida atraviesa un prisma, se descompone en una serie de líneas luminosas que constituyen el *espectro atómico de emisión* del elemento.

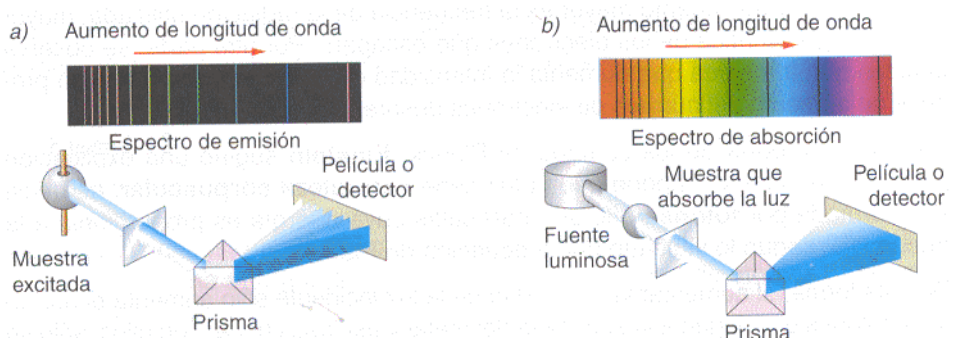
El espectro atómico de emisión de un elemento está formado por una serie de líneas luminosas de longitudes de onda, y por tanto, frecuencias, características.

Si se hace incidir luz blanca sobre un elemento en estado gaseoso, dentro de un recipiente, y a continuación, se hace que la radiación emergente atraviese un prisma,

igual que en el caso anterior, esta radiación se descompone en las diferentes frecuencias que lo forman. Así se obtiene el correspondiente *espectro atómico de absorción* del elemento.

En este espectro de absorción aparecen unas líneas negras, correspondientes a las líneas que faltan en la luz emergente respecto a la luz blanca.

Cada elemento absorbe unas frecuencias determinadas, de modo que no existen dos elementos que presenten el mismo espectro atómico de absorción.



Tanto en un caso como en el otro, lo que se obtiene son *espectros discontinuos* (como se observa en las figuras anteriores) a diferencia de la luz solar que presenta un espectro con todos los colores que denominamos *espectro continuo*, puesto que no es emitido por átomos aislados.

El espectro del átomo de hidrógeno fue el primero que se interpretó, por ser el más sencillo. En 1885, Balmer encontró una fórmula que reproduce de manera precisa la posición de las líneas espectrales en la región del visible del espectro (serie espectral), llamadas en su honor líneas de Balmer.

Más tarde se detectaron, también para el hidrógeno, otras series espectrales en la zona del ultravioleta y del infrarrojo, que recibieron el nombre de sus descubridores: Lyman, Paschen, Brackett y Pfund. Estas series espectrales responden a una ecuación similar a la de Balmer, aunque más general, que nos proporciona la colocación de las líneas espectrales en función de la longitud de onda. La ecuación se conoce como fórmula de Rydberg y tiene la forma:

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

Siendo R la constante de Rydberg, cuyo valor es $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, y n_1, n_2 dos números enteros positivos, tales que $n_2 > n_1$.

Por medio de la teoría cuántica se pudo resolver uno de los grandes retos de la época: formular una teoría atómica que explicase la existencia de estas líneas que, al poseer una cierta ordenación característica en cada átomo, debían de estar relacionadas con su estructura interna.

4.- Modelo atómico de Bohr.

El modelo atómico de Rutherford, que es correcto en lo referente a estructura nuclear, presentaba dos graves inconvenientes:

1. Según las leyes del electromagnetismo, cualquier cuerpo cargado eléctricamente y en movimiento acelerado desprende energía en forma de radiación. Por tanto, el electrón, en su movimiento alrededor del núcleo, emitiría energía radiante a costa

de su energía cinética. De esta forma, describiría una órbita en forma de espiral y terminaría colapsándose contra el núcleo.

- Incluso aceptando que tal hecho no sucediera y que el átomo se mantuviera estable, el modelo de Rutherford no tenía ninguna explicación satisfactoria para los espectros atómicos.

4.1. Postulados de la teoría atómica de Bohr.

En 1913, el físico danés Niels Bohr, centra sus trabajos en dos aspectos muy importantes: justificar los espectros atómicos e introducir la idea de la cuantización, que iba cobrando importancia gracias a las aportaciones de Planck y a otros estudios como la justificación del efecto fotoeléctrico expuesta por Einstein. La propuesta de Bohr dio pie a un modelo cuántico, aunque con elementos de la física clásica.

El modelo de Bohr se basa en tres *postulados*, esto es, en tres principios básicos que no se deducen de otros. Dichos principios sientan las bases de un nuevo modelo atómico, y a partir de ellos se justifican aspectos referentes a los espectros atómicos y a las longitudes de onda de las líneas de las series espectrales. Dichos postulados son los siguientes:

- Primer postulado:* Los átomos tienen un núcleo donde se encuentran los protones y alrededor del cual giran los electrones en determinadas órbitas circulares y estables. Además se postula que los electrones no emiten energía en su movimiento.
- Segundo postulado:* Las órbitas permitidas para el electrón – aquellas que cumplen el criterio de estabilidad – son las que hacen que su momento angular (producto de la masa del electrón por su velocidad y por el radio de la misma) sea un número entero de veces la cantidad $h/2\pi$, según la ecuación:

$$m \cdot v \cdot r = \frac{h}{2\pi}$$

donde h es la constante de Planck, y n es el **número cuántico principal**, que vale 1 para la primera órbita, 2 para la segunda, 3 para la tercera, y así sucesivamente.

- Tercer postulado:* Los electrones pueden pasar de una órbita a otra absorbiendo o emitiendo energía en forma de radiación electromagnética – cuantos o fotones de luz –. La energía de los fotones absorbidos, si los electrones pasan a una órbita más externa, o emitidos, si lo hacen de una externa a otra más interna, es igual a la diferencia de energía (ΔE) entre dichas órbitas. Es decir:

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

siendo f la frecuencia de la radiación absorbida o emitida.

Según el modelo de Bohr, las órbitas que describen los electrones al girar en torno al núcleo están *cuantizadas*, es decir, solo están permitidas determinadas distancias radiales. Esto tiene como consecuencia que en cada órbita, la energía del electrón depende del número cuántico principal de la misma.

Para Bohr, los diferentes valores de n definen las órbitas, que actualmente se denominan capas o niveles de energía, según la siguiente correspondencia:

Nº cuántico n	1	2	3	4	5	6	7
Capa	K	L	M	N	O	P	Q

4.2. Estudio de las órbitas de Bohr.

Según el modelo atómico de Bohr, los electrones giran en torno al núcleo describiendo órbitas similares a los planetas. En consecuencia, la fuerza de atracción electrostática entre el núcleo y cada electrón es la fuerza centrípeta responsable de su movimiento:

$$F_e = F_c \Rightarrow K \frac{Q_n q_e}{r^2} = m_e \frac{v_e^2}{r}$$

Combinando este hecho con la condición de las órbitas estables del segundo postulado es posible establecer el radio y la energía de las órbitas permitidas para ello vamos a despejar la velocidad del segundo postulado y la sustituimos en la ecuación anterior:

$$v_e = n \frac{h}{2\pi m_e r} \rightarrow K \frac{Q_n q_e}{r^2} = m_e n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m_e^2 r^3} \Rightarrow r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m_e K Q_n q_e}$$

Dado que los valores de h , m_e , K y q_e son constantes y que Q_n depende de cada átomo, podemos agruparlos en una nueva constante, denominada a , que corresponde a la primera órbita de Bohr, por lo que el radio de la órbita será:

$$r = a n^2$$

Si sustituimos los datos en el caso del átomo de hidrógeno, tendremos que el valor de a es, aproximadamente $5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,529 \text{ \AA}$, por lo que la expresión que nos permite calcular los radios de las órbitas de Bohr del átomo de hidrógeno es:

$$r = 0,529 \cdot n^2 (\text{\AA})$$

Para la primera órbita, el radio coincide con la constante a : $r = 0,529 \text{ \AA}$

La energía total del electrón es la suma de la energía cinética y la energía potencial electrostática, es decir:

$$E = E_c + E_p = \frac{1}{2} m_e v_e^2 - K \frac{Q_n q_e}{r} = -\frac{1}{2} K \frac{Q_n q_e}{r}$$

donde K y q_e son constantes, Q_n depende de cada átomo y $r = a n^2$. Podemos, por tanto, agrupar todas las constantes en una nueva, que llamaremos b :

$$b = \frac{1}{2} K \frac{Q_n q_e}{a} \Rightarrow E = -b \frac{1}{n^2}$$

La constante b coincide con el valor absoluto de la *energía de la primera órbita de Bohr* ($n = 1$), que en el caso del átomo de hidrógeno tiene un valor de $-2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ ($-13,6 \text{ eV}$). Como vemos el valor absoluto de la energía disminuye con el cuadrado del número cuántico principal, y por tanto cuanto más externas sean las órbitas, menor será su valor absoluto y menos estables resultarán.

