

TEMA 5: ESTRUCTURA ATÓMICA. PROPIEDADES PERIÓDICAS.

5.1 MODELOS ATÓMICOS. DE DALTON A RUTHERFORD.

La primera idea acerca de la composición atómica de la materia se debe a **Leucipo** y su discípulo **Demócrito de Abdera** (en torno al 450 aC). Frente a las ideas de Aristóteles predominante en la época (la teoría de los cuatro elementos y la infinita divisibilidad de la materia) proponen la existencia de algo indivisible (*atomo=indivisible*, en griego) que sería el constituyente más pequeño de las sustancias. Estas ideas no tuvieron calado entre los filósofos. Sin embargo, los epicúreos

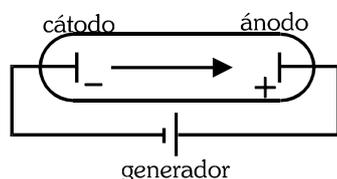
Durante la edad media, los descubrimientos de los árabes y los alquimistas aportan nuevas sustancias, pero no suponen ningún avance en la estructura de la materia.

En 1661 el inglés **Robert Boyle** publica *El químico escéptico*, obra en la que cuestiona los principios aceptados hasta entonces, y, a partir de sus experiencias con los gases, da la primera definición de elemento químico y defiende el atomismo.

La revolución que sufre la Química a finales del s.XVIII, con la ley de conservación de la masa de Lavoisier y la ley de las proporciones definidas de Proust, establece las primeras bases empíricas para sostener de forma científica la teoría atomista de la materia.

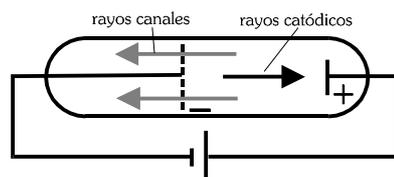
John Dalton, en 1808, propone la hipótesis atómica de la materia. Según esta hipótesis (posteriormente teoría) los átomos son partículas indivisibles, sin estructura interna. La única característica que diferencia los átomos de uno u otro elemento es la masa atómica. Ese es, por tanto, el primer modelo atómico que se propuso: un átomo esférico, macizo e indivisible.

Durante casi todo el siglo XIX se mantuvo ese modelo, ya que no hubo descubrimientos que lo contradijeran.



En 1875, el británico **Crookes**, experimentando con gases a baja presión, descubre que es posible hacer pasar corriente eléctrica a través de estos gases. El dispositivo experimental se conoce como *tubo de vacío*: un tubo herméticamente cerrado que contiene en su interior un gas a muy baja presión, y conectado a una fuente de tensión de alto voltaje. Crookes observa que del cátodo (polo -) salen rayos (llamados **rayos catódicos**) que llegan al ánodo (polo +). Aunque desconoce la naturaleza de estos rayos, descubre que:

- Tienen carga negativa.
- Tienen masa
- Se propagan en línea recta.

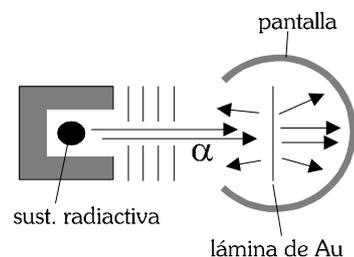
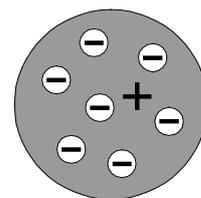


En 1886, **Goldstein**, usando como cátodo una lámina metálica perforada, descubre que, por detrás del cátodo, también se observan rayos que van en sentido contrario a los rayos catódicos: los llamó rayos canales, y descubrió que tenían carga positiva y una masa mucho mayor que la de los rayos catódicos.

Thomson, en 1897, y a la vista de que los rayos catódicos se producen en todos los experimentos, sea cual sea el gas que pongamos en el interior del tubo, propone que los rayos están formados por partículas de masa muy pequeña, y que se encuentran en todos los elementos. Por lo tanto, deben formar parte de todos los átomos. A esas partículas, responsables de la corriente eléctrica, las llamó **electrones** (e^-).

También descubrió que los rayos canales son átomos ionizados, es decir, átomos del gas que han perdido algún electrón al chocar con los rayos catódicos, y se han quedado con carga positiva.

En 1904 propone un modelo de átomo en el que incluye al electrón. Según Thomson, el átomo estaría formado por una esfera de carga positiva, en cuyo interior estarían incrustados los electrones, de forma que la carga total fuera neutra. (*Este modelo fue bautizado por los contemporáneos de Thomson como el del "pastel de pasas"*)



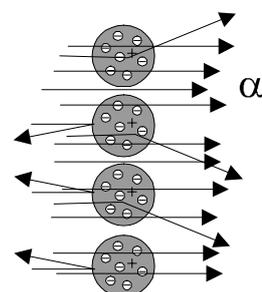
El siguiente descubrimiento importante lo hizo el neozelandés **Rutherford** entre 1910 y 1911. Gracias al descubrimiento de la radiactividad en 1898 por Becquerel y a los estudios posteriores de Marie Curie y otros, se disponía de partículas, conocidas como partículas α , soltadas por las sustancias radiactivas, y que viajaban a gran velocidad y podían lanzarse como proyectiles para investigar la estructura interna de los átomos.

El experimento que usó Rutherford consistía en "bombardear" una delgada lámina de Au con estas partículas α . Alrededor de la lámina, pantallas de Zn S, una sustancia que emite destellos de luz cuando chocan con ella las partículas α .

En este experimento, se observa que:

- A pesar de la elevada densidad del oro, y de la poca distancia que hay entre átomos, la inmensa mayoría de las partículas α atraviesan la lámina sin apenas desviarse.
- Muy pocas partículas α se desvían apreciablemente.
- Hay partículas que rebotan hacia atrás, pero lo hacen con una intensidad mucho mayor de la esperada.

Estudiando estos datos, llega a estas conclusiones:

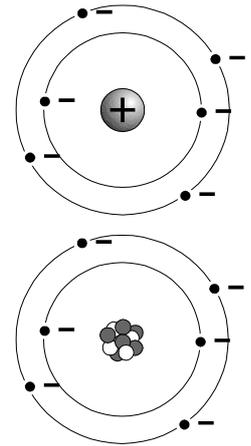


- El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas α lo atraviesen sin desviarse.
- Casi toda la masa del átomo está concentrada en una zona central de diámetro aprox. 10.000 veces menor que el del átomo. A esta zona se le llamó núcleo.

Así, en 1911, Rutherford propone su modelo atómico (*conocido como modelo planetario, por su semejanza con el sistema solar*). Consta de un núcleo central (de carga positiva, que concentra casi toda la masa del átomo), y una corteza exterior formada por electrones que dan vueltas alrededor del núcleo, atraídos por la carga positiva de éste.

En 1919 descubre el **protón** (p^+), con lo que el núcleo, en lugar de ser una esfera maciza, pasa a estar formado por un nº de protones igual al de electrones de la corteza.

Sin embargo, este modelo no es capaz de explicar aún cómo es que existen los isótopos, átomos del mismo elemento (igual número de protones y electrones) pero con distinta masa. Hubo que suponer que existía una tercera partícula sin carga eléctrica, el **neutrón** (n), que añadía la masa que faltaba. En 1932, **Chadwick** descubrió esta partícula.



De este modo, el modelo planetario del átomo queda como en la figura:

A pesar de los avances que supuso, este modelo nació con graves carencias. Ya desde 1865, Maxwell había demostrado, con su teoría electromagnética, que toda carga eléctrica en movimiento que sufra aceleración, emite ondas electromagnéticas (luz, rayos UVA, infrarrojos, microondas...), perdiendo energía. Este es el caso del electrón en su órbita, que sufre aceleración (normal) por la atracción del núcleo. Debido a esto, debería ir perdiendo energía, acercándose cada vez más al núcleo y describiendo una espiral hasta caer en éste. El modelo de Rutherford es inestable.

5.2 NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO: ISÓTOPOS.

El modelo de Rutherford, ampliado luego con el descubrimiento de las partículas que componen el núcleo, propone básicamente que el átomo está formado por tres partículas fundamentales:

Núcleo:	Protones (p^+)	Carga +	Masa = $1,6725 \cdot 10^{-27}$ kg (= 1,0073 uma)
	Neutrones (n)	Carga neutra	Masa = $1,6748 \cdot 10^{-27}$ kg (= 1,0086 uma)
Corteza:	Electrones (e^-)	Carga -	Masa = $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg \sim 1/1800 uma

El número de partículas que haya de cada tipo nos dirá de qué elemento se trata y qué características tiene:

Número atómico (Z): Número de protones del núcleo. Caracteriza al elemento químico. Descubierta por el inglés Moseley en 1913.

Número de neutrones (N)

Número másico (A): $A = Z + N$ número total de partículas que hay en el núcleo. Nos indica la masa aproximada del átomo, en uma.

Número de electrones: En un átomo neutro, el nº de e^- es igual a Z.

Si el nº de e^- es mayor que Z (más e^- que p^+) \rightarrow ión negativo \rightarrow Anión

Si el nº de e^- es menor que Z (menos e^- que p^+) \rightarrow ión positivo \rightarrow Catión

$$\text{Carga} = n^\circ p^+ - n^\circ e^-$$



Isótopos: Dos átomos se dice que son isótopos cuando tienen igual número de protones ($= Z$, es decir, pertenecen al mismo elemento) pero su número de neutrones es diferente (lo que hace que A sea distinto y, por tanto, su masa también)

Ejemplo: son isótopos estos pares de átomos ${}^{12}_6\text{C}$ ${}^{14}_6\text{C}$; ${}^{235}_{92}\text{U}$ ${}^{238}_{92}\text{U}$; ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H}$

5.3. ONDAS ELECTROMAGNÉTICAS. ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO.

Ya hemos visto que el modelo de Rutherford debe ser mejorado para explicar el movimiento de los electrones en la corteza atómica. La clave parece estar en la radiación que emite el electrón al girar en torno al núcleo. Estudiemos un poco más en detalle la radiación electromagnética:

Las ondas electromagnéticas consisten en la propagación de energía por el espacio mediante oscilaciones (vibraciones) de campos eléctricos y magnéticos. Son producidas por cargas eléctricas aceleradas (circuitos eléctricos, o los electrones de cualquier sustancia al calentarse).

5.3.1 Breves nociones sobre ondas: (según la teoría clásica)

- Una onda, o movimiento ondulatorio, consiste en la propagación de una vibración a través del espacio (el sonido producido por la cuerda de una guitarra, por ejemplo).

