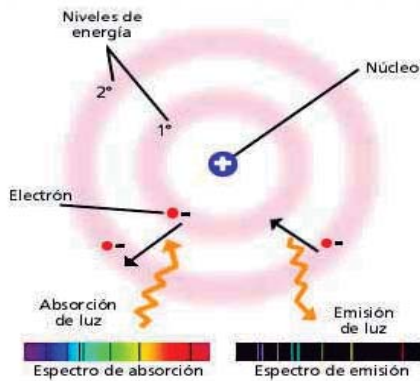


Tema 02

Estructura atómica

Clasificación periódica de los elementos

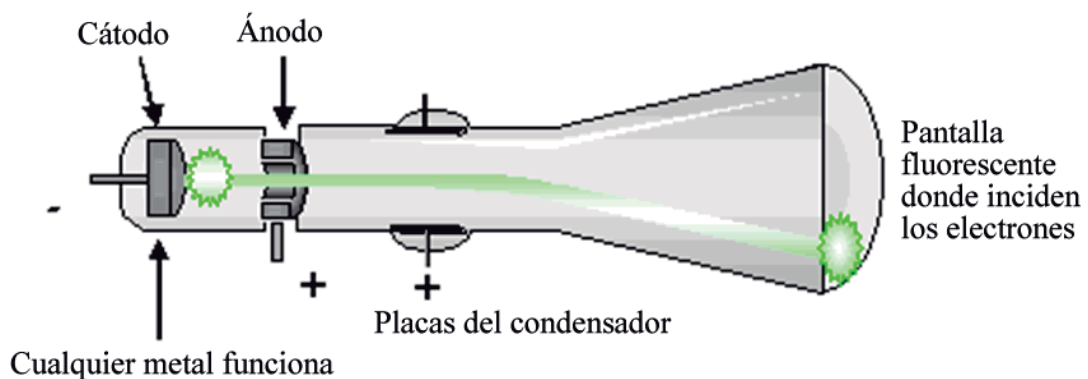


IES Padre Manjón
Diego Navarrete Martínez
Eduardo Eisman Molina

1.- Estructura del átomo: el átomo es divisible.

1.1.- El electrón.

- En 1897, el inglés **Joseph John Thomson** estudio el comportamiento de unos rayos que llamó catódicos, en presencia de campos eléctricos y magnéticos.
- 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 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.**