De acuerdo con lo dicho, según Bohr, el *radio* de las órbitas es *directamente proporcional* al cuadrado del número cuántico principal. Por el contrario, la *energía*, de valor negativo, es *inversamente proporcional* al cuadrado del número cuántico principal.

4.4. Interpretación de los espectros atómicos según el modelo de Bohr.

El modelo de Bohr permite explicar los resultados obtenidos a partir de los experimentos de espectros atómicos. La *emisión* de radiación observada en los espectros de los átomos podría considerarse, según esta teoría, como el paso del electrón de una órbita de mayor energía a otra de menor energía mediante la liberación de un fotón de luz, mientras que la *absorción* sería el paso de dicho electrón de una órbita de menor a otra de mayor energía. Así, según el tercer postulado, se cumple para cualquier par de estados cuánticos que $\Delta E = E_f - E_i$; es decir:

$$\Delta E = E_f - E_i = \left(-b \frac{1}{n_f^2}\right) - \left(-b \frac{1}{n_i^2}\right) = b \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = h \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{b}{hc} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

El valor de $b/(hc)$ coincide con el valor experimental obtenido por Rydberg, lo que hizo que el modelo de Bohr, que era capaz de explicar de manera correcta la estructura del átomo de hidrógeno, a partir de sus propiedades espectrales, tuviera una gran resonancia en su época.

En la ecuación anterior podemos observar:

- 1) Cuando se emite el fotón ($n_i > n_f$), ΔE es negativo, lo que significa que la energía perdida se emite hacia el entorno, tal y como se observa en los procesos de emisión. En caso de un proceso de absorción ($n_i < n_f$), ΔE es positivo, el electrón toma energía para pasar a un nivel cuántico superior.
- 2) La energía que requiere un tránsito en absorción coincide con la que se libera en ese mismo tránsito en emisión, lo cual explica que el espectro de absorción de un elemento sea complementario de su espectro de emisión.

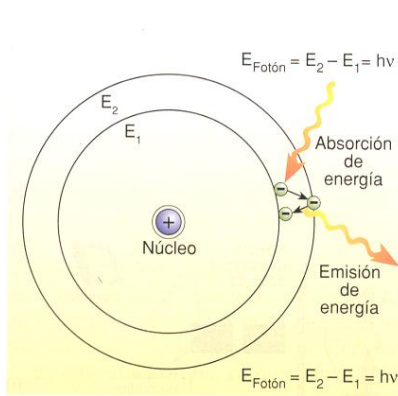
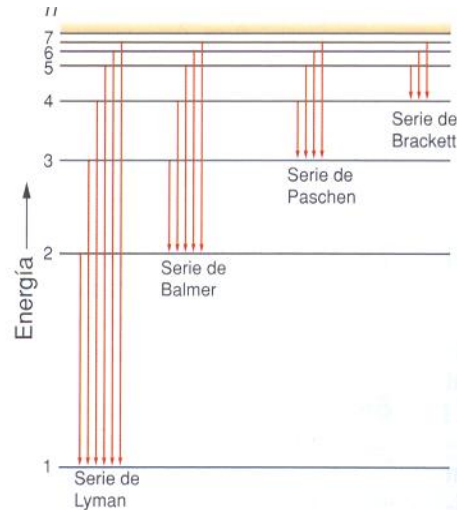


Fig. 5.2. Representación de los procesos de emisión y captación de energía en el modelo de Bohr.

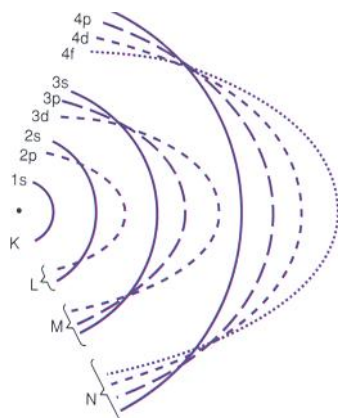


A.6. El electrón excitado del átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental tras emitir un fotón cuya longitud de onda es de 1250 Å. Calcula la diferencia energética en eV entre los niveles de movimiento del electrón.

A.7. El átomo de Bohr emite un fotón de 10,2 eV al pasar su electrón de un estado excitado al fundamental cuya energía es de -13,6 eV. Indica cuál era ese estado excitado.

4.5. Limitaciones del modelo de Bohr. Correcciones cuánticas.

Este modelo no fue en absoluto definitivo, pues *solo se aplicaba de forma estricta al hidrógeno* y a otros átomos sencillos con un solo electrón en la corteza. Para átomos más complejos los resultados eran incorrectos y, por ello, no era posible explicar con él sus espectros atómicos. Esta es la mayor limitación del modelo de Bohr: su exclusiva utilización tan solo en casos simples.



Al modernizarse los métodos de observación, los espectroscopistas pudieron comprobar que la mayor parte de las líneas eran a su vez conjuntos de líneas muy próximas entre sí, lo que indicaba la existencia de subniveles energéticos casi idénticos. Además, bajo la acción de un campo magnético, Peter

Zeeman observó en 1896 que las líneas espectrales se desdoblaban en otras nuevas, indicio de la existencia de más subniveles energéticos. Por ello, en una posterior corrección al modelo de Bohr, *Arnold Sommerfeld* introdujo otros dos números cuánticos:

- Dado que la trayectoria de un cuerpo sometido a fuerzas centrales no solo es circular sino que también puede ser elíptica, así lo serán las órbitas descritas por los electrones, lo que provocará la existencia de diversos estados energéticos muy cercanos, relacionados con la excentricidad de la órbita. Esta situación viene determinada por un número cuántico llamado *secundario o azimutal* (l), que señala varios subniveles energéticos para cada nivel.

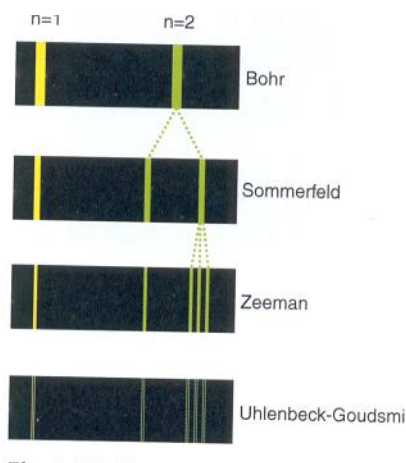
El número de subniveles en un nivel es igual al número cuántico de este. Es decir, en el nivel $n = 1$ (capa K) hay un solo subnivel cuyo número cuántico es $l = 0$, que se denomina *s*. En el nivel $n = 2$ (capa L) hay dos subniveles $l = 0$ y $l = 1$, que se denominan *s* y *p*, respectivamente. En el nivel $n = 3$ (capa M) hay tres subniveles $l = 0$, $l = 1$ y $l = 2$, que se denominan *s*, *p* y *d*. En el subnivel $n = 4$ (capa N) hay cuatro subniveles $l = 0$, $l = 1$, $l = 2$ y $l = 3$, que se denominan *s*, *p*, *d* y *f*, respectivamente; y el mismo razonamiento para niveles superiores. Como se observa, en cada caso se cumple que el valor máximo de l equivale a $(n - 1)$:

l puede variar entre 0 y (n - 1)

- El desdoblamiento observado por Zeeman viene determinado por un *tercer número cuántico* llamado *magnético* (m) que suponía diferentes energías para los subniveles según la orientación de la órbita en un campo magnético. En el subnivel $l = 0$ hay uno denominado $m = 0$; en el subnivel $l = 1$ hay otros tres subniveles $m = -1$, $m = 0$ y $m = 1$; en el subnivel $l = 2$ hay otros cinco subniveles $m = -2$, $m = -1$, $m = 0$, $m = 1$ y $m = 2$; y así en los subniveles sucesivos. De este modo se cumple:

m varía de -l a +l incluido el 0

Posteriormente, en 1925, con técnicas más sofisticadas se observó el desdoblamiento en dos de cada línea espectral, lo que llevó a introducir un último *número cuántico* llamado de *espín* (s) relacionado con el momento de giro del electrón sobre sí mismo, lo que provocaba dos nuevos estados energéticos para el



electrón de valores $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

La mecánica cuántica moderna – también llamada mecánica ondulatoria – surge hacia 1925 como resultado del conjunto de trabajos realizados por *Werner Heisenberg*, *Edwin Schorödinger*, *Max Born*, *Paul Dirac* y otros. Es capaz de explicar de forma satisfactoria la constitución atómica y la formación de enlaces químicos, además de predecir una serie de fenómenos físico-químicos que unos años después se comprobaron 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 y el principio de incertidumbre de Heisenberg.

5.1. Hipótesis de De Broglie: dualidad onda-corpúsculo.

A lo largo de la historia de la ciencia, la luz ha sido considerada una partícula y una onda, alternativamente, en función de la teoría que mejor explicase los distintos fenómenos. Así, *Huygens y Fresnel*, que estudiaron la difracción y las interferencias, pusieron de manifiesto de forma inequívoca el carácter ondulatorio de la luz, pues estos fenómenos no se podían explicar de otro modo; mientras que las teorías de Planck y Einstein demostraban, sin lugar a duda, que la luz tiene también carácter corpuscular. En 1923 *Louis De Broglie* trató de hacer este doble carácter a toda la materia. Cualquier partícula en movimiento llevaría, así, una onda asociada. Para conocer la longitud de esa onda, aplicó a las partículas en movimiento conceptos admitidos para las radiaciones electromagnéticas.