- Una onda transporta energía, pero no materia. Así, del mismo modo que la oscilación de la cuerda de la guitarra produce una onda sonora que transporta energía, la oscilación de una carga eléctrica produce una onda electromagnética que transporta energía.

- La energía se propaga a una velocidad constante, siempre que el medio se mantenga uniforme (por ejemplo, el sonido en el aire se propaga a 340 m/s).

Las ondas electromagnéticas se propagan en el vacío a una velocidad constante $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

Algunas magnitudes características:

Amplitud (A): Valor máximo de la vibración. Nos va a indicar la intensidad de la radiación

Periodo (T): Tiempo que tarda en producirse una oscilación completa. Se mide en segundos (s)

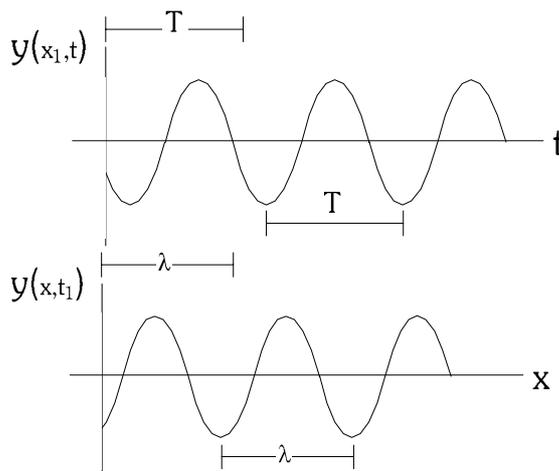
Frecuencia (ν): nº de oscilaciones por segundo. Es la inversa del periodo.

$$\nu = \frac{1}{T} \text{ . Se mide en hertzios (Hz = s}^{-1} \text{)}$$

Longitud de onda (λ): distancia recorrida por la onda durante un periodo (una oscilación completa). Teniendo en cuenta que la velocidad es

$$\text{constante, será } \lambda = c \cdot T \quad \text{o también } \lambda = \frac{c}{\nu}$$

La energía que transmite la onda electromagnética es proporcional a la frecuencia (e inversamente proporcional a la longitud de onda). A mayor frecuencia (menor λ), mayor energía transmite la onda.



5.3.2 Espectro electromagnético:

Las ondas electromagnéticas se clasifican según su frecuencia ν (o su longitud de onda λ).

ν (Hz)	Radiación	λ (m)
10^{22}	Rayos γ	10^{-14}
10^{21}		10^{-13}
10^{20}		10^{-12}
10^{19}	Rayos X	10^{-11}
10^{18}		10^{-10}
10^{17}	Rayos UVA, UVB	10^{-9}
10^{16}		10^{-8}
10^{15}		10^{-7}
10^{14}	Luz visible	10^{-6}
10^{13}	Infrarrojo	10^{-5}
10^{12}		10^{-4}
10^{11}	microondas	10^{-3}
10^{10}	Telecomunicaciones, microondas	10^{-2}
10^9		10^{-1}
10^8	Radio FM, Televisión, Telefonía	1
10^7		10^1
10^6	Ondas de radio AM	10^2
10^5		10^3
10^4	Ondas de radio largas	10^4
10^3		10^5

ESPECTRO VISIBLE

ν (Hz)	Color	λ (m)
$7,7 - 6,6 \cdot 10^{14}$	Violeta	$3,9 - 4,6 \cdot 10^{-7}$
$6,6 - 6,1 \cdot 10^{14}$	Azul	$4,6 - 4,9 \cdot 10^{-7}$
$6,1 - 5,2 \cdot 10^{14}$	Verde	$4,9 - 5,8 \cdot 10^{-7}$
$5,2 - 5,0 \cdot 10^{14}$	Amarillo	$5,8 - 6,0 \cdot 10^{-7}$
$5,0 - 4,8 \cdot 10^{14}$	Anaranjado	$6,0 - 6,2 \cdot 10^{-7}$
$4,8 - 3,8 \cdot 10^{14}$	Rojo	$6,2 - 7,8 \cdot 10^{-7}$

Fuente: M.Alonso , E.J. Finn. *Física*. Edit. Pearson, 2000

Esta clasificación es totalmente subjetiva. La división entre un tipo de o.e.m. y otro es artificial, basada en los efectos que se aprecian o los posibles usos que tienen para el ser humano.

En la tabla anterior están clasificados los distintos tipos en orden creciente de frecuencias (orden decreciente de λ). Hay

que tener en cuenta que ν y λ son inversamente proporcionales $\nu = \frac{c}{\lambda}$.

Radioondas. Son ondas electromagnéticas producidas por circuito eléctricos. Su longitud de onda está comprendida entre 10 km y 10 cm. Se emplean en radiodifusión y telecomunicaciones.

Microondas. Son producidas por vibraciones de moléculas. Su longitud de onda está comprendida entre 10 cm y 10^{-4} m. Se emplean en radioastronomía, comunicaciones (radar, maser).

Rayos infrarrojos. Son producidas en los cuerpos calientes y son debidas a oscilaciones de átomos. Su longitud de onda oscila entre 10^{-4} m y 7500 A ($1 \text{ A} = 10^{-10} \text{ m}$). Se emplean en la industria y en medicina (termoterapia).

Luz visible. Son producidas por oscilaciones de los electrones más externos del átomo. Su longitud de onda va de 7500 A a 4000 A. Son percibidas por nuestra retina. Se emplean en la visión, láser, etc.

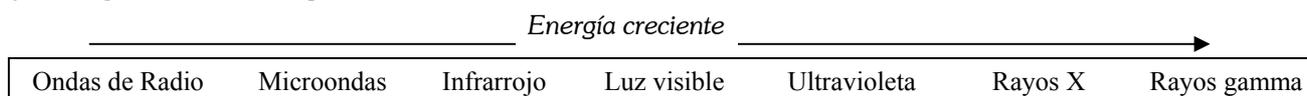
Rayos ultravioleta. Son producidas por oscilaciones de los electrones más internos. Su longitud de onda está comprendida entre 4000 Å y 30 Å. Se emplean en medicina, por su poder ionizante. Son los responsables de las quemaduras por el sol y de la aparición de los cánceres de piel. El Sol es un poderoso emisor de rayos ultravioleta.

Rayos X. Son producidos por oscilaciones de los electrones próximos al núcleo. Su longitud de onda es del orden de 30 Å - 0,4 Å. Se utilizan en la industria, en medicina (radiografías y radioterapia). Son peligrosos para los tejidos debido a su poder energético.

Rayos gamma (γ). Son producidos por oscilaciones nucleares, en los fenómenos radiactivos y en reacciones nucleares. Tienen una longitud de onda del orden de 10^{-5} Å. Tienen un gran poder de penetración, lo que hace que sean nocivos para los seres vivos.

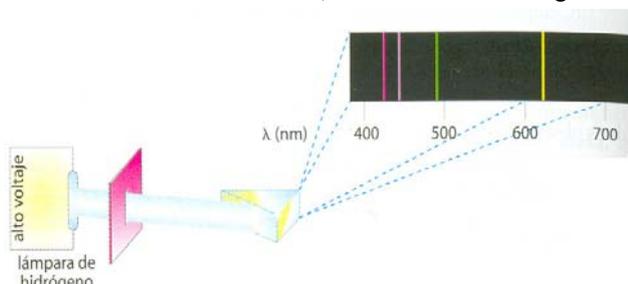
5.4 ESPECTROS ATÓMICOS

Existen distintos tipos de radiación (de luz). La luz visible es sólo una parte. Estas radiaciones tienen la misma naturaleza (electromagnética), pero difieren en la energía que transportan. La clasificación de estas radiaciones, ordenadas de menor a mayor energía, se denomina *espectro*.



Las divisiones entre unos tipos de radiación y otros es totalmente artificial. No existe un límite claro entre un tipo de luz y el siguiente. Además, el nombre dado a cada radiación responde únicamente a razones históricas, o de utilidad tecnológica.

Podemos observar el espectro descomponiendo la luz con un prisma. Al pasar por el prisma, las radiaciones se desvían más o menos, dependiendo de su energía. Así, al proyectarse en una pantalla, quedan ordenadas por ese orden de energía (es lo que pasa con las gotas de lluvia, que descomponen la luz del sol, formando el arco iris). El *espectroscopio* es un aparato diseñado para observar y analizar los espectros.



Cuando calentamos una sustancia simple en estado gaseoso (todos los átomos del mismo elemento), podemos observar la distribución de la radiación que desprende. Esto es lo que se conoce como *espectro de emisión atómico*.



También podemos hacer pasar luz blanca por un recipiente que contenga al elemento en estado gaseoso. Los electrones del elemento absorberán ciertos tipos de radiación, las cuales no aparecerán en la pantalla, quedando zonas oscuras. Esto se llama *espectro de absorción atómico*.

Los espectros venían siendo estudiados desde que fueron tratados por Newton en 1704 en su obra *Óptica*.

El espectro de la luz solar, así como el de un filamento metálico incandescente, es continuo, observamos radiación de todas las longitudes de onda (energías) posibles. (Este hecho será tratado en el tema siguiente)

En 1859, Bunsen y Kirchoff estudian los espectros de emisión de diferentes sustancias en estado gaseoso al ser calentadas. Descubren:

-Los espectros observados son **discontinuos**. Los átomos del elemento sólo desprenden unos tipos de luz determinados, y no otros. Los espectros de absorción y emisión son complementarios.

-Cada elemento químico tiene su propio espectro característico (esto permitirá identificar los componentes de una sustancia a partir de la luz que emite).

Estas características no habían podido ser explicadas con los modelos atómicos de Dalton o Thomson. El modelo de Rutherford explicaba por qué emiten radiación los átomos. Al calentar el gas y ponerlo incandescente, hacemos oscilar a los electrones entre órbitas más cercanas y más lejanas, emitiendo ondas electromagnéticas. Pero era incapaz de explicar por qué emiten sólo unas radiaciones, y no otras. Parece ser que los electrones sólo tienen permitido dar ciertos saltos entre órbitas, y no otros.