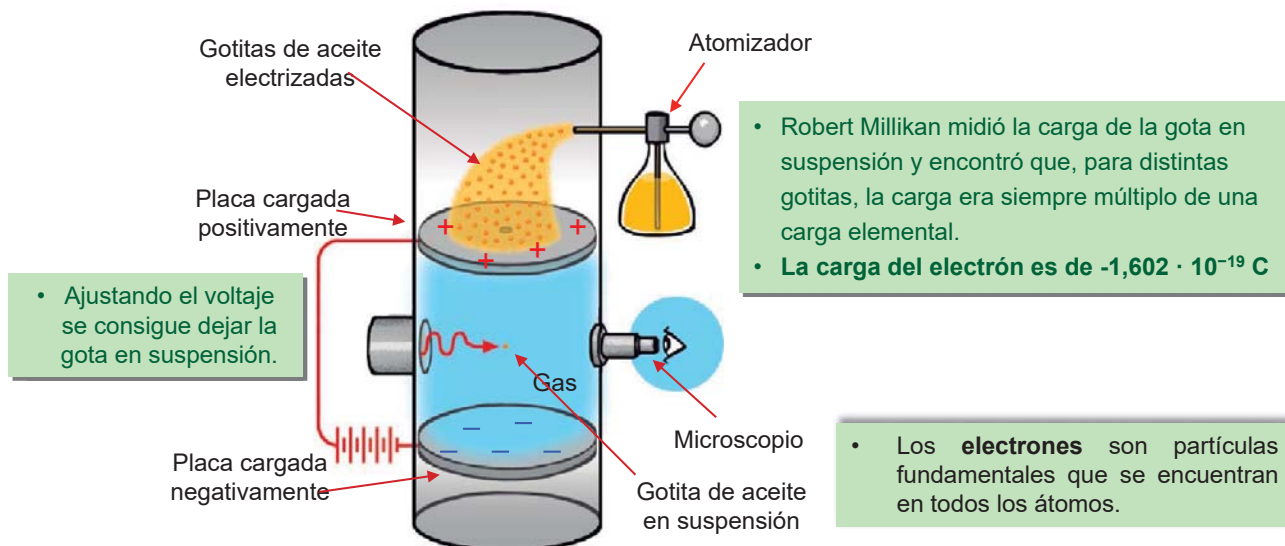


- Thomson encontró que en el interior de todos los átomos existen partículas cargadas negativamente, **halló su relación carga/masa ($1,76 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$)** y les llamo **electrones**.

1.- Estructura del átomo: el átomo es divisible.

1.1.- Determinación de la carga del electrón.

- En 1909 **Robert Millikan** determinó la **carga eléctrica del electrón** ($-1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$) con el experimento de la "gota de aceite".
- Este valor constituye la carga mínima que puede transportar una partícula.



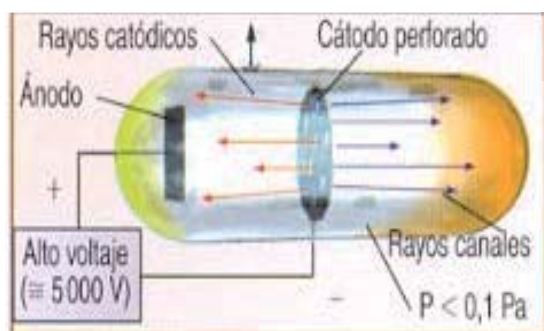
- Conocida la carga del electrón se pudo determinar su **masa**:

$$m_e = \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,759 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}} = 9,107 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

1.- Estructura del átomo: el átomo es divisible.

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.**



- **La radiación:**
- 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, 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, cuando el gas era hidrógeno, resultó ser la mayor de las observadas.
- 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:

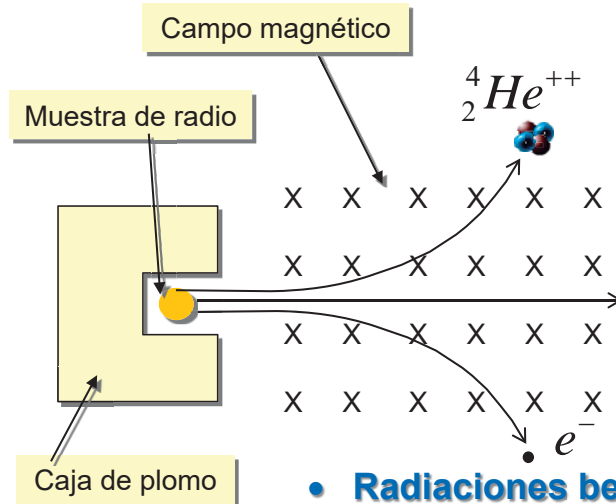
$$m_{\text{protón}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg.} \quad q_{\text{protón}} = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

- La masa del protón es unas 1840 veces mayor que la del electrón: $m_p = 1840 \cdot m_e$

1.- Estructura del átomo: el átomo es divisible.

1.3.- La 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: **acaba de descubrir la radiactividad**. Dos años más tarde, los esposos Curie descubren el Polonio y el Radio que son también elementos radiactivos.
- Estas radiaciones proceden del núcleo de los átomos, se pueden separar por un campo eléctrico o magnético, y son de tres tipos:**



- **Radiaciones alfa (α)**

Son núcleos de helio
Ionizan fuertemente el aire
Poseen velocidad pequeña: 16.000 km/s
Tienen bajo poder de penetración

rayos γ

- **Radiaciones gamma (γ)**

Ondas electromagnéticas de frecuencia muy alta
Menor poder de ionización del aire
Velocidad de la luz
Muy penetrante