La ecuación de Planck permite conocer la energía de una onda: $E = h \cdot f = h \frac{c}{\lambda}$

La teoría de la relatividad de Einstein muestra la energía correspondiente a una masa m : $E = mc^2$.

Suponiendo que ambas ecuaciones se referían a la misma energía, De Broglie pensó que una y otra eran las equivalentes a los comportamientos ondulatorio y corpuscular de la materia, respectivamente:

$$h \frac{c}{\lambda} = mc^2 \Rightarrow \lambda = \frac{h}{mc}$$

Toda partícula que se mueve lleva asociada una onda cuya longitud de onda es:

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

Siendo h la constante de Planck y mv la cantidad de movimiento de la partícula estudiada.

Como vemos en la ecuación de De Broglie, cuanto más masiva es una partícula, más prominente es su aspecto de partícula, y más difícil resultará su aspecto de onda. Por el contrario, si la partícula tiene muy poca masa, por ejemplo un electrón, sus propiedades se describirán mejor por su condición de onda.

Una partícula en movimiento y con poca masa, como el electrón, tiene asociada una longitud de onda, pero ¿cómo podemos comprobar este carácter ondulatorio? Las ideas teóricas de De Broglie encontraron inmediata justificación cuando, en 1927, los estadounidenses Davisson y Germer observaron que los electrones presentan una reflexión muy parecida a los rayos X y al igual que la luz también podían ser difractados. En este momento, el electrón no es ni una onda ni una partícula, sino algo totalmente diferente. Según el experimento que realicemos, podremos explicar su comportamiento mediante una onda o una partícula. Por tanto, siempre habrá problemas si intentamos imaginar la estructura del átomo en términos de la vida cotidiana.

A.8. Calcula la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve con una velocidad igual a un 1% de la velocidad de la luz y la asociada a una pelota de tenis de aproximadamente 50 g de masa y que se mueve a 200 km/h. Compara y comenta los resultados obtenidos.

A.9. a) Si un electrón tiene una onda asociada de 500 nm, ¿con qué velocidad se mueve?; b) Calcula la frecuencia de la onda asociada a un electrón que tiene una energía cinética de 10 eV.

La idea más básica de un modelo mecano-cuántico parte del átomo de Bohr y supone que los electrones que giran alrededor del núcleo en las órbitas estables deben hacerlo de manera que sus trayectorias sean cantidades enteras de su longitud de onda, pues de lo contrario, se producirían interferencias destructivas y el sistema no sería estable:

$$2\pi r = n\lambda$$

Si se aplica el principio de dualidad al modelo de Bohr, solo resultan estables las órbitas cuya trayectoria es un número entero de veces la longitud de onda

Si tenemos en cuenta el principio de dualidad onda-corpúsculo y la distancia que ha de recorrer un electrón en su órbita según el modelo de Bohr, es posible deducir el segundo de sus postulados. El electrón, debido a su carácter dual, tiene asociada una onda cuya longitud de onda es $\lambda = h/mv$, valor que sustituido en la expresión anterior, resulta:

$$2\pi r = \frac{nh}{mv} \Rightarrow mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

que es la expresión matemática del segundo postulado de Bohr.

5.2. Principio de incertidumbre de Heisenberg.

En esencia el principio de incertidumbre afirma que hay una limitación fundamental en la precisión con la que se pueden determinar, simultáneamente, la posición y la cantidad de movimiento de una partícula.

Como primera aproximación, podemos pensar en el error que se comete al medir la temperatura con un termómetro: cuando es introducido en un medio, este modifica la temperatura del mismo; este error puede ser muy considerable si la masa del medio es pequeña. De forma análoga, para determinar la posición de un electrón, hemos de hacer incidir sobre él una radiación electromagnética, que al ser absorbida por el electrón alterará su energía cinética y provocará una incertidumbre sobre su velocidad.

La expresión matemática del principio de incertidumbre es: $\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$. En ella, Δx es la incertidumbre o grado de error en la posición y Δp , la incertidumbre o grado de error en la cantidad de movimiento, p.

En el mundo macroscópico intervienen masas grandes; por ello, podemos conocer con una precisión aceptablemente alta la posición y la velocidad de un objeto. Sin embargo, en el mundo de las partículas fundamentales, de muy poca masa, la incertidumbre se hace muy grande.

Todos los objetos, independientemente de su tamaño, están regidos por el principio de incertidumbre, lo que significa que su posición y su movimiento se pueden expresar solamente como probabilidades, pero este principio sólo es significativo para dimensiones tan pequeñas como las que presentan las partículas elementales de la materia.

Refiriéndonos al par de magnitudes posición y cantidad de movimiento, la relación de incertidumbre aplicada a una partícula de $1 \text{ mg} = 10^{-6} \text{ kg}$, se escribe:

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{2\pi \cdot 10^{-6}} \approx 10^{-28}$$

lo cual nos dice que si conocemos la posición de la partícula con una incertidumbre de $\pm 10^{-14} \text{ m}$, la incertidumbre en la determinación de la velocidad será de unos $\pm 10^{-14} \text{ m/s}$.

Estas incertidumbres son tan pequeñas que carecen de importancia para partículas de 1 mg o mayores.

Sin embargo para el caso de un electrón ($m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$):

$$\Delta x \cdot \Delta v = \frac{h}{2\pi m} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{2\pi \cdot 9,1 \cdot 10^{-31}} \approx 10^{-4}$$

de modo que una incertidumbre en la posición de $\pm 10^{-10}$ m (orden de magnitud del radio del átomo de Bohr) lleva consigo otra de $\pm 10^6$ m/s en la determinación de la velocidad. Es decir, que según el principio de Heisenberg, la idea clásica de considerar a los electrones como partículas moviéndose en órbitas determinadas con una cierta velocidad, carece de sentido.

De acuerdo con lo dicho, podemos señalar que aunque dicho principio se cumple para todos los cuerpos, debido a la pequeñez de la constante de Planck, sólo constituye una limitación significativa para partículas del orden atómico o subatómico.

5.3. Ecuación de onda de Schrödinger.

El carácter ondulatorio del electrón en el átomo queda definido por la llamada *función de onda*, representada por ψ , que describe el estado del electrón en función de las coordenadas x , y , z y del tiempo. Esta se obtiene, con grandes dificultades de cálculo, como solución de la *ecuación de onda* propuesta por el físico austriaco Edwin Schrödinger en 1926 y completada en 1929 por Dirac. La ecuación de onda incorpora las condiciones que debe cumplir el electrón para que el átomo sea un sistema estable y permite determinar la función de onda si conocemos la energía potencial y la energía total del sistema; tiene la forma de una ecuación diferencial:

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

Cada solución de la ecuación de onda informa del *estado energético del electrón* y de la *función de onda asociada* a ese estado energético.

La función de onda, ψ , carece de significado físico directo, mientras que su cuadrado, ψ^2 , si lo tiene: representa la *probabilidad de encontrar al electrón en una región del espacio alrededor del núcleo*, con un estado energético determinado. En definitiva, ψ^2 suministra la información necesaria para conocer el *orbital* que ocupa un electrón en el átomo.

Para Bohr, los electrones se distribuyen en *órbitas*, que son lugares precisos donde se pueden encontrar dichas partículas. Los modelos mecánico-ondulatorios, por el contrario, hablan de *orbitales*, que son regiones del espacio donde hay una determinada



probabilidad de encontrar un electrón. Por tanto, según los modelos mecánico-ondulatorios, no es posible concretar dónde se encuentra un electrón; tan solo se puede indicar la probabilidad estadística de que esté presente en una determinada región u orbital. Este valor de

probabilidad se cifra arbitrariamente en, al menos, el 90%. 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 el electrón.

En resumen, las dos ideas fundamentales de la mecánica cuántica son: 1) Como consecuencia del principio de incertidumbre de Heisenberg, es imposible establecer con precisión la trayectoria del electrón en el espacio; 2) El concepto de orbital atómico, que sustituye al de órbita en el modelo de Bohr.

Cada *orbital atómico* viene descrito por los *valores de tres números cuánticos*, y tiene un valor de la energía característico que se obtiene de la ecuación de Schrödinger. Conocidos los orbitales que puede tener un átomo y cómo se ordenan según su energía, podremos ya iniciar el proceso de colocar los electrones en dichos orbitales. Así, se obtiene lo que se denomina configuración electrónica, responsable de las propiedades químicas de un elemento dado.

5.4. Números cuánticos.

Los números cuánticos nos permiten identificar un orbital atómico y al electrón (o electrones) que lo ocupan. Son:

- *Número cuántico principal (n)*

Indica el nivel de energía (o la capa electrónica) de un elemento (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, es decir, cuanto más alto es el valor de n , mayor es la distancia del electrón en un orbital al núcleo, y, en consecuencia, más grande es el orbital. Los valores que puede tomar son:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

Su valor numérico nos indica cuántos subniveles hay en cada nivel de energía. Es decir, en el nivel $n = 1$, hay un subnivel de energía, en el nivel $n = 2$, dos subniveles, y así sucesivamente.