Espectro del hidrógeno

En 1885, J. Balmer, estudiando el espectro de emisión del hidrógeno, descubre una expresión que relaciona la longitud de onda de una serie de líneas del espectro (llamada serie de Balmer).
$$\frac{1}{\lambda} = R_{\lambda} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$
, donde R_{λ} es una constante, llamada constante de Rydberg, cuyo valor es $R_{\lambda} = 1,0973 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ n toma un valor para cada línea ($n = 3, 4, 5, 6, 7$)

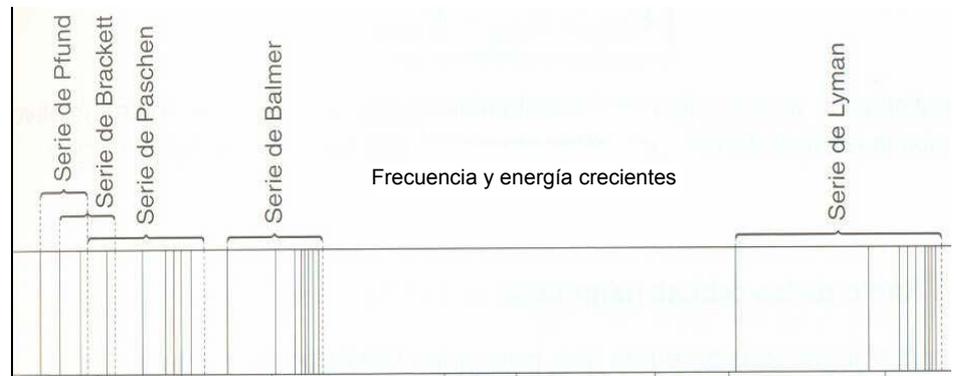
Posteriormente, al perfeccionarse la técnica, otros científicos descubren nuevas series de líneas espectrales en el hidrógeno. Existe una expresión general para calcular la longitud de onda de la radiación correspondiente a cada línea.

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\lambda} \cdot \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad \text{donde } n_2 \text{ es diferente para cada serie, y } n_2 > n_1.$$

Una expresión similar permite calcular la energía $E = R_E \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$, $R_E = 2,172 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

Así, las series son:

Serie	n_2	n_1
Lyman	1	2,3,4,5,6,7...
Balmer	2	3,4,5,6,7...
Paschen	3	4,5,6,7...
Brackett	4	5,6,7...
Pfund	5	6,7...
Hunfreys	6	7...



¿Cómo se explican estas líneas? Recordemos que la energía (la luz) es emitida al saltar los electrones desde una órbita más alejada del núcleo hasta otra más cercana.

Al existir esta discontinuidad en las líneas, parece que los electrones no pueden vibrar de cualquier forma (dar cualquier salto) dentro del átomo, no pueden desprender cualquier cantidad de energía. Todo parece indicar que los electrones no pueden estar en cualquier órbita, sino a unas distancias determinadas.

Ejercicios:

1. Calcular la longitud de onda y la frecuencia correspondientes a las dos primeras líneas de la serie de Balmer. ¿A qué zona del espectro electromagnético corresponden?
2. Repetir el ejercicio anterior para las series de Lyman y Brackett.

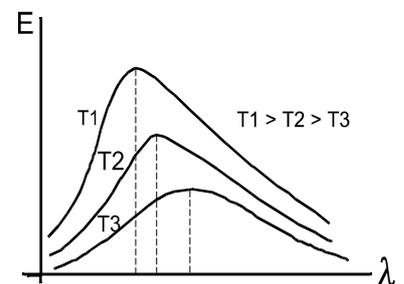
5.5 INICIOS DE LA TEORÍA CUÁNTICA.

5.5.1 Radiación térmica:

Cuando calentamos un cuerpo (un trozo de hierro, por ejemplo) observamos que, al aumentar considerablemente la temperatura, se pone "al rojo", es decir, emite luz de ese color. También el filamento de una bombilla se pone incandescente al calentarse. Y no sólo a altas temperaturas. A cualquier temperatura se emite radiación. El cuerpo humano emite radiación infrarroja (no visible) por el hecho de estar a 37 °C. Un hecho que se observa es que, a mayor temperatura, la frecuencia de la radiación emitida es mayor (y su λ es menor).

Representando la energía emitida en función de la temperatura a la que está el cuerpo y de la λ de la radiación emitida, se llega a una gráfica como la de la figura. Se observa que, a cada temperatura, el máximo de energía se emite en una frecuencia diferente.

La teoría clásica (de Maxwell), que considera que la radiación tiene carácter ondulatorio, supone que la energía se emitía de forma continua, como corresponde a una onda. Sin embargo, de esta forma no se consiguió explicar el comportamiento de un cuerpo incandescente. Era imposible obtener un modelo teórico para las gráficas obtenidas experimentalmente.



En 1900, el alemán **Max Planck** supone algo completamente diferente. Propone:

- La energía no se emite de forma continua, sino discreta, es decir, "concentrada" en **cuantos** o paquetes de energía (algo muy similar a lo que ocurriría si se emitieran partículas).
- La energía correspondiente a un cuanto depende de la frecuencia de vibración de los átomos del material.

Viene dada por la expresión $E = h \cdot \nu$ ($h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ cte de Planck)

Por lo tanto, la energía emitida no puede tener cualquier valor. Sólo podrá emitirse un número entero de cuantos de energía.

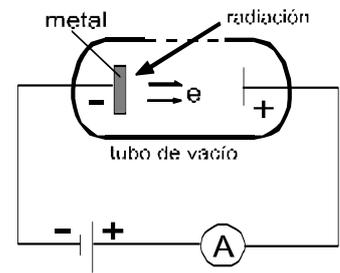
$E_T = n \cdot h \cdot \nu$. Se dice entonces que **la energía emitida está cuantizada**.

Teniendo en cuenta estas suposiciones, Planck obtiene la explicación teórica de toda la gráfica completa. Hubo que admitir, por lo tanto, que la emisión (y también la absorción, es decir, los intercambios de energía) de radiación no es continua, sino que está cuantizada.

1.5.2. Efecto fotoeléctrico

Este fenómeno consiste en la emisión de electrones por parte de un metal cuando sobre él incide radiación electromagnética ("luz"). Fue descubierto por Hertz en 1887, haciendo incidir radiación UVA sobre Zinc.

Colocando un dispositivo como el de la figura, es posible que los electrones emitidos pasen a formar parte de un circuito eléctrico, pudiendo así medir la intensidad de corriente mediante un amperímetro.



• Según la **teoría clásica**, los electrones van absorbiendo poco a poco la energía de la onda electromagnética incidente, hasta que tienen suficiente energía para vencer la atracción del núcleo y saltar hasta el ánodo. Es decir, se esperaría que:

- La emisión de los electrones no sea instantánea
- Dicha emisión debe darse para cualquier frecuencia de la onda incidente.
- La energía cinética de los fotoelectrones debe depender únicamente de la cantidad de radiación, de su intensidad, no de la frecuencia.

• Sin embargo, lo que se **observa realmente** en el experimento es:

- La emisión de los electrones es instantánea
- Empleando radiación con una frecuencia inferior a una cierta frecuencia (llamada frecuencia umbral, ν_0), no se observa emisión de electrones (no se mide corriente)
- La frecuencia umbral depende únicamente del tipo de metal que utilizemos.
- La energía cinética de los electrones depende de la frecuencia de la radiación, no de su intensidad (de la cantidad de luz).
- La intensidad de corriente (nº de electrones) sí depende de la intensidad de la radiación.

Estos hechos, claramente en desacuerdo con la teoría clásica, hacen que tengamos que plantearnos seriamente el carácter ondulatorio de la radiación electromagnética, de la luz. En este experimento, se comporta más como una partícula que como una onda.

Albert Einstein, en 1905, propone una explicación totalmente revolucionaria. Einstein aplicó las hipótesis de Planck para explicar este fenómeno. Pero llegó aún más allá en su ruptura con las teorías clásicas. Supuso que no sólo los intercambios de energía están cuantizados, sino que la propia radiación está constituida por "partículas", llamadas *fotoes*, que transportan la energía de forma discreta, concentrada en cuantos de energía. Es decir, supuso un comportamiento corpuscular para la luz, al menos en este fenómeno.

La energía de un fotón viene dada por la expresión de Planck $E = h \cdot \nu$

Suponiendo que la luz se comporta como una partícula, al chocar ésta con un electrón, le transmite instantáneamente toda su energía. Evidentemente, esta energía que cede al electrón dependerá de la frecuencia de la radiación. Si el fotón tiene energía suficiente (frecuencia suficiente) como para arrancar al electrón, se producirá la corriente eléctrica instantáneamente. De lo contrario, nunca se producirá, por mucha intensidad que tenga el foco de radiación electromagnética.

5.6 MODELO DE BÖHR PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO.

Sabemos que la radiación emitida por una sustancia es originada por oscilaciones (saltos) de los electrones de sus átomos. Según los modelos clásicos para el átomo (Rutherford), los electrones pueden ocupar cualquier órbita dentro del átomo y, por lo tanto, dar cualquier salto y emitir radiación de cualquier frecuencia. Eso daría lugar a un espectro continuo.

No obstante, en 1905, con las aportaciones de Planck y Einstein, sabemos que la radiación:

- Se emite y se absorbe de forma cuantizada.
- En determinados experimentos se comporta como partícula (fotones)

El danés **Niels Böhr**, en 1913, introduce unos postulados en el modelo. Según él:

-La órbita del electrón no puede estar a cualquier distancia del núcleo. Sólo son permitidas ciertas órbitas, en las que el momento angular ($L_o = r \cdot m \cdot v$) es múltiplo de la cantidad $\frac{h}{2\pi}$ (cuantización de las órbitas). Es decir, los electrones están distribuidos en capas, identificadas por el nº cuántico principal, $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

- Mientras el electrón permanece en una órbita, su energía permanece constante.

-El átomo emite radiación cuando un electrón salta de una órbita de mayor energía (más lejana) a otra de menor energía (más cercana). La energía emitida y la frecuencia del fotón están relacionadas por la expresión de Planck $E = h \cdot \nu$

$$\Delta E < 0 \rightarrow E_{\text{fot}} = -\Delta E$$

-Cuando el átomo absorbe radiación, la energía del fotón absorbido se emplea en el salto de un electrón hacia una órbita más alejada. $\Delta E > 0 \rightarrow E_{\text{fot}} = \Delta E$

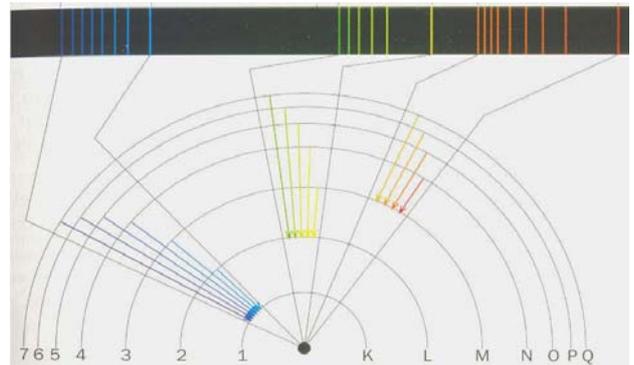
La energía del electrón en una órbita viene dada por la expresión $E = -\frac{R_E}{n^2}$, donde $R_E = 2,172 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

Al saltar un electrón de una órbita superior n_i a otra inferior n_f , emite un fotón cuya energía será igual a la diferencia de energías de las órbitas (en valor absoluto).

$$\Delta E = E_f - E_i = -\frac{R_E}{n_f^2} - \left(-\frac{R_E}{n_i^2}\right) = R_E \cdot \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) < 0 \rightarrow E_f = -\Delta E \rightarrow E_f = R_E \cdot \left|\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right|$$

Esta expresión coincide con la obtenida experimentalmente por Balmer y otros, a finales del s. XIX

Con esto se explica la discontinuidad de los espectros. Como sólo están permitidas ciertas órbitas, sólo estarán permitidos ciertos saltos, y por lo tanto, sólo se emitirá radiación de ciertas frecuencias muy concretas. Lo mismo ocurre con la absorción.