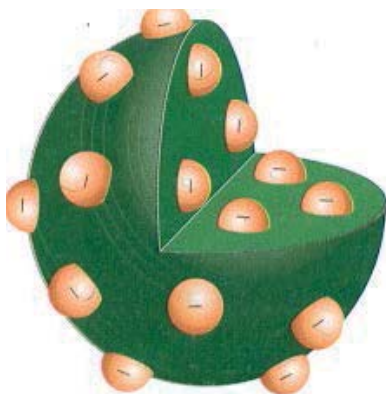
- **Radiaciones beta (β)**

Son electrones procedentes del núcleo atómico
Poco poder de ionización del aire
Velocidad próxima a la de la luz: 260.000 km/s
Elevado poder de penetración

1.- Estructura del átomo.

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.



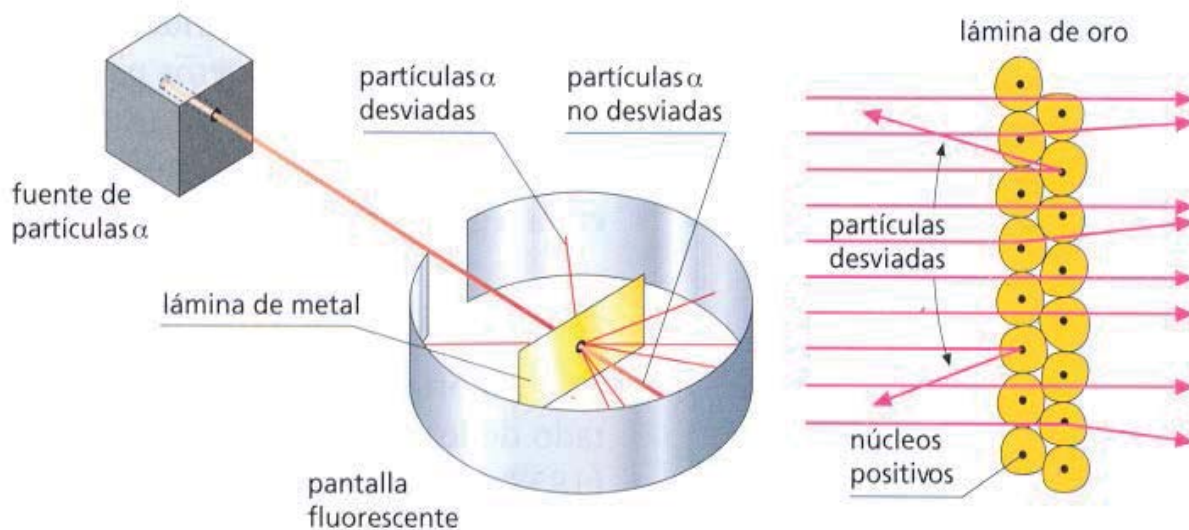
- Thomson, en 1898, fue el primero en sugerir una estructura interna del átomo basada en la carga eléctrica.
- Como los electrones son tan livianos, parecía apropiado asociar la mayor parte de la masa y, por tanto, la mayor parte del volumen a las cargas positivas.
- Propuso que el átomo estaba formado 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.- Estructura 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 colaboradores estudiaron la dispersión de las partículas α en láminas metálicas delgadas. 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).

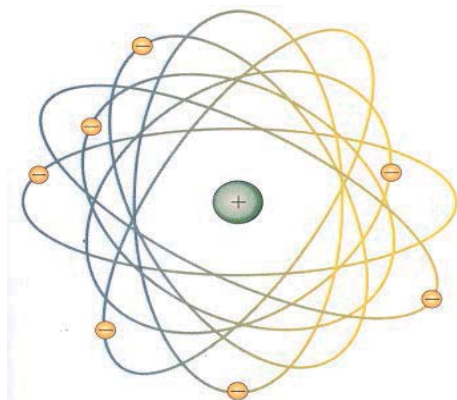


- Los resultados dejaron perplejos a los investigadores, ya que si bien la mayoría de las partículas α atravesaban en línea recta la lámina, unas pocas se desviaban con ángulos superiores a 90° y algunas (un 0,005%) incluso rebotaba.