- *Número cuántico secundario o del momento angular (l)*

Indica la «forma» de los orbitales. También nos muestra el número y los tipos de subniveles energéticos que pueden existir para un nivel energético, n , dado. Puede tomar los valores:

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1)$$

Así, 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 (tabla 1).

Valor de n	1			2			3			4		
Valor de l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3		
Tipo de orbital	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f		

- *Número cuántico magnético (m)*

Indica 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 ($2 \times 1 + 1 = 3$).

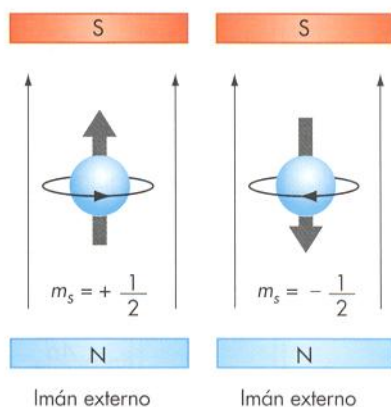
Cada grupo de tres números cuánticos distintos determina un orbital, aunque los valores que toma m no influyen en la energía de los orbitales.

- *Número cuántico de espín (s)*

Indica las dos únicas posibles orientaciones que puede adoptar el campo magnético creado por el electrón al girar sobre sí mismo. Tendrán, por tanto, igual módulo pero distinto sentido. Se le asignan los valores:

$$s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$$

Si imaginamos que los electrones giran sobre su eje, igual que lo hace la Tierra, podemos justificar sus propiedades magnéticas. En efecto, la teoría electromagnética indica que cuando una carga eléctrica gira, crea un campo magnético, y este movimiento es el responsable de que el electrón, que es una carga negativa, se comporte como un imán. En la figura se muestran los dos posibles giros del



electrón, uno en sentido horario y otro antihorario.

En el siguiente cuadro se resumen los diferentes números cuánticos y su significado:

Símbolo	Nombre	Posibles valores	Significado
n	Principal	1, 2, 3, 4, ...	Nivel de energía o capa
l	Secundario o Azimutal	Para cada n : 0, 1, 2, ..., ($n - 1$)	Número de subniveles para cada nivel de energía y forma (tipo) del orbital
m	Magnético	Para cada l : $-l, \dots, 0, \dots, +l$	Número de orbitales de cada tipo que hay en un nivel de energía
s	Espín	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Momento magnético intrínseco del electrón

Cuando se dan asociaciones de números cuánticos en la forma n, l, m, s , su significado es el siguiente:

- (n) indica una *capa* concreta; por ejemplo, (3) señala la tercera capa o capa M.
- (n, l) identifica un *tipo de orbital*; por ejemplo, (3, 2) designa el tipo de orbital d de la tercera capa, es decir, los cinco orbitales d .
- (n, l, m) especifica un *orbital concreto*; por ejemplo, (3, 2, 0) sería uno de los orbitales d de la tercera capa, como el $3d_{xy}$.
- (n, l, m, s) indica un *determinado electrón*; por ejemplo, (3, 2, 0, $+\frac{1}{2}$) se refiere a uno de los dos electrones del orbital $3d_{xy}$.

6.- Orbitales atómicos.

6.1. Tipos y distribución de los orbitales atómicos.

Con los valores posibles de los números cuánticos podemos ya *configurar* el átomo; es decir, especificar qué tipo de orbitales existen y cómo están distribuidos en cada nivel energético (o capa de valencia).

Es lo que muestra la siguiente tabla para los tres primeros niveles energéticos. Para $n = 4$ aparecen los orbitales del tipo f , que son siete, pero con escasa relevancia en las propiedades químicas de los átomos.

Capa electrónica (o nivel energético)	Valor de n	Valores permitidos de l	Tipo de orbital	Valores permitidos de m	Número total de orbitales	Significado
Primera	1	0	s	0	1	1s
Segunda	2	0 1	s p	0 -1, 0, +1	1 3	2s 2p _x , 2p _y , 2p _z
Tercera	3	0 1 2	s p d	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2	1 3 5	3s 3p _x , 3p _y , 3p _z 3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²}

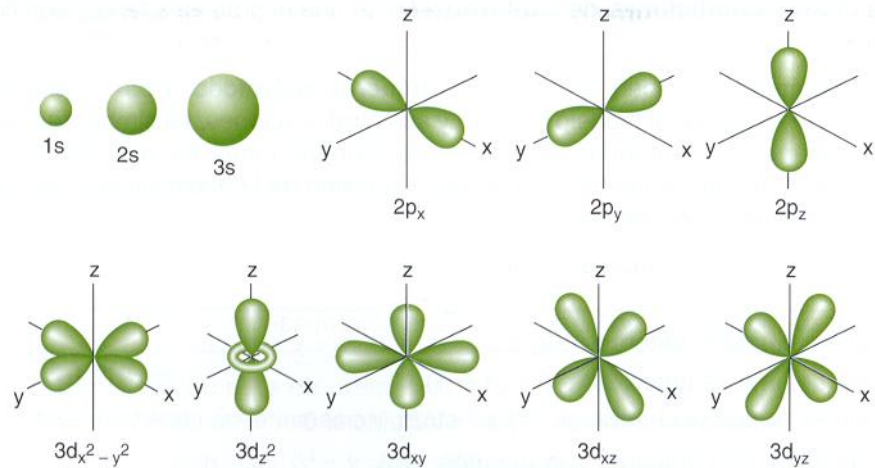
Pero necesitamos conocer, además, la energía de los distintos orbitales en el átomo y ver cómo se distribuyen en ellos los electrones. Estos dos aspectos, que veremos en los siguientes apartados, nos permitirán escribir la *configuración electrónica* de un átomo dado.

Ahora, a la vista de las tres tablas anteriores, podemos resumir diciendo:

1. Cada *capa electrónica* o nivel energético, contiene varios subniveles o capas (s, p, d y f), cuyo número depende del valor que tome n . Así, en el primer nivel energético, $n = 1$, hay un solo tipo de orbitales, los "s"; en el segundo nivel, $n = 2$, dos tipos, los "s" y los "p"; en el tercer nivel, $n = 3$, nos encontramos con tres tipos de orbitales, "s", "p", y "d", y así sucesivamente.

- Para cada valor de l , los valores permitidos de m , proporcionan el número de orbitales que hay de cada tipo. Así, por ejemplo, para $l = 1$, que es el subnivel (o subcapa) p, hay tres valores permitidos de m , lo que origina la existencia de tres orbitales, denominados p_x , p_y y p_z por estar orientados según los tres ejes cartesianos.
- Cada nivel energético tiene los mismos subniveles energéticos (o subcapas) que el nivel anterior más un nuevo tipo. El número total de orbitales que tiene cada nivel energético viene dado por el valor de n^2 .

6.2. Forma de los orbitales atómicos.



Al estudiar la densidad electrónica que corresponde a cada orbital, 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, 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:

- La forma de los orbitales depende del valor del número cuántico secundario, l , tal como se aprecia en la figura.
- El tamaño del orbital es función del valor del número cuántico principal, n , como también apreciamos en la figura.

En otras palabras, un orbital 1s tiene la misma forma que un 2s, pero este último es mayor, que a su vez, es menor que un orbital 3s.

A.10. Dados los siguientes grupos de números cuánticos: (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 de los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.

A.11. a) Indica cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: (4,2,0,+ 1/2); (3,3,3,-1/2); (3,2,- 2,- 1/2); (2,0,0, 1 - 1/2); b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas indican el orbital en que se encuentran.

7.- Distribución electrónica.

La *distribución* (o *configuración*) *electrónica* es el modo en que se sitúan los electrones en la corteza de los átomos e indica en qué capas o niveles y en qué orbitales hay electrones y cuántos electrones hay. La simbología utilizada es: nx^p , donde n es el número de la capa o nivel, o número cuántico principal, x es el tipo de orbital: s , p , d o f

y e indica el número de electrones que se alojan en ese tipo de orbital de esa capa o nivel.

La *capa de valencia* es la más externa de un átomo ocupada por los electrones; los electrones de esta capa son los que intervienen en la formación de enlaces.

Para determinar la distribución electrónica de un átomo, nos basamos en tres principios: Principio de exclusión de Pauli, Principio de mínima energía: diagrama de llenado y Principio de la máxima multiplicidad o de Hund.

7.1. Principio de exclusión de Pauli.

Experimentalmente se había detectado que el número de electrones que hay en la primera capa es, como máximo dos; de la misma forma, en la segunda capa hay como máximo ocho, dieciocho en la tercera, y treinta y dos en la cuarta. En general, el número máximo de electrones que caben en una capa o nivel viene dado por la expresión: $2n^2$.

En esta expresión, n es el número cuántico principal, que coincide con el número de orbitales que hay en la capa. El físico austriaco *Wolfgang Pauli* justificó todo ello basándose en las posibles asociaciones de números cuánticos y enunció el principio que lleva su nombre: «En un mismo átomo no puede haber dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales. En consecuencia, en cada orbital puede haber, como máximo, dos electrones».