5.7 INCONVENIENTES DEL MODELO DE BÖHR. AMPLIACIONES AL MODELO.

El modelo de Bohr supuso un éxito en la época, ya que explicaba satisfactoriamente las líneas observadas en el espectro del hidrógeno. Realizando cálculos a partir de la atracción electrostática entre el protón y el electrón, y de la energía del electrón en la órbita, llega a determinar los distintos radios permitidos de las órbitas, con la expresión

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 K m e^2} \cdot n^2 = a_0 \cdot n^2 \quad , \text{ donde } a_0 = 0,53 \text{ \AA} = 0,53 \cdot 10^{-10} \text{ m, es el radio de la primera órbita (n = 1)}$$

También obtiene teóricamente el valor de la constante de Rydberg $R_E = \frac{2\pi^2 K^2 m e^4}{h^2} = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

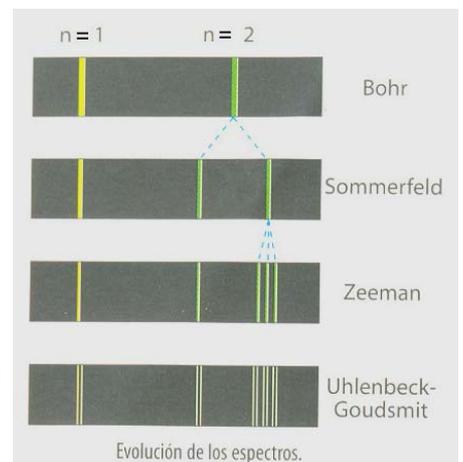
Sin embargo, a pesar de tan importantes logros, el modelo presenta una serie importante de inconvenientes:

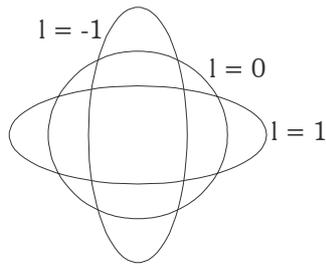
- No explica satisfactoriamente los espectros de los átomos polielectrónicos.
- Introduce el número cuántico n y la cuantización de la energía como un postulado (una suposición), sin explicar su causa.
- Posteriormente, al perfeccionarse las técnicas espectroscópicas, se descubre que algunas líneas del espectro son en realidad varias (multipletes), de energías muy parecidas. Este desdoblamiento de las líneas no estaba contemplado en el modelo.

-Se conocía desde 1896 el llamado **efecto Zeeman**. Al hacer pasar la luz del espectro por un campo magnético, algunas líneas se desdoblán.

Para explicar el desdoblamiento de las líneas, el alemán **Arnold Sommerfeld**, en 1915, propone que las órbitas de los electrones no tienen por qué ser circulares, pueden ser elipses de mayor o menor excentricidad, que estaría cuantizada. Así, para un mismo nivel principal (n), tendremos varios subniveles secundarios, marcados por un número cuántico secundario o azimutal (l) que nos indica la forma de la elipse.

Ahora bien, estas órbitas elípticas, pueden tener diferente orientación espacial, y su efecto se apreciará en presencia de un campo magnético, explicándose el efecto Zeeman. Según Sommerfeld, también la orientación de la orbita debe estar cuantizada, con un número cuántico magnético (m).





Posibles órbitas para $n = 2$, según Sommerfeld

Quedaba por describir el llamado *efecto Zeeman anómalo*, un desdoblamiento de todas las líneas espectrales al someterlas a campos magnéticos muy intensos. En 1925, **Uhlenbeck** y **Goudsmit** proponen la introducción de un cuarto número cuántico, el spin, que marcaría la rotación interna del electrón (como la rotación terrestre). Este número cuántico de spin (s), puede tener dos valores, correspondientes a los dos posibles sentidos de giro del electrón.

Si bien la introducción de los números cuánticos describe bien el comportamiento de los electrones en la emisión de radiación, aún sigue quedando sin explicar lo más importante. ¿Cuál es la causa de que existan los números cuánticos? ¿Por qué los electrones se comportan de ese modo dentro del átomo? A principios de los años 20, aún no existía una teoría que consiguiera resolver estos enigmas.

5.8 TEORÍA CUÁNTICA. CARÁCTER ONDULATORIO DEL ELECTRÓN

5.8.1 Dualidad onda partícula. Hipótesis de de Broglie.

Planck y Einstein dejaron probado el comportamiento dual de la luz (como onda y como partícula), que antes considerábamos únicamente como onda. Pero podríamos plantearnos si ese comportamiento dual es exclusivo de la luz. ¿Podría darse lo contrario? ¿Puede que algo que consideramos una partícula (en electrón, p.e.) se comporte como una onda en algunos experimentos?

El científico francés **Louis de Broglie**, basándose en los resultados de Planck, Einstein y otros (Compton), supuso en 1924 que *cualquier partícula puede comportarse como una onda en algunas situaciones*. Es decir, supuso que toda la materia tiene un comportamiento dual.

Dicho comportamiento ondulatorio vendrá caracterizado por una λ , llamada **longitud de onda asociada** a la partícula que estemos considerando. Esta λ viene dada por la expresión $\lambda = \frac{h}{p}$, donde h es la cte de Planck y $p = m \cdot v$ es la

cantidad de movimiento de la partícula. Así $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$

La onda asociada a una partícula recibe el nombre de **onda de materia**.

Ahora bien, si toda partícula puede comportarse como una onda, tal como supuso de Broglie, dicho comportamiento debe ser observable. Es decir, un haz de electrones debería de producir difracción al encontrarse con un obstáculo del tamaño adecuado. Empleando valores característicos ($m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, $v = 5 \cdot 10^6$ m/s) obtenemos $\lambda = 1,45 \cdot 10^{-10}$ m, es decir, aproximadamente la distancia entre átomos en algunos metales. En 1927, **Davidson** y **Germer**, usando una lámina de Niquel como red de difracción, comprobaron que las suposiciones de de Broglie eran ciertas.

Para una partícula macroscópica (p.ej. $m = 1$ kg, $v = 10$ m/s) $\lambda = 6,6 \cdot 10^{-35}$ m. No existen en el universo obstáculos de tamaño tan pequeño. O sea, no podremos apreciar el carácter ondulatorio de una partícula macroscópica.

Una consecuencia importante de esta suposición es que explica la cuantización de las órbitas de los electrones en el átomo, considerando que dichas órbitas son **ondas estacionarias** para el electrón. La longitud de la órbita cumple que es un n° entero de veces la λ asociada.

5.8.2 Principio de incertidumbre de Heisemberg

El alemán **Heisemberg**, en 1927, teniendo en cuenta el carácter dual de la materia, descubrió que era imposible medir simultáneamente y con exactitud algunas magnitudes de un sistema. De hecho, el propio hecho de medir ya modifica el sistema que estamos midiendo.

Supongamos el siguiente experimento (totalmente imaginario), llamado microscopio de Bóhr: Queremos medir a la vez la posición y la velocidad de un electrón. Para poder ver al electrón con un microscopio, al menos tendría que chocar con él un fotón de luz que, al rebotar, llegara hasta el microscopio. Ahora bien, al chocar, el fotón cambiará la velocidad del electrón, y no podremos medir la que tenía anteriormente.

Una forma de expresar este principio de incertidumbre es la siguiente:

Es imposible medir simultáneamente y con total exactitud la posición y la cantidad de movimiento (velocidad) de una partícula. Siempre la incertidumbre (error que podemos cometer) en la medida cumplirá

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4 \cdot \pi}$$

donde Δx y Δp son las incertidumbres al medir la posición y la cantidad de movimiento. Se observa que si Δx se hace muy pequeña (gran exactitud), Δp se hará muy grande (mucho error).

De este principio de incertidumbre pueden extraerse algunas **consecuencias** fundamentales.

- Este principio limita en gran medida el conocimiento que podemos tener sobre la naturaleza. De hecho, **rompe con el determinismo** propio de los científicos del s. XIX, que suponían que todo en la naturaleza podía ser conocido con exactitud.

- Ya no podemos hablar de posición o velocidad exactas de una partícula, únicamente de **probabilidad** de encontrar a una partícula en una determinada posición. Por lo tanto, *el modelo de Böhrr para el átomo ya no es válido*, hay que buscar una nueva visión de las cosas, una nueva Física. Schrödinger, con su ecuación de onda, proporciona la herramienta básica de la **Física Cuántica**.

5.9 ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER. FUNCIÓN DE ONDA.

En 1926, el austriaco Erwing **Schrödinger**, introduce el carácter ondulatorio del electrón en el estudio de la estructura atómica. Un electrón, por tanto, debe tener una función de onda Ψ que describa su comportamiento. Y Ψ se obtiene al resolver una ecuación de onda similar a la de la cuerda de una guitarra, o al sonido. Para el caso del electrón sometido a un potencial eléctrico V por parte del núcleo, esta ecuación toma la forma:

$\hat{H}[\Psi] = E \cdot \Psi$, donde E es la energía del electrón, y \hat{H} es el operador Hamiltoniano, que en este caso toma la forma

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

En coordenadas cartesianas (x, y, z). O también

$$-\frac{h^2}{8\pi^2 m r^2} \left[\frac{\partial}{\partial r} \left(r^2 \frac{\partial \Psi}{\partial r} \right) - \frac{1}{\sin \theta} \frac{\partial}{\partial \theta} \left(\sin \theta \frac{\partial \Psi}{\partial \theta} \right) + \frac{1}{\sin^2 \theta} \frac{\partial^2 \Psi}{\partial \phi^2} \right] + V(r) \cdot \Psi = E \cdot \Psi$$

En coordenadas esféricas.