1.- Estructura del átomo.

1.5.- Modelo atómico de Rutherford.

- En 1911, Rutherford propuso un nuevo modelo atómico. Como la práctica totalidad de las partículas α atravesaban la lámina metálica, afirmó que los átomos están formados, en su mayor parte, por espacio vacío.
- El que algunas partículas α fueran repelidas, se explica suponiendo que existe en el átomo una región muy densa, cargada positivamente, de tamaño muy inferior al del átomo.



- 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.
- El modelo nuclear propuesto por Rutherford planteaba un problema que no podía resolverse con las leyes del electromagnetismo clásico. Una carga en movimiento, como es el electrón girando alrededor del núcleo, tiene que emitir energía en forma de radiación electromagnética. Los átomos debían de ser inestables, ya que los electrones irían perdiendo energía y finalmente caerían sobre el núcleo. El estudio de la naturaleza de la luz y de su interacción con la materia permitió resolver estos problemas.

1.- Estructura del átomo.

1.5.- Modelo atómico 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.- Estructura del átomo.

1.6.- El neutrón.

- En 1932, **James Chadwick** descubrió que en los átomos había otra partícula que no tenía carga eléctrica, y cuya masa era similar a la del protón.
- **Rutherford** había sugerido su existencia en 1920 y propuso llamarla **neutrón**.
 - **Partículas fundamentales que forman el átomo: electrón, protón y neutrón**

Partícula	Protón	Electrón	Neutrón
Masa	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg 1 u	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg 1/1840 u	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg 1 u
Carga	$1,602 \cdot 10^{-19}$ C + 1e	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$ C - 1e	0 0

u : masa, en unidades de masa atómica.

e : carga eléctrica, en electrones.

En un átomo neutro existen el mismo número de protones que de electrones.

- 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.**

1.- Estructura del átomo.

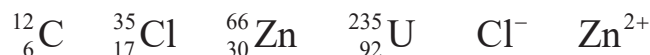
1.6.- El número atómico y el número másico.

- **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.
- 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%.

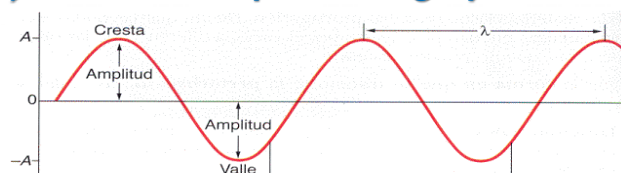
2.- Naturaleza electromagnética de la luz.

• 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.
- **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.

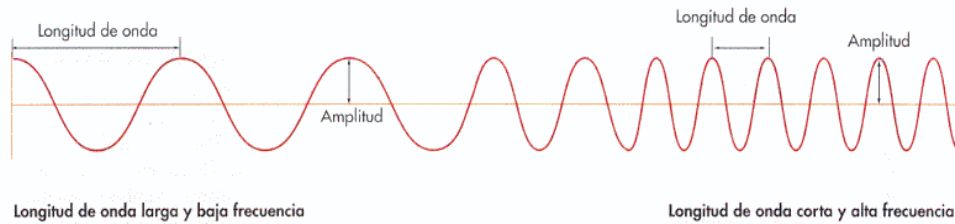
• Definición de onda.

- 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. El objeto sin embargo, no se desplaza.
- **Una onda es la propagación de una vibración a través de un medio elástico (puede ser el vacío). La onda transporta energía pero no materia.**



2.- Naturaleza electromagnética de la luz.