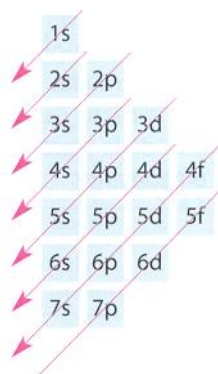
En consecuencia, en los orbitales s de cada capa pueden situarse hasta dos electrones; en los orbitales p de cada capa, hasta seis, en los orbitales d de una misma capa, hasta diez, y en los orbitales f de una misma capa, hasta catorce.

7.2. Principio de mínima energía.

De acuerdo con el *principio de mínima energía*, los electrones se colocan en el orbital de menor energía que esté disponible. La energía de un orbital viene determinada por la suma de sus números cuánticos, $n + l$ (número cuántico principal más número cuántico secundario), según las siguientes reglas:

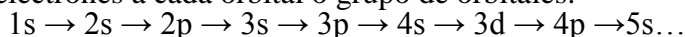
- La energía de un orbital será menor cuanto menor sea su suma $n + l$.
- Cuando haya varios orbitales para los que la suma $n + l$ tenga el mismo valor, tendrá menor energía el de menor valor de n . Sin embargo, puede existir orbitales con el mismo valor de n y de l , con lo que su contenido energético será el mismo. Es el caso, por ejemplo, de los tres orbitales p o los cinco orbitales d de un mismo subnivel energético. A estos orbitales con igual energía se les denomina orbitales degenerados.

El principio de mínima energía permite establecer un diagrama que indique cómo se produce la ocupación de los orbitales por los electrones. Con el fin de hacer más sencilla la determinación de la configuración electrónica a partir del diagrama de llenado, se han propuesto varias reglas fáciles de recordar; la más utilizada es el *diagrama de Moeller*.

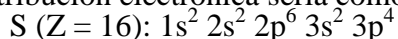


En cada fila se colocan los tipos de orbitales que puede haber en cada capa; así, en la primera fila solo se pone $1s$, porque en la primera capa solo hay orbitales s ; en la segunda fila, $2s$ y $2p$, pues en la segunda capa hay orbitales tipo s y tipo p , y así sucesivamente. A partir de la quinta capa, se colocan los orbitales de forma simétrica; es decir, la quinta capa es igual que la cuarta; la sexta, igual que la tercera, y la séptima, igual que la segunda. Esto se debe a que no hay átomos con un número suficiente de electrones tal como para llenar los orbitales omitidos. Finalmente, se trazan flechas de derecha a izquierda y de arriba abajo.

Las flechas indican el orden de llenado y permiten realizar la asignación de electrones a cada orbital o grupo de orbitales:

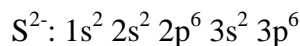


Por ejemplo, en el caso del átomo de azufre, cuyo número atómico es 16, han de situarse 16 electrones; la distribución electrónica sería como sigue:

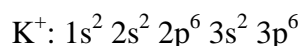


La del arsénico, de número atómico 33, sería:

As ($Z = 33$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
 Si se trata de un ión, es preciso contabilizar el número de electrones teniendo en cuenta que ha ganado o perdido algunos con respecto al átomo neutro. Por ejemplo, el S^{2-} tiene $16 + 2 = 18$ electrones, y estos son los que hay que tener en cuenta al hacer su configuración electrónica:



Para el K^+ , que tiene $19 - 1 = 18$ electrones, la configuración será:



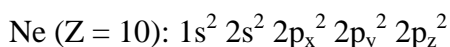
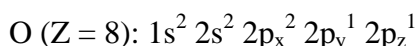
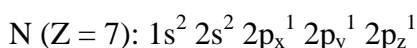
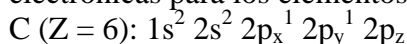
A.12. Indica los números cuánticos de los siguientes orbitales y ordénalos en forma creciente de energías: 4f, 3d, 5s, 4p.

A.13. Indica: a) Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$; b) A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores; c) Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

7.3. Principio de la máxima multiplicidad de Hund.

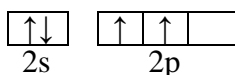
El principio de máxima multiplicidad de Hund tiene en cuenta que los orbitales de un mismo tipo (por ejemplo, los cinco del tipo d de una capa o nivel) tienen la misma energía (orbitales *isoenergéticos*), de modo que no habrá prioridad a la hora de llenarlos. Así, un electrón que vaya a situarse en uno de estos orbitales puede hacerlo en cualquiera de ellos con igual probabilidad, y si son varios los electrones que van a distribuirse, cada uno se colocará en un orbital distinto antes de que alguno de ellos se llene con dos electrones.

Cuando hay varios orbitales de igual energía (es decir, orbitales del mismo tipo), la configuración más favorable es la que permite el mayor *desapareamiento* en los electrones (entendiendo por electrones desapareados aquellos que están solos en un orbital. Si un orbital contiene sus dos electrones, se dice que ambos están apareados). En consecuencia, ninguno de los orbitales del mismo tipo se llenará con dos electrones mientras los restantes no contengan al menos un electrón. Así las distribuciones electrónicas para los elementos C, N, O y Ne, serían:

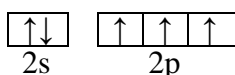


También se emplean los denominados *diagramas de orbital*, que representan un determinado orbital mediante una cuadrícula (o un guión), dentro de la cual (o sobre el guión) las flechas indican los electrones, apuntando hacia arriba o abajo, según sea su espín. Este debe ser contrario para los dos electrones, según el principio de exclusión de Pauli:

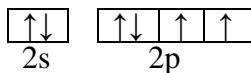
C ($Z = 6$):



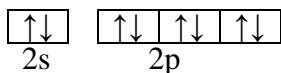
N ($Z = 7$):



O ($Z = 8$):



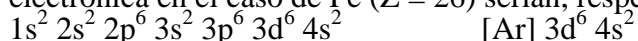
Ne ($Z = 10$):



En resumen, para representar la configuración electrónica de un elemento, seguiremos el principio de Aufbau, que recoge las siguientes normas:

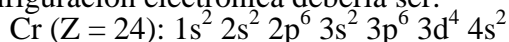
- 1) Los electrones comienzan situándose en los niveles de energía más estables, es decir, con los niveles más bajos (regla $n + l$)
- 2) Se debe cumplir el principio de exclusión de Pauli.
- 3) Se debe cumplir el principio de máxima multiplicidad de Hund.

La escritura de la configuración se puede hacer de dos modos: indicando dónde se sitúan todos y cada uno de los electrones, o indicando el gas noble anterior al elemento y especificando, a continuación, la configuración de los electrones situados en la última capa. Así, por ejemplo, los dos modos posibles de escritura de la distribución electrónica en el caso de Fe ($Z = 26$) serían, respectivamente, los siguientes:

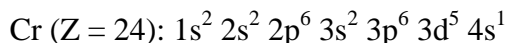


7.4. Estabilidad adicional de un subnivel semilleno o lleno.

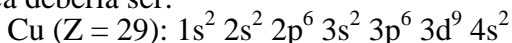
Algunos elementos de transición y de transición interna presentan configuraciones electrónicas diferentes a lo esperado según las reglas que hemos visto. Es el caso del cromo, $Z = 24$, cuya configuración electrónica debería ser:



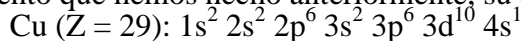
Sin embargo, experimentalmente se observa que, cuando un átomo tiene un subnivel energético (o subcapa) semilleno, *se estabiliza*, por lo que tenderá a alcanzar dicha configuración. Y, ahora, puesto que los subniveles $4s$ y $3d$ están muy próximos, es posible el tránsito de un electrón $4s$ al orbital $3d$ 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 . Así, por ejemplo, en el caso de cobre, $Z = 29$, su configuración electrónica debería ser:



Por el mismo razonamiento que hemos hecho anteriormente, su configuración será:



7.5. Paramagnetismo y diamagnetismo.

El principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund nos permiten entender, además, las propiedades magnéticas de los átomos.

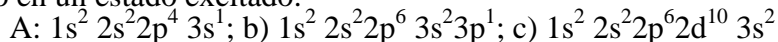
Decimos que una sustancia es paramagnética cuando es atraída débilmente por un imán. Por el contrario, una sustancia diamagnética es aquella que no es atraída por un imán (incluso es ligeramente repelida).

¿A qué es debido este comportamiento en los átomos aislados? La razón hay que buscarla en la existencia o no de electrones desapareados, ya que si:

- Existen *electrones desapareados*, por tanto, con espines paralelos (regla de Hund), los campos creados por cada electrón se refuerzan. El resultado es un campo magnético neto que interacciona con el campo magnético del imán. Estamos ante una especie *paramagnética*, por ejemplo, el C y el N, (Ver 7.3).

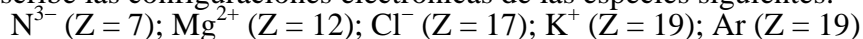
- Por el contrario, si *los electrones se encuentran apareados*, esto es, con espines antiparalelos (u opuestos), los efectos magnéticos se cancelan, por lo que no existe interacción favorable con el campo magnético del imán. Nos encontramos ante una especie *diamagnética*, como el Ne o Be.