No pertenece a este curso el explicar la resolución de esta ecuación de onda. Nos limitaremos a comentar las consecuencias que de ella se extraen:

-Para un mismo átomo (p.e. el hidrógeno), las diferentes soluciones obtenidas son funciones que corresponden a los estados permitidos para el electrón en dicho átomo. Dichos estados permitidos se denominan orbitales.

-A cada orbital (estado permitido) le corresponde un valor de energía. Sólo están permitidos, por tanto, ciertos valores de energía (la energía está cuantizada).

Un orbital atómico es una solución de la ecuación de onda aplicada al átomo: es decir, es un estado de energía permitido en un átomo.

-La función de onda correspondiente a un determinado orbital viene determinada por cuatro números, llamados **números cuánticos**, que aparecen de forma natural al resolver la ecuación de onda. Coinciden con los números que tuvieron que ser introducidos por Böhrr y Sommerfeld para explicar los espectros. Estos números cuánticos marcan una distribución de los electrones en capas, subcapas y orbitales.

Capa (nivel)	n (nº cuántico principal)	n = 1, 2, 3, 4 ...	En la naturaleza, los átomos sólo tienen e ⁻ hasta la capa 7 como mucho. Para el hidrógeno y átomos monoeléctricos, n determina la energía del electrón. Para átomos polielectricos, la energía depende de todos los números cuánticos (n y l fundamentalmente).																
Subcapa (subnivel)	l (nº cuántico secundario) (azimutal)	l = 0 ... n-1	El número de subcapas depende de la capa en la que estemos. Así, la capa 1 sólo tendrá una subcapa posible (l=0). La capa n=2 tendrá dos subcapas (l=0, l=1), y la tercera capa tres subcapas, la cuarta cuatro... Por tradición, se identifica a cada subcapa con una letra. Así: <table style="margin-left: 20px;"> <tr> <td>l = 0</td> <td>s</td> <td>l = 4</td> <td>g</td> </tr> <tr> <td>l = 1</td> <td>p</td> <td>l = 5</td> <td>h</td> </tr> <tr> <td>l = 2</td> <td>d</td> <td></td> <td>etc</td> </tr> <tr> <td>l = 3</td> <td>f</td> <td></td> <td></td> </tr> </table> El número l nos indica la forma del orbital, como puede verse en las figuras de la última página.	l = 0	s	l = 4	g	l = 1	p	l = 5	h	l = 2	d		etc	l = 3	f		
l = 0	s	l = 4	g																
l = 1	p	l = 5	h																
l = 2	d		etc																
l = 3	f																		

Orbital	m (nº cuántico magnético)	m = -1 ... 0 ... +1	En una subcapa s sólo puede existir un orbital (m = 0) En una subcapa p tenemos tres orbitales (m = -1, m = 0, m = +1) En una subcapa d , cinco orbitales (m = -2, -1, 0, 1, 2) En una subcapa f , siete orbitales (m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3) Indica la orientación espacial del orbital.
Spin	s (nº cuántico de spin)	s = +1/2, -1/2	Esta es una división interna de los orbitales. En una interpretación simple, el spin marca el movimiento de rotación del electrón (como le pasa a la Tierra). Como puede girar en dos sentidos (en el de las agujas del reloj o en el contrario), el número cuántico de spin puede tomar dos valores. Como podemos ver, en un orbital podremos tener dos electrones como máximo.

El nº cuántico de spin, *s*, introducido para explicar la experiencia de Uhlenbeck y Goudsmit, no era explicado por la ecuación de onda de Schrödinger. Fue Paul Dirac en 1928 el que, al introducir la teoría de la relatividad de Einstein en el movimiento del electrón, consiguió que apareciera en la función de onda, con los valores previstos.

5.9.1 Interpretación física de la función de onda.

Desde el punto de vista ondulatorio, el electrón en el átomo se comporta como una onda de materia. Su materia no estaría concentrada en un punto, sino que se propagaría de acuerdo con su función de onda Ψ .

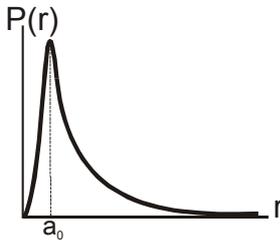
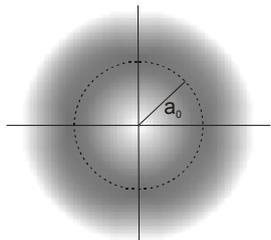
Sin embargo, podemos usar otra interpretación (propuesta por Max Born en 1926) mucho más comprensible. Considerando al electrón como una partícula, la función Ψ no tiene sentido físico en sí misma. Pero sí su cuadrado $|\Psi|^2$, ya que la operación $P(r) = 4\pi \cdot r^2 \cdot |\Psi|^2$ nos indica la densidad de probabilidad, es decir, la probabilidad de encontrar al electrón en un punto determinado del espacio.

De este modo, podemos representar en el espacio las zonas donde es más probable encontrarlo, obteniendo así lo que podríamos llamar (sin excesivo rigor) la “forma” del orbital.

Por ejemplo, en el átomo de hidrógeno, la función de onda del estado fundamental 1s (n=1, l=0, m=0) es:

$$\Psi_{(1,0,0)} = \frac{1}{\sqrt{\pi}} a_0^{-\frac{3}{2}} \cdot e^{-\frac{r}{a_0}} \rightarrow P(r) = 4a_0^{-3} \cdot r^2 \cdot e^{-\frac{2r}{a_0}}$$

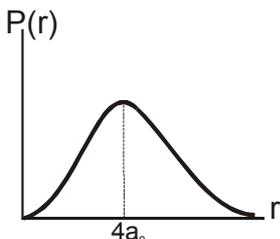
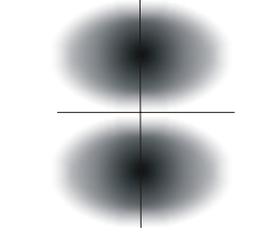
sólo depende del radio, tiene simetría esférica.
El máximo de probabilidad coincide con la 1ª órbita de Böhr.

Para el estado excitado 2p_z (n=2, l=1, m=0)

$$\Psi_{(2,1,0)} = C \cdot r \cdot e^{-\frac{r}{2a_0}} \cdot \cos \theta \rightarrow P(r) = C' \cdot r^4 \cdot e^{-\frac{r}{a_0}} \cos^2 \theta$$

depende de r y del ángulo con el eje z. No tiene simetría esférica.
Posee un plano nodal, con probabilidad nula, el XY

Como podemos comprobar, ya no podemos hablar de la órbita que describe un electrón, sólo podemos representar una nube de puntos donde es probable encontrarlo (llamada nube electrónica). Normalmente en las figuras aparece dibujada la zona donde existe al menos un 90% de probabilidad.

Al final del tema aparecen gráficos con la distribución espacial de los diferentes tipos de orbital. Al cambiar de una capa a otra, varía el tamaño, pero no la forma (todos los “s” tienen simetría esférica, los “p” están formados por dos lóbulos, y así)

5.9.2 Representación simbólica de los orbitales:

Para referirnos a un determinado orbital, habrá que indicar en qué capa y subcapa está. Para ello se indica el número de la capa seguido de la letra correspondiente en la subcapa. El número de electrones que contiene la subcapa (puede estar llena o no) se coloca a continuación como superíndice.

Ejemplos: 1 s¹ 3 p⁴ 3 d⁷ 5 f³

Para indicar qué orbitales son los que contienen electrones en una determinada subcapa representaremos cada orbital con un círculo, pintando una flecha en su interior por cada electrón que ocupe ese orbital. Como ya hemos visto, sólo pueden

existir dos e⁻ como máximo en el orbital, y deben tener distinto número de spin. En un orbital en que haya dos electrones, se pintarán las flechas una hacia arriba y otra hacia abajo.



Usaremos esta representación únicamente para la última capa del átomo, la denominada *capa de valencia*.

5.10 ÁTOMOS MONOELECTRÓNICOS Y POLIELECTRÓNICOS.

La ecuación de onda de Schrödinger tiene solución exacta únicamente para el átomo de hidrógeno y átomos con un solo electrón (átomos teóricos con cualquier n° atómico, Z, pero con un solo electrón). Para átomos con más de un electrón (el helio, por ejemplo), la repulsión entre los electrones introduce un potencial eléctrico adicional V(r), que hace que la resolución exacta de la ecuación de Schrödinger se vuelva imposible.

5.10.1 Átomos monoeléctricos:

Para el hidrógeno y los átomos monoeléctricos (iones con cualquier Z y un único electrón, He⁺, Li²⁺...) sabemos que:

-La energía del electrón depende exclusivamente del número cuántico principal, n, con una expresión que coincide con la de Bohr $E = -\frac{13,6 \cdot Z}{n^2}$ (en eV) o bien $E = -\frac{2,172 \cdot 10^{-18} \cdot Z}{n^2}$ (en J) donde Z es el número atómico
(El *electronvoltio (eV)* es una unidad de energía muy usada para átomos y moléculas $1 eV = 1,6 \cdot 10^{-19} J$)

-En una misma capa, por tanto, tendremos varios orbitales con la misma energía, llamados orbitales degenerados. Por ejemplo, en la segunda capa, los orbitales 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z están degenerados. No los distinguiríamos en el espectro a menos que introduzcamos un campo exterior, como en el experimento de Zeeman.

-La energía de un electrón en el átomo siempre es negativa. A esto se conoce como estado ligado del electrón. Mientras su energía total siga siendo negativa, el electrón estará ligado al núcleo. Si se hace cero o positiva, dejará de estar unido y escapará de la atracción nuclear.

-El estado fundamental de un átomo monoeléctrico es aquel de mínima energía, con el electrón en la capa 1 (1s). Si el electrón está en otro nivel diferente, con mayor energía, se dice que está en un estado excitado.

5.10.2 Átomos polielectricos:

Como ya hemos dicho, para los átomos polielectricos, la repulsión entre electrones introduce un potencial eléctrico adicional V(r), que hace que la resolución exacta de la ecuación de Schrödinger se vuelva imposible. No obstante, se realizan aproximaciones y cálculos numéricos que proporcionan excelentes resultados, acordes con la experiencia.

- Aunque las funciones de onda cambien, la "forma" de los orbitales continúa siendo la misma esencialmente. También la energía correspondiente a los orbitales es siempre negativa.