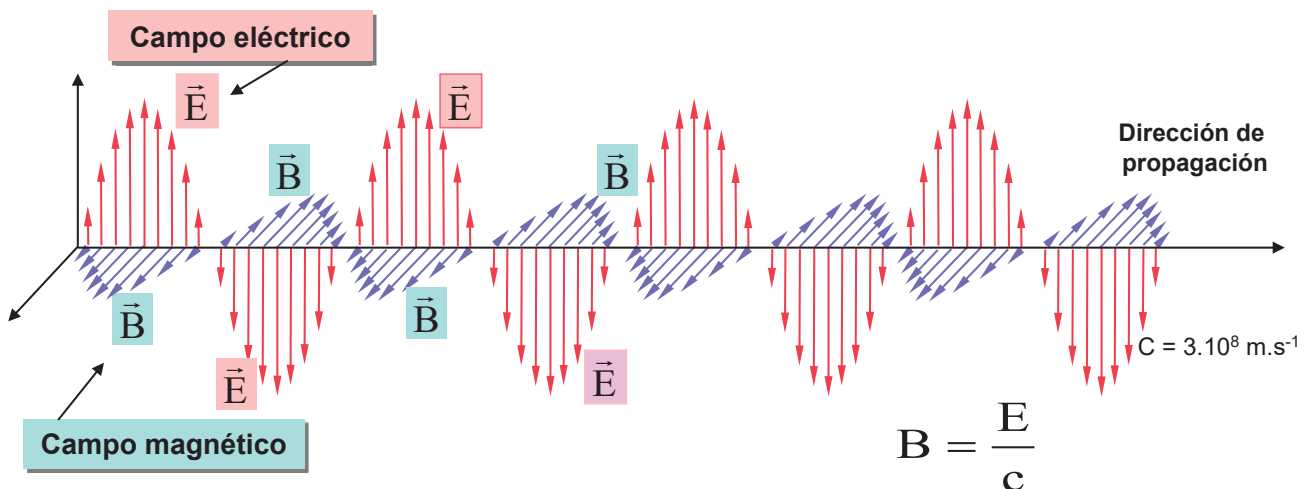
- Las ondas se caracterizan mediante las siguientes magnitudes:
- Amplitud A (m):** desplazamiento máximo de un punto respecto de su posición de equilibrio.
- Longitud de onda λ (m):** distancia entre dos puntos consecutivos de la onda que se encuentran en fase.
- Frecuencia, f o ν , ($\text{Hz} = \text{s}^{-1}$):** número de ciclos por unidad de tiempo: $f = \frac{1}{T}$
- Período T (s):** tiempo en efectuar una vibración completa.
- Velocidad de propagación v ($\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$):** distancia recorrida por la onda en la unidad de tiempo: $v = \frac{\lambda}{T} = \lambda \cdot f$



- 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, la velocidad se representa como **c** y su valor es el mismo para todas las frecuencias. En el SI, es prácticamente $3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$.
- 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.- Naturaleza electromagnética de la luz.

- A mediados de la década de 1860, James C. Maxwell propuso que la luz es 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.**



- El campo eléctrico y otro magnético variables vibran en planos perpendiculares entre sí y, a su vez, perpendiculares a la dirección de propagación de la onda.
- 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 se propagan en el vacío sin necesidad de soporte material.**

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

- En 1901, Max Planck sugiere que los átomos se comportan como osciladores armónicos, con una frecuencia de oscilación f dada.
- Se aparta de las leyes clásicas de la Física: los átomos no pueden 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 de energía, denominados cuantos o fotones.**
- La energía de cada uno de los cuantos emitidos o absorbidos por un átomo viene dada por:

$$E = h \cdot f$$

- **Frecuencia (f)** con la que oscila el átomo.
- **Constante de Planck: $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J.s.** Característica de todos los osciladores armónicos.
- **La energía que absorbe o emite el átomo es discontinua, está cuantizada:**