A.14. Razona si las configuraciones electrónicas siguientes son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:



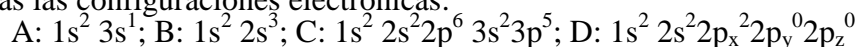
A.15. Los números cuánticos de los elementos P y Mn son 15 y 25 respectivamente. a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos; b) Indica los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos; c) Razona si son o no paramagnéticos.

A.16. a) Escribe las configuraciones electrónicas de las especies siguientes:



b) Indica las que son isoelectrónicas; c) Indica las que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.

A.17. Dadas las configuraciones electrónicas:



Indica razonadamente: a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli; b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund; c) La que, siendo permitida en su estado fundamental, contiene electrones desapareados.

8.- Sistema periódico. Desarrollo histórico.

El descubrimiento de los elementos químicos no se ha producido de manera uniforme a lo largo de la historia. A partir del s. XIX, la clasificación de los elementos químicos conocidos se convirtió en una necesidad. Se comenzó por agrupar aquellos que tenían propiedades similares. A medida que se iba completando la información sobre los diversos elementos, se pudo ir estableciendo una relación gradual que acabó dando un primer fruto importante: la tabla de Mendeleiev, perfeccionada posteriormente hasta llegar a la tabla periódica actual.

Las primeras etapas que se sucedieron hasta llegar a la clasificación de Mendeleiev son las siguientes:

- *Distinción entre metales y no metales.* Se trata del modelo más simple. Solo tuvo sentido hasta comienzos del s. XIX y se basaba en comportamientos muy generales de los elementos, como, por ejemplo, la buena o mala conductividad eléctrica.
- *Triadas de Döbereiner.* Propuestas en el año 1817, consistían en agrupar los elementos de tres en tres de tal forma que la masa atómica del segundo constituyese aproximadamente la media de las masas atómicas de los otros dos; además, las propiedades químicas del elemento central, eran intermedias con respecto a los otros dos:

Elementos	Masas atómicas	Elementos	Masas atómicas	Elementos	Masas atómicas	Elementos	Masas atómicas
Litio	6,94	Azufre	32,06	Calcio	40,07	Cloro	35,46
Sodio	23,00	Selenio	79,20	Estroncio	97,63	Bromo	79,92
Potasio	39,10	Telurio	127,50	Bario	137,37	Iodo	126,92

Por primera vez se tuvieron en cuenta las propiedades químicas y la masa de los elementos. Desafortunadamente, sólo fue posible proponer unas cuantas triadas; la mayor parte de los elementos conocidos quedaron excluidos de la clasificación, lo que no es de extrañar, pues en esa fecha se ignoraba la existencia de numerosos elementos que podrían haber completado otras triadas.

- *Ley de las octavas de Newlands.* Publicada en el año 1863, se basaba en un descubrimiento reciente: al disponer los elementos químicos por orden creciente de su masa atómica, resultaba que cada siete elementos se repetía la secuencia de

propiedades, esto es, el octavo tenía propiedades similares al primero, el noveno a las del segundo, y así sucesivamente. Este hecho recuerda lo que sucede con las notas musicales, y por ello se denomina ley de las octavas. La validez de esta ordenación es limitada, ya que solamente se cumple hasta el calcio. Existen, por tanto, solo dos octavas que cumplen completamente la ley.

Li 6,94	Be 9,01	B 10,81	C 12,01	N 14,01	O 15,99	F 18,99
Na 22,98	Mg 24,31	Al 26,98	Si 28,08	P 30,97	S 32,07	Cl 35,45
K 39,10	Ca 40,08					

8.1. Tabla de Mendeleiev y Meyer.

Trabajando de forma independiente, *Lothar Meyer*, en Alemania, y *Dimitri Ivanovich Mendeleiev*, en Rusia, propusieron una clasificación de los elementos químicos basada en el orden creciente de sus masas atómicas, idea similar a la de Newlands. La primera versión fue publicada en 1869, y a ella sucedieron otras en las que se hicieron algunas modificaciones importantes como la subdivisión de los grupos en subgrupos A y B, que aún se mantienen en las tablas periódicas actuales con arreglo a la numeración tradicional.

El éxito de la nueva clasificación, derivada fundamentalmente de los trabajos de Mendeleiev, se debió a que, además, tuvo muy en cuenta las propiedades físicas y químicas de los elementos que estaban en un mismo grupo o columna. Cuando, de acuerdo con el orden de la masa, las propiedades de un elemento no coincidían con las de los demás elementos del grupo, Mendeleiev supuso que, o bien había un error en la masa, o bien en ese lugar debía ir un elemento aún no descubierto. Así, hizo notar que había varios errores en las masas atómicas establecidas experimentalmente; tras realizar las oportunas correcciones, resultó una nueva ordenación en la que fue necesario colocar unos cuantos elementos en orden inverso a su masa atómica. Además, para no desajustar la periodicidad de las propiedades, se vio obligado a dejar algunos huecos. En suma, resultó una tabla en la que no solamente se ordenaron los datos conocidos, sino que permitía prever las propiedades de elementos aún desconocidos a partir de las de otros elementos químicos próximos.

De este modo, Mendeleiev predijo la existencia y propiedades de varios elementos desconocidos cuando publicó sus primeros trabajos, como el germanio, que él denominó ekasilicio, el galio, que denominó ekaaluminio y el escandio, que denominó ekaboro.

FILA	GRUPO I R ₂ O	GRUPO II RO	GRUPO III R ₂ O ₃	GRUPO IV RH ₄ RO ₂	GRUPO V RH ₃ R ₂ O ₅	GRUPO VI RH ₂ RO ₃	GRUPO VII RH R ₂ O ₇	GRUPO VIII RO ₄
1		H = 1						
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	-- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56 Co = 58,9 Ni = 58,7
5		Cu = 63	Zn = 65	-- = 68	-- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80
6	Ro = 85	Sr = 67	Yt = 88	Zr = 90	No = 94	Mo = 96	-- = 100	Ru = 104 Rh = 104 Pd = 106
7		Aq = 108	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 128	I = 127
8	Cs = 133	Ba = 137	Di = 138	Ce = 140				
9								
10			Er = 178	La = 180	Ta = 182	W = 184		Os = 195 Ir = 197 Pt = 198
11	Au = 199	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 2088			
12				Th = 231		U = 240		

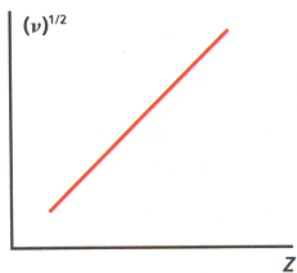
↑ Tabla periódica de Mendeleiev tal como fue publicada en Gran Bretaña en 1871.

8.2. Ley de Moseley.

Las propiedades químicas de los elementos son periódicas. Por tanto, debe existir una ordenación en el átomo, algo dentro de él, que explique estos resultados.

Las inversiones en las masas atómicas de algunos elementos preocupaban a la comunidad científica de la época, que no dejaba de preguntarse: ¿cuál sería la causa de estos fallos?

Finalmente, en 1913, Henry Moseley observó que cuando bombardeaba una serie de elementos con electrones de alta energía, las frecuencias de los rayos X emitidos crecían de forma regular, al aumentar el llamado *número atómico*. Matemáticamente, esta relación se expresa por la ecuación:



$$\sqrt{f} = a \cdot (Z - b)$$

donde f es la frecuencia de los rayos emitidos, a y b son constantes para todos los elementos, y Z es el número atómico (carga nuclear).

Esta regularidad sugirió a Moseley que cada elemento, con respecto al siguiente, difiere en una unidad constante de carga positiva. Por tanto, si ordenamos los elementos de acuerdo con esta regla, elaboraremos una nueva tabla periódica.

El número atómico, como criterio de orden, resuelve muchos de los problemas que presentaba la tabla periódica de Mendeleiev:

- 1) Justifica las alteraciones en las masas atómicas que Mendeleiev introducía para situar los elementos con las mismas propiedades en el mismo grupo.
- 2) Explica la existencia de los isótopos de un elemento, ya que el número atómico de un elemento químico no varía (es el mismo para todos los átomos de un elemento).
- 3) Cierra la posibilidad de pasar por alto algún elemento, ya que si dos elementos vecinos poseen números atómicos contiguos, no puede haber entre ellos ningún elemento desconocido.

Estos hechos ponen de manifiesto que el número atómico es la verdadera clave para el establecimiento de una clasificación periódica de los elementos.

9.- Descripción el 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*. Esta 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 *periodos*.

Grupos

El Sistema Periódico consta de 18 filas verticales, o grupos, que se designan con los números correlativos del 1 al 18. (En algunos países se utiliza 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). Nosotros utilizaremos el criterio de la IUPAC, que es el primero que hemos dado. 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.

Este hecho es lo que se muestra a continuación, tomando como ejemplo los elementos del grupo 16, Y refiriendo las configuraciones al gas noble más próximo (notación simplificada):

Grupo 16	O: [He] 2s ² 2p ⁴	S: [Ne] 3s ² 3p ⁴	Se: [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	Te: [Xe] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴
----------	---	---	--	---

Periodos

Si estudiamos las configuraciones de los elementos pertenecientes al 2º y 4º períodos del sistema periódico, observamos que:

- Cada periodo comienza con un alcalino que sitúa a su electrón de valencia en un subnivel u orbital s.
- Cada período termina con un gas noble cuando se completa el llenado de los orbitales p del mismo nivel de energía.