- La energía correspondiente a un orbital no depende sólo de n, sino también de l. No se cumple la expresión de Bohr. Esta es la razón de que el modelo de Bohr no pueda explicar satisfactoriamente los espectros de los átomos de muchos electrones.

- Cambian los estados degenerados. Ahora, los orbitales "s" tienen distinta energía que los "p". Siguen siendo degenerados p_x, p_y, p_z, los del mismo subnivel.

- El estado fundamental de un átomo polielectrico (estado de mínima energía) es aquel que tiene ocupados por electrones todos los niveles energéticos inferiores al más externo.

5.10.3 Orden de llenado de los electrones:

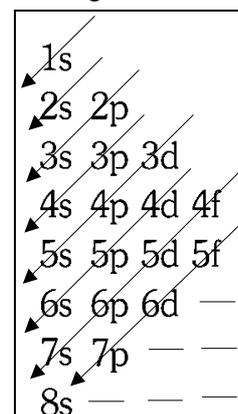
Los electrones (como cualquier otro sistema en la naturaleza) tienden a la máxima estabilidad, y esto se consigue cuando tienen la menor energía posible. Es decir, que intentarán ocupar en primer lugar los orbitales con menor energía. El orden de llenado viene dado por algunas reglas y principios que exponemos a continuación:

Principio de Aufbau (principio de mínima energía): Los electrones se distribuyen en el átomo de menor a mayor energía. El orden de energía viene marcado fundamentalmente por la suma n + l. Primero se ocupan los orbitales con menor (n + l). En caso de coincidencia, aquel de menor n.

Regla de Hund (principio de máxima multiplicidad): Dentro de una misma subcapa, los electrones comienzan a colocarse uno en cada orbital (electrones desapareados). Cuando ya no quedan más orbitales libres, ocupan los que tenían un electrón (se habla entonces de electrones apareados, con spines opuestos). Eso se debe a la repulsión entre electrones, que hace que tiendan a estar lo más alejados posible.

Principio de exclusión de Pauli: En un átomo, no podemos tener dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Esto explica el hecho de que en el mismo orbital sólo podemos tener dos electrones, ya que sólo hay dos valores del n° cuántico de spin, s.

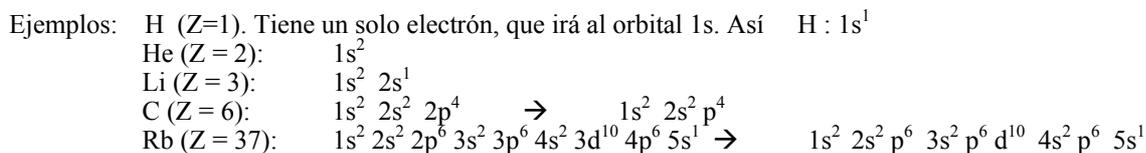
Regla de Möller: Resume el orden de energía de los orbitales y nos indica cuáles serán ocupados antes.



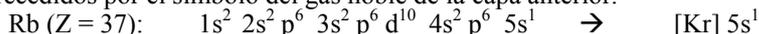
5.10.4 Configuración electrónica de un elemento:

Establecer la configuración electrónica de un elemento consiste en indicar la distribución de los electrones que tiene un átomo de dicho elemento.

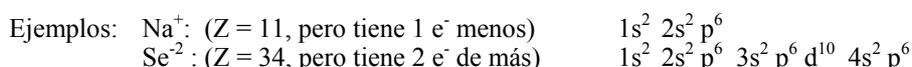
Se van indicando por orden los distintos orbitales ocupados por electrones y el nº de electrones que tienen, siguiendo la regla de Möller. Terminamos de llenar cuando hemos llegado al número total de electrones que corresponden a ese elemento.



Una forma abreviada de escribir la configuración electrónica consiste en la configuración de la última capa (los últimos subniveles en llenarse), precedidos por el símbolo del gas noble de la capa anterior.



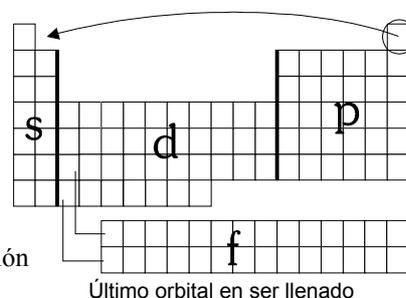
Iones: Cuando tenemos un ión, hay que calcular previamente el número de electrones que tiene el átomo, a partir del número atómico y la carga eléctrica.



Importancia de la última capa:

La configuración electrónica del último nivel (capa) ocupado es fundamental a la hora de ver las propiedades químicas de los elementos, ya que son esos electrones más externos, los que van a interactuar con los electrones externos de otros átomos, dando lugar a las reacciones químicas.

Si miramos en la tabla periódica, todos los elementos del mismo grupo tienen iguales propiedades químicas. Esto se debe a que poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa.



Todos los átomos tienden a ser lo más estables que puedan. Esta estabilidad la consiguen si tienen llena de electrones su capa más externa. Entonces, los átomos tendrán tendencia a ganar o perder electrones para conseguir esa estabilidad. Esta es la base del enlace químico.

Configuraciones de subcapa semillena: Para ciertos elementos (como el Cr), se consigue una mayor estabilidad cuando en el último nivel las subcapas están semillenas, con todos los electrones desapareados, evitando así la repulsión electrónica, que aumenta la energía. De este modo, la configuración electrónica del cromo, en lugar de ser [Ar] 4s² 3d⁴, es [Ar] 4s¹ 3d⁵, con las subcapas 4s y 3d semillenas.

5.10.5 Paramagnetismo y diamagnetismo

La configuración electrónica de la última capa también explica el comportamiento de las sustancias frente a campos magnéticos externos.

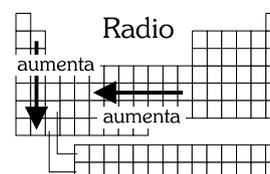
Existen sustancias **paramagnéticas**, que son atraídas (aunque débilmente) por los imanes. Esto se debe a que poseen electrones desapareados en su última capa. Al estar desapareados, poseen un campo magnético neto (distinto de cero) originado por el spin de esos electrones desapareados. Ese campo magnético resultante interactúa con el imán.

Por otro lado, existen sustancias **diamagnéticas**, que no son atraídas por imanes, e incluso repelidas débilmente. Se da en elementos que tienen sus electrones apareados (subcapas semillenas), con lo que los spines opuestos se cancelan y el campo magnético neto es nulo. No interactúan con los imanes.

5.11 PROPIEDADES PERIÓDICAS:

La clasificación de los elementos químicos en la tabla periódica está hecha basándose en las propiedades químicas de dichos elementos. En este apartado estudiaremos algunas de esas propiedades, que están relacionadas con la configuración electrónica de los átomos de cada elemento.

Radio atómico (volumen atómico): El radio (el tamaño) de un átomo viene marcado por el tamaño de la corteza electrónica. Depende básicamente de dos factores, por orden de importancia:



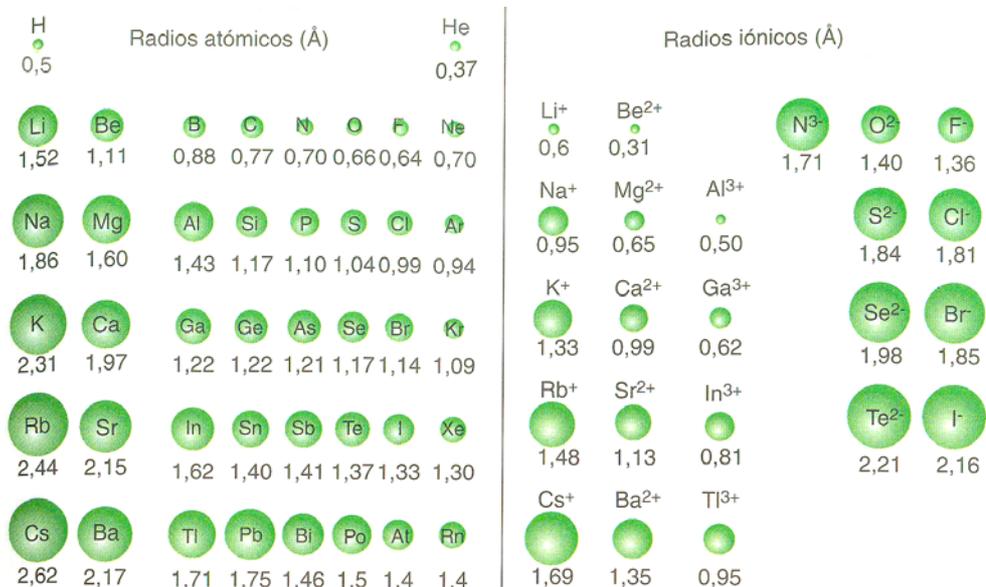
- El número de capas (n) que posea el átomo. A mayor nº de capas, mayor será el radio del átomo. El nº de capas nos lo indica el periodo en el que se encuentra el elemento (ej: el Cl, del periodo 4, tiene 4 capas electrónicas). Así, vemos que, dentro de un mismo grupo, conforme bajamos en la tabla, tenemos un mayor nº de capas, y un mayor radio.

- La atracción que sufran los electrones por parte del núcleo. Si los electrones externos están muy atraídos por el núcleo, se acercarán más a este, con lo que el átomo tendrá menor tamaño que otro con menor atracción. Para los átomos con muchos electrones, además, influye el apantallamiento, o repulsión entre electrones, que hace que se alejen unos de otros, haciendo más grande el átomo y aumentando el radio.

El estudio conjunto de estos factores se vuelve complicado, pero en general, sin profundizar, podemos considerar que:

-Al descender en el grupo, el radio aumenta (hay cada vez mayor nº de capas)

-Al avanzar en el mismo periodo, el radio atómico disminuye (esto no se cumple para los gases nobles)



Radio iónico: Cuando un átomo gana o pierde electrones, su tamaño varía considerablemente.

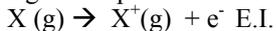
Cuando un metal pierde electrones, se suman dos efectos que hacen disminuir el radio del átomo. Por una parte, puede llegar a perder una capa completa. Además, al tener menos electrones, existe menos apantallamiento, por lo que se ven más atraídos por el núcleo.

Cuando un no metal gana electrones (para conseguir el octeto en su última capa), la repulsión entre éstos aumenta haciendo que tiendan a alejarse entre sí, aumentando el radio.

En la figura podemos ver que los aniones son, en general, mayores que los cationes.

Al bajar en el grupo, el radio iónico aumenta, al igual que lo hace el radio atómico.