$$E = n \cdot h \cdot f$$

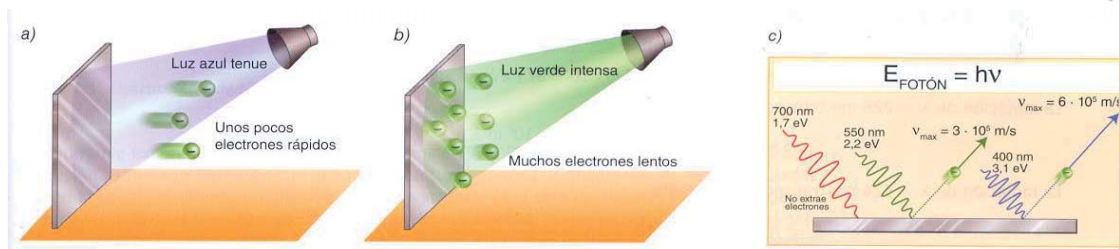
Donde n es un número entero y positivo.

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

3.1.- El efecto fotoeléctrico.

- En 1905 A. Einstein explicó el efecto fotoeléctrico aplicando a la luz las ideas de Planck sobre la radiación térmica.
- **El efecto fotoeléctrico consiste en que algunos metales emiten electrones al ser sometidos a la irradiación de luz de determinada frecuencia mínima (f_0).**



- **Según Einstein** la energía de la radiación que llega al metal sirve para arrancar los electrones del metal, (trabajo de extracción), y si hay suficiente energía, para comunicarle a los electrones un energía cinética, de acuerdo con la expresión:

$$E_{\text{radiación}} = W_{\text{extracción}} + E_{c e^-} \Rightarrow hf_{\text{radiación}} = hf_0 + \frac{1}{2} m_{e^-} v^2$$

- **El efecto fotoeléctrico se explica como un:**

- Simple choque entre partículas, fotones y electrones, por eso es instantáneo.
- Cuanta más energía tengan los fotones, con mayor velocidad saldrán los electrones arrancados.
- Por debajo de la frecuencia umbral, la radiación (fotones), no tiene energía suficiente para arrancar electrones.
- Cuanta más intensidad (más fotones) tenga la luz incidente, más choques y más electrones se pueden arrancar del metal.

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

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.

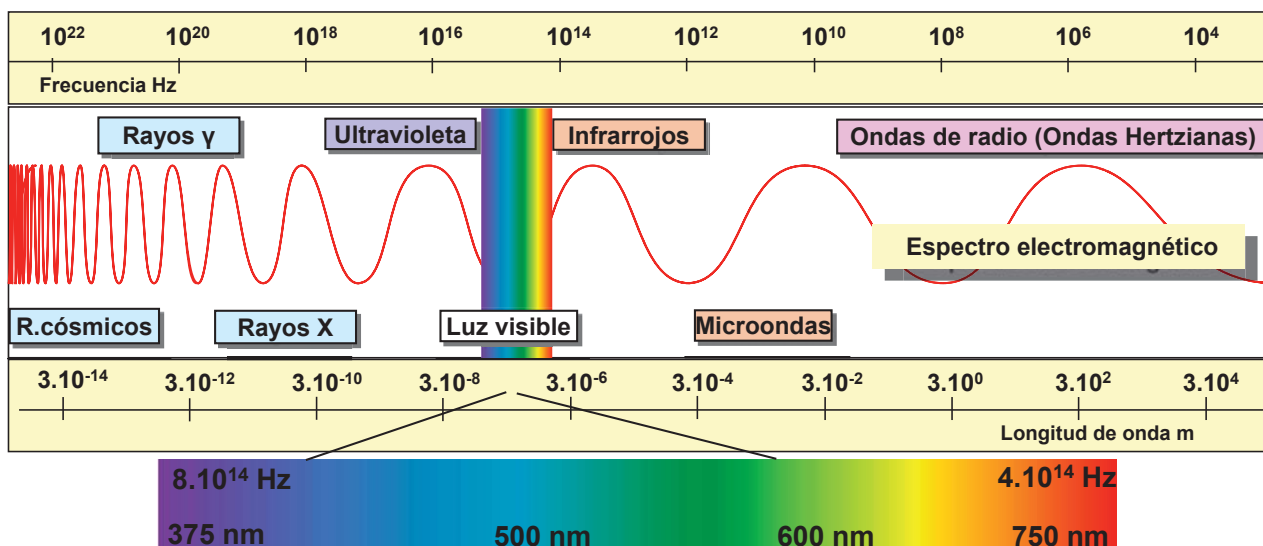
A.5. La longitud de onda de un fotón de luz roja es $6,5 \cdot 10^{-7}$ m. Calcula su frecuencia y la energía que transporta. ¿Qué energía tendrían 3 moles de luz roja?