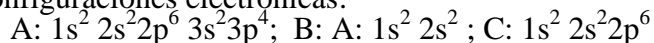
De acuerdo con ello, los elementos de un mismo periodo tienen situados *los electrones de valencia en el mismo nivel de energía*. El número de elementos que constituye cada período está relacionado con el número de electrones que completan su nivel energético:

1. *Período muy corto*. A este periodo le corresponde el nivel de energía principal n = 1, contiene el orbital 1s, y solo puede albergar dos electrones, de aquí que solo haya en el primer periodo dos elementos: H y He.
2. *Períodos cortos*. Al *segundo período* le corresponde el nivel de energía n = 2, contiene el orbital 2s y tres orbitales 2p, y puede albergar 8 electrones. Este periodo, constituido por ocho elementos, comienza con el Li y termina con el Ne.
De igual forma, el *tercer período*, nivel de energía n = 3, contiene 8 electrones que completan los orbitales 3s y 3p; empieza con el Na y termina con el Ar.
3. *Periodos largos*. El *cuarto período*, nivel de energía n = 4, contiene 18 elementos; 8 de ellos completan los orbitales 4s y 4p, y los 10 elementos restantes, con números atómicos del 21 al 30, completan los orbitales 3d (metales de transición).
El *quinto período*, nivel de energía n = 5, contiene igualmente 18 elementos que llenan los orbitales 5s, 5p y 4d.
4. *Periodos muy largos*. El *sexto período*, nivel de energía n = 6, contiene 32 elementos, de los cuales, 8 completan los orbitales 6s y 6p; 14, los orbitales 4f (metales de transición interna), y 10, los orbitales 5d (metales de transición). Por último, el *séptimo período*, nivel de energía n = 7, está incompleto. Contiene 2 elementos que llenan orbitales 7s, 14 elementos que completan orbitales 5f (actínidos) y el resto completan orbitales 6d.

Teniendo en cuenta el subnivel de energía que ocupa el electrón diferenciador, podemos agrupar los elementos en:

- *Elementos representativos*: son aquellos que en su último nivel de energía completan los subniveles s (grupos 1 y 2: alcalinos y alcalinotérreos) o p (grupos 13: térreos, 14: carbonóideos, 15: nitrogenóideos, 16: anfígenos, 17: halógenos, 18: gases nobles).
- *Elementos de transición*: completan subniveles d, del nivel energético (n - 1), forman los grupos del 3 al 12, y ocupan el centro de la tabla.
- *Elementos de transición interna*: completan subniveles f, del nivel (n - 2) comprenden dos series de elementos cada una de ellas: los lantánidos y los actínidos.

A.18. Dadas las configuraciones electrónicas:



Indica razonadamente: a) El grupo y el período en los que se hallan A, B y C; b) Los iones más estables que pueden formar A, B y C.

A.19. La configuración electrónica del ion X³⁻ es 1s² 2s²2p⁶ 3s²3p⁶. a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?; b) ¿A qué grupo y período corresponde ese elemento?; c) Justifica si el elemento X posee electrones desapareados.

10.- 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 esta es análoga para los elementos de un mismo grupo.

A continuación, describimos algunas 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.

Es decir, la intensidad de estas fuerzas depende de:

- La *carga nuclear* (Z). Cuanto mayor sea su valor, más intensa es la atracción del núcleo sobre el electrón más externo.
- La *distancia* a la que se encuentren del núcleo dicho electrón. Cuanto más cerca esté, mayor será la atracción nuclear.

10.1. Radio atómico y radio iónico.

El tamaño de un átomo es difícil de acotar, ya que siguiendo las pautas marcadas por la mecánica cuántica, la distribución de la densidad electrónica de un átomo no tiene límites definidos.

Una aproximación válida es considerar que cuando los átomos e iones se unen entre sí para formar agregados moleculares o cristales, se sitúan a distancias bien definidas unos de otros. Por ello solemos tomar como *radio atómico* la mitad de la distancia entre dos núcleos idénticos, bien en un cristal, *radio metálico*, bien en una molécula, *radio covalente*. Luego el valor del radio atómico siempre dependerá del tipo de unión que presenten los átomos.



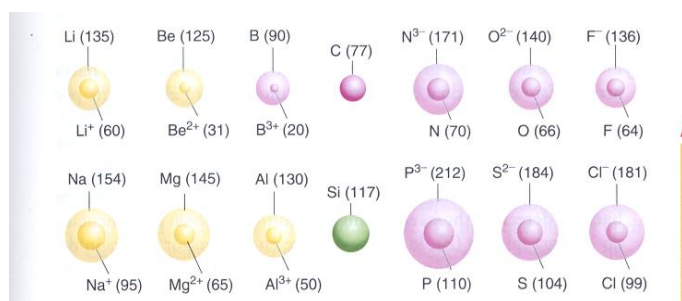
Dentro del sistema periódico se observan las siguientes tendencias:

1. *Los radios atómicos disminuyen, por regla general, al avanzar a lo largo de un período.* Esto es debido a que la carga nuclear aumenta regularmente, y el número de electrones crece en la misma proporción, pero éstos completan orbitales del mismo nivel energético. Como el núcleo cada vez tiene más protones, atrae a los electrones del mismo nivel con mayor fuerza y, en consecuencia, las nubes electrónicas se contraen.
2. *Los radios atómicos aumentan al descender en un grupo.* Esto es debido a que la carga nuclear y el número de electrones se incrementan, y aumentan tanto las atracciones núcleo-electrón como las repulsiones electrón-electrón. Los nuevos electrones se sitúan en niveles energéticos superiores, más alejados del núcleo. Por otra parte, los electrones de los niveles intermedios *apantallan* el efecto del núcleo y, por tanto, la atracción que ejerce éste sobre los electrones de valencia disminuye, es decir, los electrones internos ejercen un *efecto de apantallamiento* de la carga positiva del núcleo, por esta causa, los electrones más externos son

atraídos con una fuerza menor; La carga neta que afecta a un electrón externo se denomina *carga nuclear efectiva*.

El *radio iónico* de un elemento se define como el radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones al entrar a formar parte de una red cristalina. Esta definición presenta las mismas dificultades que la dada para el radio atómico, o incluso mayores, ya que los radios del catión o del anión de un determinado cristal no son iguales.

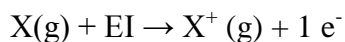
1. *El radio de un ion positivo, catión, es menor que el de su elemento.* Al ser menor el número de electrones, la carga nuclear efectiva es mayor, con la consiguiente contracción de la nube electrónica.
2. *El radio de un ion negativo, anión, es mayor que el de su elemento.* Al aumentar el número de electrones, se produce una mayor repulsión entre estos, con la consiguiente expansión de la nube electrónica.
3. Dentro de un *mismo período, los radios catiónicos disminuyen hacia la derecha*, ya que así aumenta *Z*. Sin embargo, *los radios aniónicos, salvo para aniones isoelectrónicos, aumentan.* En un *mismo grupo tanto los radios catiónicos como los aniónicos aumentan hacia abajo*, ya que, en ese sentido, se van añadiendo una capa electrónica más.



A.20. Dadas las especies: Cl⁻ (Z = 17); K⁺ (Z = 19); Ar (Z = 19), Indica, justificadamente, cuál tendrá un radio mayor.

10.2. Energía o potencial de ionización.

La *primera energía o potencial de ionización de un elemento* es la energía necesaria para extraer un electrón, el más débilmente retenido, de cada uno de los átomos que componen un mol de dicho elemento cuando se encuentra en estado gaseoso y en su estado fundamental.



La energía de ionización es diferente para cada elemento, y dentro de un mismo elemento varía según se arranque el primero, el segundo, o los sucesivos electrones más alejados del núcleo.

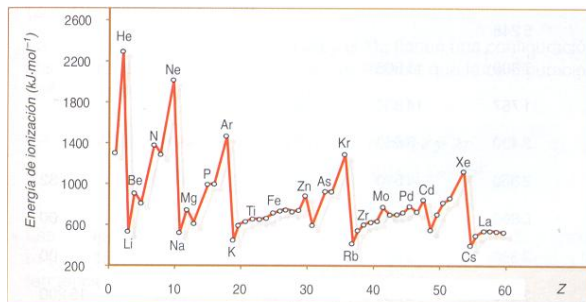
Los valores de los diferentes potenciales de ionización de un átomo son una medida directa de la fuerza con la que los electrones están retenidos. La primera energía de ionización de un elemento está vinculada con:

- *La carga del núcleo atómico.* Si la carga nuclear aumenta, entonces crece la fuerza de atracción que ejercen las cargas positivas del núcleo sobre el electrón.
- *El efecto apantallamiento.* Los electrones situados en los niveles internos del átomo disminuyen la atracción que ejerce el núcleo sobre el electrón más alejado.
- *El radio atómico.* Si el tamaño del átomo aumenta, disminuye la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre el electrón.