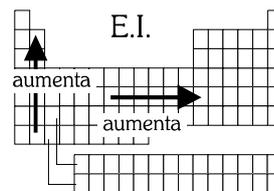
Energía de ionización (E.I.): Es la energía que hay que suministrar a un átomo del elemento en estado gaseoso para arrancar su electrón más externo (de su última capa).



Esta energía, conocida como primera energía de ionización (E.I₁), se mide en eV para un solo átomo, y en kJ/mol para un mol de átomos.

Es lógico que haya que darle energía para extraer el electrón, ya que hay que vencer la atracción eléctrica del núcleo. Cuanto más cerca esté la capa exterior (menor n), mayor será la atracción del núcleo y más energía habrá que suministrarle. Lo contrario ocurre si el electrón está más lejos. Es decir, al descender dentro del mismo grupo, la E.I. disminuye.

Al avanzar dentro del mismo periodo, como en general los electrones externos van siendo cada vez más atraídos por el núcleo, hará falta más energía para extraerlos. Así, en general, al avanzar en el periodo, la E.I. aumenta.



Del mismo modo, se definen:

- Segunda energía de ionización (E.I₂), energía necesaria para arrancar un 2º electrón ($X^+(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^-$)

- Tercer energía de ionización (E.I₃), energía necesaria para arrancar un tercer electrón ($X^{2+}(g) \rightarrow X^{3+}(g) + e^-$)

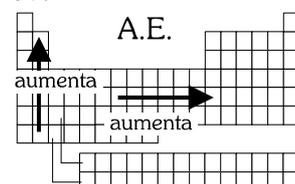
Y así sucesivamente.

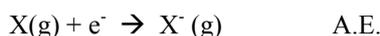
Los valores de estas E.I. son cada vez mayores, dado que debemos extraer un electrón (carga -) de un catión con cada vez más carga +, y la fuerza de atracción será mayor.

Por ejemplo, para el Litio: E.I₁ = 5,4 eV, E.I₂ = 50,0 eV, E.I₃ = 122,4 eV.

La energía de ionización está directamente relacionada con el **carácter reductor** de un elemento.

Afinidad electrónica (A.E.): Energía que acompaña al proceso de incorporación de un electrón a la última capa de un átomo del elemento en estado gaseoso.





Se mide en eV para un átomo, o en kJ/mol para un mol de átomos.

Esta energía puede ser negativa si es desprendida (caso de los no metales de los grupos 16 y 17, con gran tendencia a ganar electrones) o positiva, si es absorbida (caso de los metales alcalinotérreos, con la subcapa s llena, y con gran resistencia a aceptar un nuevo electrón. Para los elementos que tienen la última capa llena (gases nobles) o alguna subcapa llena o a medio llenar (grupo 15), la A.E. es positiva.

La afinidad electrónica es laboriosa de calcular, y sólo se conocen con precisión las de algunos elementos.

Variación de la A.E. en la tabla periódica:

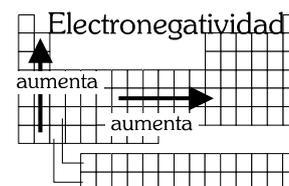
- Al descender en el mismo grupo, la A.E. disminuye (en valor absoluto), desprendiéndose para cada elemento menor energía, dado que la última capa está más alejada y, por tanto, menos atraída por el núcleo.

- Al avanzar en un periodo, la energía desprendida es cada vez mayor (en valor absoluto), dada la mayor atracción por parte del núcleo. Sin embargo, en los elementos que poseen subcapas llenas o a medio llenar (grupos 2, 12, 15), se produce una disminución en la energía desprendida, que puede incluso llegar a ser absorbida. Por tanto, la variación general que aparece en la figura debe ser matizada.

La afinidad electrónica está directamente relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento.

Electronegatividad: Esta propiedad está muy relacionada con el tema siguiente, el del enlace químico.

Cuando los átomos se unen para formar moléculas o redes iónicas, intercambian o comparten electrones de sus capas externas. La electronegatividad es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia su núcleo estos electrones compartidos.



El valor de esta propiedad sólo puede establecerse comparando los elementos entre sí, de dos en dos. Existe una escala relativa, llamada **escala de Pauling**, en la que se toma como elemento de referencia el más electronegativo, el flúor, al que se le da el valor 4,0. Por comparación, se obtiene la electronegatividad del resto de los elementos.

Los gases nobles, que debido a que tienen la última capa llena, no suelen formar enlaces, tienen electronegatividad 0.

La electronegatividad, en general, varía de la misma forma que E.I. y A.E. Disminuye al descender dentro de un grupo y aumenta al avanzar en el mismo periodo.

Electronegatividad (según Pauling)																	
1																	18
H 2,1																	
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9																

Metales y No Metales: Vistas las propiedades anteriores, y observando la tabla, podemos ver en qué se diferencian los elementos que consideramos *metales* de los *no metales*.

METALES	NO METALES
Tendencia a perder electrones.	Tendencia a ganar electrones.
Bajas E.I. , A.E. , electronegatividad	Altas E.I. , A.E. , electronegatividad

Los semimetales tienen propiedades intermedias, y dependen del elemento con el que se combinen.

Valencia: Es la tendencia a ganar, perder o compartir electrones que tiene un átomo para conseguir la mayor estabilidad posible (configuración de gas noble).

Cuando la tendencia es a arrancar electrones a otro elemento, o a perderlos, se habla de valencia iónica (electrovalencia)

Cuando la tendencia es a compartirlos, se habla de valencia covalente (covalencia).

Esta propiedad depende de la configuración electrónica de la última capa. De hecho, los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas parecidas porque poseen idéntica configuración electrónica en su última capa.

Ej: F (Z = 9): $1s^2 2s^2 p^5$. Le falta $1e^-$ para tener su última capa llena. Tiene tendencia a ganar un e^- . Valencia -1

Ca (Z = 20): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2$. Le es más "fácil" perder los dos e^- de su última capa, y así se queda con la configuración del gas noble anterior, el Ar. Valencia +2

CUESTIONES Y PROBLEMAS:

- Calcular la longitud de onda y la frecuencia correspondientes a las dos primeras líneas de la serie de Balmer. ¿A qué zona del espectro electromagnético corresponden?
- Repetir el ejercicio anterior para las series de Lyman y Brackett.
- A partir de los siguientes valores de frecuencia, obtenga la longitud de onda asociada:
 - $56 \cdot 10^{-14} \text{ s}^{-1}$
 - $800 \cdot 10^{-14} \text{ Hz}$
 - $356 \cdot 10^{-14} \text{ Hz}$
- Un electrón en un átomo de hidrógeno salta desde el nivel $n=5$ al nivel $n=2$. Determine el valor de la longitud de onda, frecuencia y energía asociada a dicha transición. Indique si corresponde dicha línea a un espectro de emisión o de absorción. Razone la respuesta.
- En el espectro atómico del hidrógeno se observa una línea de longitud de onda de $4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$. Calcule la energía asociada al fotón de dicha radiación, e indique si corresponde a la zona del espectro visible.
- Una lámpara de vapor de mercurio emite una luz azul-verdosa. Estos colores proceden de radiaciones de longitud de onda de 434,8 nm (azul) y 546,1 nm (verde). Calcule la energía asociada a cada una de las radiaciones.
- La serie de Lyman de líneas del espectro del hidrógeno se encuentra en el ultravioleta. Una de las líneas es de 95 nm. ¿Cuál es el nivel cuántico del estado de partida de la transición que da lugar a dicha línea?
- Calcule longitud de onda y energía (en J y en eV) de la 3ª raya de la serie de Lyman
 - Interprete según el modelo de Bóhr el origen de esta raya
 - Si la energía del electrón en el nivel de llegada es -13,6 eV. ¿Qué energía posee en el nivel de partida?
- Enuncie los postulados del modelo de Bóhr y explique las diferencias entre este modelo y el de Rutherford.
 - ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?
 - ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
 - Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo y a lo largo de un grupo.
 - Justifique que el ión Na^+ tiene menor radio que el ión F^- .
- Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m):

$(3, 2, 0)$; $(2, 3, 0)$; $(3, 3, 2)$; $(3, 3, 2)$; $(3, 0, 0)$; $(2, -1, 1)$; $(4, 2, 0)$.

 - Indique:
 - Cuáles son no permitidos y por qué
 - Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos anteriores cuyos números cuánticos sean posibles.
- Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:

$(4, 2, 0, +1/2)$; $(3, 3, 2, -1/2)$; $(2, 0, 1, +1/2)$; $(3, 2, -2, -1/2)$; $(2, 0, 0, -1/2)$
 - De las combinaciones anteriores que sean correctas, indique en qué orbital se encuentra el electrón.
 - Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
- Dado un átomo neutro del elemento cuyo número atómico es 19. ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
- Razone si serían posibles cada uno de los conjuntos de números cuánticos para cada electrón y denomine el correspondiente subnivel de energía.
 - $(3, 0, -1, +1/2)$
 - $(5, 2, 0, +1/2)$
 - $(6, 1, 5, -1/2)$
 - $(2, 0, 0, -1/2)$
- Razone cuál o cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos no son permitidos:
 - $(2, 0, 0)$
 - $(2, 1, 1)$
 - $(2, 2, 0)$
 - $(2, 1, -1)$
 - $(2, 1, 0)$
 - $(2, 1, 2)$
- ¿Cuántos orbitales existen en el cuarto nivel energético de un átomo? De ellos, ¿cuántos son s, p, d? Razone.
- Escriba los números cuánticos posibles para:
 - Un orbital 4d
 - Un electrón en un orbital 3s
- A continuación se dan las configuraciones electrónicas de algunos elementos. Razone para cada una si representa:
 - Un estado normal de energía, un estado excitado o un estado imposible.
 - Un átomo neutro, un ion positivo o un ion negativo.

Li: $1s^2 2p^1$ Ne: $1s^2 2s^1 2p^7$ F: $1s^2 2s^2 2p^6$ Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$
- Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al ($Z=13$), Na^+ ($Z=11$), O^{2-} ($Z=8$)
 - ¿Cuáles son isoelectrónicos?
 - Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?
- Los elementos x, Y, Z, tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. ¿Serán estables los iones X^{2+} , Y^{2+} , Z^{2-} ?
 - Dados los elementos de números atómicos 7, 17 y 20, ¿cuál será el ión más estable de cada uno? Razone.
- Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$
- Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

X = $1s^2 2s^2 p^1$ Y = $1s^2 2s^2 p^5$ Z = $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$

 - Indique el grupo y periodo en que se encuentran
 - Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
 - Cuál es el de mayor energía de ionización?
- Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25 respectivamente.
 - Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos
 - Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.
- En la tabla siguiente se dan las energías de ionización (kJ/mol) de los primeros elementos alcalinos.
 - ¿Por qué disminuye la 1ª E.I. del Li al K?
 - ¿Por qué no hay valor de la 4ª E.I. para el Li?
 - Por qué aumenta de la 1ª E.I. a la 4ª E.I.?