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

3.2.- El espectro electromagnético: conjunto de todas las radiaciones de distinta frecuencia que componen la radiación electromagnética.

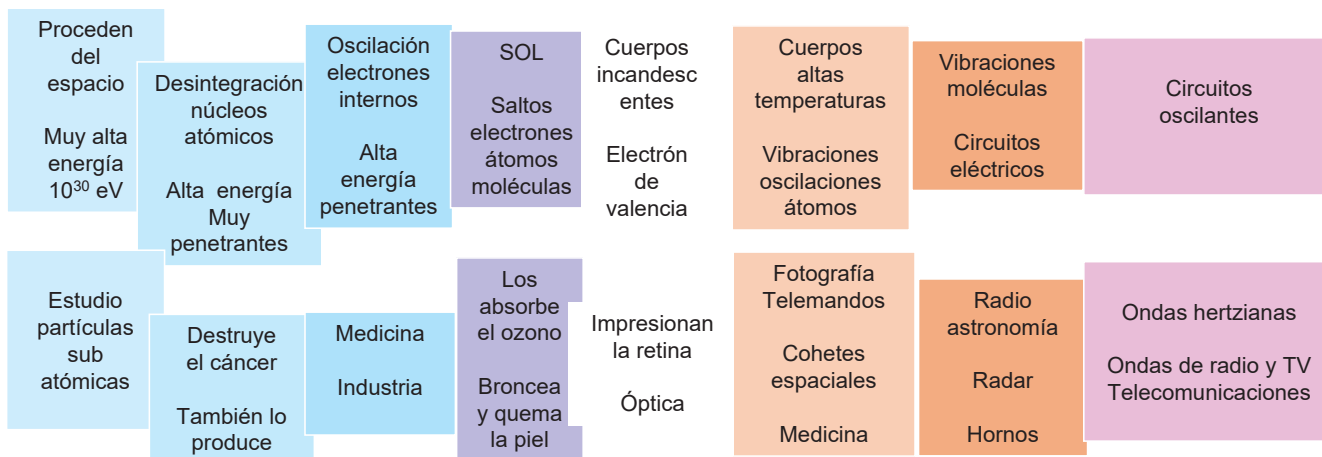
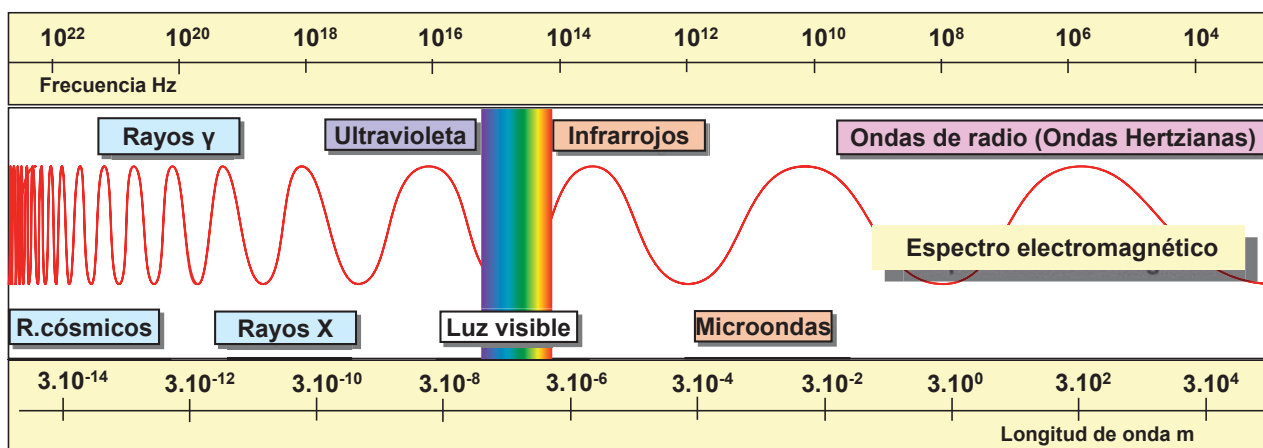
- Todas las OEM tiene la misma naturaleza. Son ondas transversales originadas por un campo eléctrico y otro magnético oscilantes que vibran en planos perpendiculares entre sí. Sólo se diferencian en su frecuencia y longitud de onda.