La energía de ionización es una propiedad que podemos determinar mediante análisis espectral o por medio de espectrometría fotoelectrónica (bombardeo de los átomos con fotones).

La gráfica siguiente muestra como varía la primera energía de ionización a lo largo de un grupo y de un periodo. Los datos experimentales muestran que:

Los elementos pertenecientes al grupo de los gases nobles, grupo 18, tienen la energía de ionización más alta de cada periodo de la tabla, lo cual justifica su poca reactividad



Sin embargo, los elementos pertenecientes al grupo de metales alcalinos, grupo 1, son los que presentan en cada periodo la energía de ionización más baja. Por tanto, tienen gran tendencia a perder el electrón de su última capa y adquirir la configuración de gas noble.

Dentro de cada grupo, los valores de las energías de ionización disminuyen a medida que descendemos por él; así,

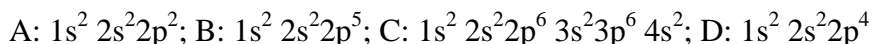
el potencial de ionización del litio es mayor que el del sodio y éste mayor que el del potasio.

De acuerdo con ello, la energía de ionización de un elemento guarda una relación directa con su configuración electrónica, podemos decir entonces que es una función periódica.

Este comportamiento se puede explicar de la siguiente forma:

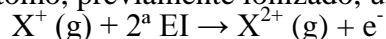
- *En un periodo.* Al pasar de un elemento al siguiente, aumenta el número atómico en una unidad, y con ello la carga nuclear. Como el nuevo electrón se sitúa en el mismo nivel de energía, el radio atómico disminuye. El aumento de la carga nuclear y la reducción de radio atómico hace que el electrón añadido esté más fuertemente retenido, y que, por consiguiente, la energía de ionización crezca. Las irregularidades encontradas en los elementos de transición se deben al efecto de apantallamiento, y a la existencia de subniveles llenos o semilenos, que parecen conferir estabilidad a los elementos que los presentan.
- *En un grupo.* Al pasar de un nivel energético a otro mayor, aumenta la distancia entre los electrones de la capa de valencia y el núcleo. Como la fuerza atractiva entre el núcleo y los electrones externos disminuye con el cuadrado de la distancia y además está, en parte, contrarrestada con el aumento de los electrones de los niveles internos (efecto apantallamiento), el potencial de ionización disminuye.

A.21. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:



Razona: a) El elemento de mayor y menor energía de ionización; b) El elemento de mayor y menor radio atómico.

Si, una vez arrancado un electrón, seguimos comunicando energía al átomo, éste puede perder 2, 3 o más electrones. Por tanto, la *segunda energía de ionización* es la energía necesaria para arrancar del átomo, previamente ionizado, un segundo electrón:



De forma similar podemos definir la tercera, cuarta, y sucesivas energías de ionización. Si un átomo pierde un electrón, se convierte en un ion con una carga positiva. La energía necesaria para arrancar un segundo electrón al ion formado será mayor que la del primer potencial, ya que disminuyen las repulsiones electrón-electrón, y aumenta la atracción efectiva del núcleo sobre los demás electrones más externos. De esta forma podemos justificar que siempre se cumple: $1^a EI < 2^a EI < 3^a EI$

Este comportamiento general varía según las configuraciones electrónicas de los distintos elementos. Así, por ejemplo, el segundo potencial de ionización del litio es aproximadamente 10 veces mayor que el primero, ya que el segundo electrón hay que arrancarlo de un orbital 1s, mucho más cercano al núcleo. En el caso del berilio, la diferencia entre el primer y el segundo potencial de ionización no es excesivamente grande, debido a que ambos electrones encuentran en un orbital 2s.

Los metales alcalinos se caracterizan por presentar el primer potencial de ionización muy pequeño, y el segundo alto, mientras que los alcalinotérreos tienen tanto el primero

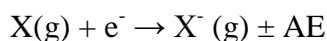
como el segundo bajos. En ambos casos después de alcanzar la configuración de gas noble, los iones formados presentan elevadas energías de ionización.

En la tabla siguiente se muestran las energías de ionización sucesivas de algunos elementos, expresadas en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

Elemento	1ª EI	2ª EI	3ª EI	4ª EI
Li	520	7300	11808	
Na	495,9	4560	6900	9540
K	418,7	3052	4410	5900
Be	899	1757	14850	20992
Mg	738,1	1450	7730	10500
Ca	589,5	1145	4900	6500

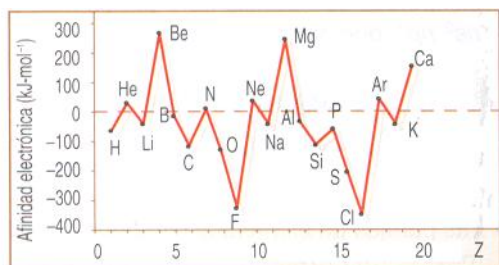
10.3. Afinidad electrónica.

Un átomo puede aceptar un electrón y transformarse en un ion negativo o anión, con el consiguiente intercambio de energía. La *afinidad electrónica* es la energía intercambiada (que se libera o que es necesario aportar) cuando se añade un electrón a todos y cada uno de los átomos que componen un mol de un elemento en estado gaseoso y fundamental.



Este proceso puede ser endotérmico o exotérmico, dependiendo de que requiera energía para llevarse a cabo o que la desprenda. El valor de la afinidad electrónica informa de la tendencia a formar el anión; cuanto más energía se desprenda en su proceso de formación, más fácilmente se constituirá el anión. Esto, casi siempre, es así para los elementos de la derecha del Sistema Periódico excepto los gases nobles. Por el contrario, los situados a la izquierda tendrán bajos valores de la afinidad electrónica (poca tendencia a tomar un electrón).

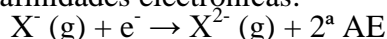
La gráfica muestra la variación de la afinidad electrónica de algunos elementos respecto a su número atómico.



- En un grupo, la afinidad electrónica (en valor absoluto) disminuye a medida que aumenta el número atómico.
- En un período, la afinidad electrónica es mínima en los primeros elementos y aumenta hasta se máxima en los elementos finales (con excepción de los gases nobles).

La tendencia y la variación de la afinidad electrónica al recorrer la tabla periódica coinciden con las de la energía de ionización. Las razones son comprensibles, ya que los elementos que pierden fácilmente un electrón presentan poca tendencia a captarlos, y viceversa, aquellos a los que les resulta muy difícil arrancar un electrón muestran poca avidez por ellos.

De la misma forma que ocurría con la energía de ionización, podemos definir una segunda, tercera y sucesivas afinidades electrónicas:



En la mayoría de los casos, los procesos son endotérmicos, pues para que un nuevo electrón se acerque a un ion negativo, es necesario vencer las fuerzas de repulsión electrostática.

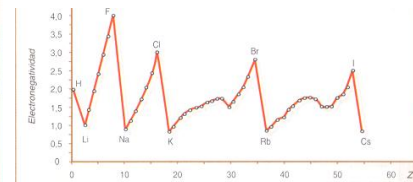
10.4. Electronegatividad.

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

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

Linus Pauling (1939) estableció una escala arbitraria de electronegatividades, asignando al átomo más electronegativo, el de flúor, el valor 4,0 y, a partir de él, el de todos los demás, como se muestra en la Tabla Periódica siguiente:

1																	18
H 2,1																	He
2																	10
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La-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	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9																



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

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

Así pues, los elementos más electronegativos están situados a la derecha del Sistema Periódico, mientras que los menos electronegativos se hallan en la parte izquierda. (Los gases nobles carecen de valor de la electronegatividad, lo que es lógico si consideramos que estos elementos se caracterizan por su mínima tendencia a formar enlaces con los demás elementos).

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

10.5. Carácter metálico y no metálico.

El carácter metálico está asociado a aquellos elementos que consiguen la estabilidad perdiendo electrones, luego está íntimamente relacionado con la energía de ionización y con la afinidad electrónica.

Los elementos metálicos presentan baja energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad. Tienen tendencia a perder electrones y formar iones positivos, actuando como *reductores*. Por tanto, el carácter metálico de los elementos aumenta hacia la izquierda en un período y hacia abajo en los grupos representativos.

Los metales ocupan el centro y la izquierda del Sistema Periódico; casi el 80% de los elementos de la tabla son metales.

Los elementos no metálicos, por el contrario, tienen tendencia a ganar electrones para adquirir estabilidad (configuración de gas noble), comportándose como buenos

oxidantes. Los encontramos a la derecha y en la parte superior del Sistema Periódico.

Esta variación gradual de las propiedades hace que algunos elementos no correspondan exactamente con metales ni con no metales, por lo que reciben el nombre de

semimetales. Los semimetales son los elementos que aparecen en la zona marcada a la derecha de la tabla a partir del B ($Z=5$). Son los siguientes: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

A.22. El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente:

$$A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20.$$

Razona: a) ¿Cuál es el más electronegativo?; b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?; c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?

A.23. Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 20, 27 y 34. Indica razonadamente: a) El elemento más electronegativo y el de mayor radio; b) ¿Cuál o cuáles son metales y cuál o cuáles son no metales?