	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.
Li	521	7294	11819	-
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

24. a) Ordene razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de energía de ionización.

b) Ordene razonadamente los elementos D, E y F cuyos números atómicos son 4, 6 y 9, respectivamente, por orden creciente de su radio atómico.

25. a) Escriba la configuración electrónica de azufre ($Z = 16$), calcio ($Z = 20$) y selenio ($Z = 34$). Ordénelos razonadamente de mayor a menor radio atómico.

b) Escriba la configuración electrónica de los iones S^{2-} , Ca^{2+} y Se^{2-} , y ordénelos de mayor a menor tamaño.

26. Dado el elemento A ($Z = 17$), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$):

a) Se encuentran en el mismo periodo.

b) Se encuentran en su mismo grupo.

c) Son más electronegativos.

d) Tienen menor energía de ionización.

27. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de última capa.

a) $n s^1$

b) $n s^2 n p^1$

c) $n s^2 n p^3$

d) $n s^2 n p^6$

Indique dos elementos de los grupos anteriores y razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de esos elementos.

28. Razonar la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones.

a) Los valores de números cuánticos (3, 2, 2, +1/2) representan a un electrón situado en un orbital 3d.

b) A lo largo de un periodo, las propiedades químicas de los elementos son semejantes.

c) La energía de ionización de un periodo aumenta de izquierda a derecha.

d) Los elementos del mismo grupo presentan propiedades químicas similares pero no iguales, debido a que su configuración electrónica externa varía muy poco de unos a otros.

29. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a átomos neutros, razone:

A ($1s^2 2s^2 2p^2$)

B: ($1s^2 2s^2 2p^5$)

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

D: ($1s^2 2s^2 2p^4$)

a) grupo y periodo al que pertenece cada elemento.

b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.

c) El de mayor y el de menor radio atómico.

Cuestiones.

(Selectividad 2001)

- 1.- Defina: **a)** Energía de ionización. **b)** Afinidad electrónica. **c)** Electronegatividad.
- 2.- **a)** Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al ($Z=13$), Na^+ ($Z=11$), O^{2-} ($Z=8$).
b) ¿Cuáles son isoelectrónicos? **c)** ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?
- 3.- Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente.
a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
b) ¿Serían estables los iones X^{2+} , Y^{2+} y Z^{2-} ? Justifique las respuestas.
- 4.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:
A ($1s^2 2s^2 2p^2$); B ($1s^2 2s^2 2p^5$); C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$); D ($1s^2 2s^2 2p^4$).
Indique razonadamente: **a)** El grupo y periodo al que pertenece cada elemento.
b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización. **c)** El elemento de mayor y el de menor radio atómico.
- 5.- Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones: $\text{X}=1s^2 2s^2 2p^1$; $\text{Y}=1s^2 2s^2 2p^5$; $\text{Z}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
a) Indique el grupo y el periodo en el que se encuentran.
b) Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad. **c)** ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?
- 6.- Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m):
(3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0).
Indique: **a)** Cuáles no son permitidos y por qué.
b) Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.

(Selectividad 2002)

- 1.- **a)** Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: Na^+ ($Z=11$) y F^- ($Z=9$).
b) Justifique que el ion Na^+ tiene menor radio que el ion F^- .
c) Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.
- 2.- Dados los elementos A ($Z=13$), B ($Z=9$) y C ($Z=19$)
a) Escriba sus configuraciones electrónicas. **b)** Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.
c) Razone cuál tiene mayor volumen.
- 3.- **a)** Defina afinidad electrónica. **b)** ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
c) ¿Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?
- 4.- **a)** ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?
b) ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos? **c)** Defina el concepto de electronegatividad.
- 5.- Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.
a) Escriba sus configuraciones electrónicas. **b)** Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.
c) ¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.
- 6.- Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:
a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$. **b)** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. **c)** $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$.

(Selectividad 2003)

- 1.- **a)** Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:
(4,2,0,+1/2); (3,3,2, -1/2); (2,0,1,+1/2); (3,2,-2,-1/2); (2,0,0,-1/2).
b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
c) Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
- 2.- Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:
a) El grupo y el periodo al que pertenecen. **b)** Cuáles son metales. **c)** El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
- 3.- Dado el elemento de $Z = 19$:
a) Escriba su configuración electrónica. **b)** Indique a qué grupo y periodo pertenece.
c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
- 4.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia: 1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$
a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas. **b)** Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
c) Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.
- 5.- **a)** Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.
- 6.- **a)** Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ($Z = 17$) y del potasio ($Z = 19$).
b) ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores? **c)** ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

(Selectividad 2004)

- 1.- Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.
a) Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.
b) Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.
c) Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.
- 2.- Dados los siguientes grupos de números cuánticos: A: (2, 2, 1, 1/2); B: (3, 2, 0, -1/2); C: (4, 2, 2, 0); D: (3, 1, 1, 1/2)
a) Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.

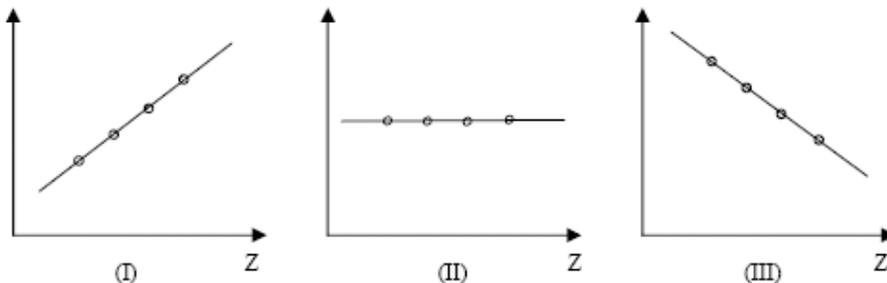
- b) Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.
- 3.- La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$.
Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:
a) Pertenece al grupo de los alcalinos. b) Pertenece al periodo 5 del sistema periódico. c) Tiene carácter metálico.
- 4.- Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):
a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas. b) Justifique cuál tendrá un radio mayor.
- 5.- Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.
a) Defina Energía de ionización. b) Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
c) Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

(Selectividad 2005)

- 1.-a) Escriba la configuración electrónica de los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente.
b) Indique el grupo y el periodo al que pertenecen. c) Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.
- 2.- Indique: 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.
- 3.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^1 ; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$
a) Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.
b) Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.
- 4.- a) Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos: As ($Z = 33$) Cl ($Z = 17$) Ar ($Z = 18$)
b) Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.
- 5.- a) Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos:
 $(0, 0, 0, -1/2)$; $(1, 1, 0, +1/2)$; $(2, 1, -1, +1/2)$; $(3, 2, 1, -1/2)$
b) Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.
c) Indique en cuál de ellos la energía es mayor.
- 6.- Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^-
a) Escriba sus configuraciones electrónicas. b) Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios.
Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 17.

(Selectividad 2006)

- 1.- La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X? b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
c) Razone si posee electrones desapareados el elemento X.
- 2.- Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.
a) Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.
b) Justifique qué elemento tiene mayor radio. c) Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.
- 3.- Dadas las configuraciones electrónicas: A: $1s^2 3s^1$; B: $1s^2 2s^3$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; D: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$
Indique 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, contiene electrones desapareados.
- 4.- Razone qué gráfica puede representar:
a) El número de electrones de las especies: Ne, Na^+ , Mg^{2+} y Al^{3+} b) El radio atómico de los elementos: F, Cl, Br y I.
c) La energía de ionización de: Li, Na, K y Rb.



- 5.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones Mg^{2+} ($Z=12$) y S^{2-} ($Z=16$).
b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
c) Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.
- 6.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones: Al^{3+} ($Z = 13$) y Cl^- ($Z = 17$).
b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
c) Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.

(Selectividad 2007)

- 1.- Dados los conjuntos de números cuánticos: $(2,1,2, \frac{1}{2})$; $(3,1,-1, \frac{1}{2})$; $(2,2,1,-\frac{1}{2})$; $(3,2,-2, \frac{1}{2})$

- a) Razone cuáles no son permitidos.
 - b) Indique en qué tipo de orbital se situaría cada uno de los electrones permitidos.
- 2.- Dadas las especies químicas Ne y O^{2-} , razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- a) Ambas especies poseen el mismo número de electrones.
 - b) Ambas especies poseen el mismo número de protones.
 - c) El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.
- 3.- La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento A es $3s^2 3p^5$.
- a) Justifique si se trata de un metal o un no metal.
 - b) Indique, razonadamente, un elemento que posea mayor potencial de ionización que A.
 - c) Indique, razonadamente, un elemento que posea menor potencial de ionización que A.
- 4.- La configuración electrónica del ion X^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
 - b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
 - c) Razone si el elemento X posee electrones desapareados.
- 5.- Para un átomo de número atómico $Z = 50$ y número másico $A = 126$:
- a) Indique el número de protones, neutrones y electrones que posee.
 - b) Escriba su configuración electrónica.
 - c) Indique el grupo y el periodo al que pertenece el elemento correspondiente.
- 6.- El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indique, razonando la respuesta, cuál de ellos:
- a) Corresponde a un gas noble.
 - b) Es un metal alcalino.
 - c) Es el más electronegativo.

(Selectividad 2008)

- 1.- Para el ión Cl^{-1} ($Z=17$) del isótopo cuyo número másico es 36:
- a) Indique el número de protones, electrones y neutrones.
 - b) Escriba su configuración electrónica.
 - c) Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.
- 2.- El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente: A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20; Razone:
- a) ¿Cuál es el más electronegativo?
 - b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?
 - c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?
- 3.- a) Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes: N^{3-} ($Z = 7$), Mg^{2+} ($Z = 12$), Cl^{-} ($Z = 17$), K ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$). b) Indique los que son isoelectrónicos.
- c) Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.
- 4.- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- a) El neón y el O^{2-} tienen la misma configuración electrónica.
 - b) El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno.
 - c) El neón y el O^{2-} tienen el mismo número de protones.
- 5.- Para un elemento de número atómico $Z = 20$, a partir de su configuración electrónica:
- a) Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.
 - b) Justifique la valencia más probable de ese elemento.
 - c) Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.
- 6.- Para un átomo en su estado fundamental, razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- a) El número máximo de electrones con número cuántico $n = 3$ es 6.
 - b) En un orbital $2p$ sólo puede haber 2 electrones.
 - c) Si en los orbitales $3d$ se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.