- La energía de O.E.M depende de su frecuencia:** $E = h \cdot f \Rightarrow h_{\text{cte Planck}} = 6,625 \cdot 10^{-34}$ J.s



- Todas viajan a la velocidad de la luz en el vacío/aire:** $C = \frac{\lambda}{T} = \lambda \cdot f = 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}$

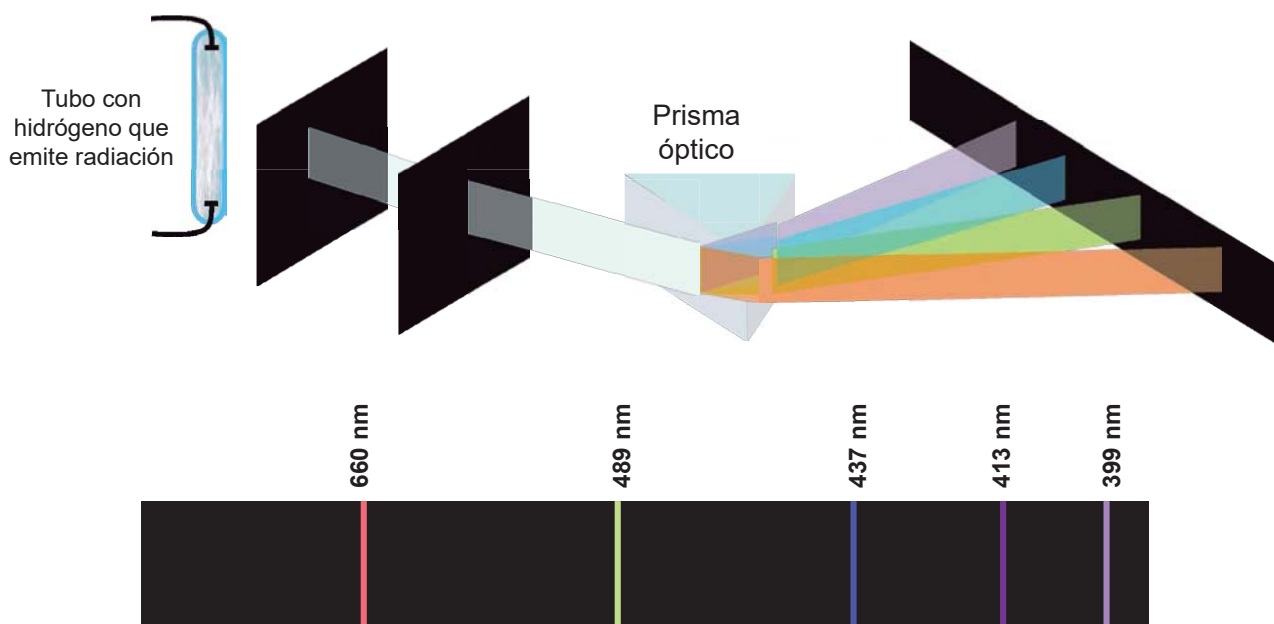
3.- El espectro electromagnético.



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

3.2.- Espectro de emisión del átomo de hidrógeno

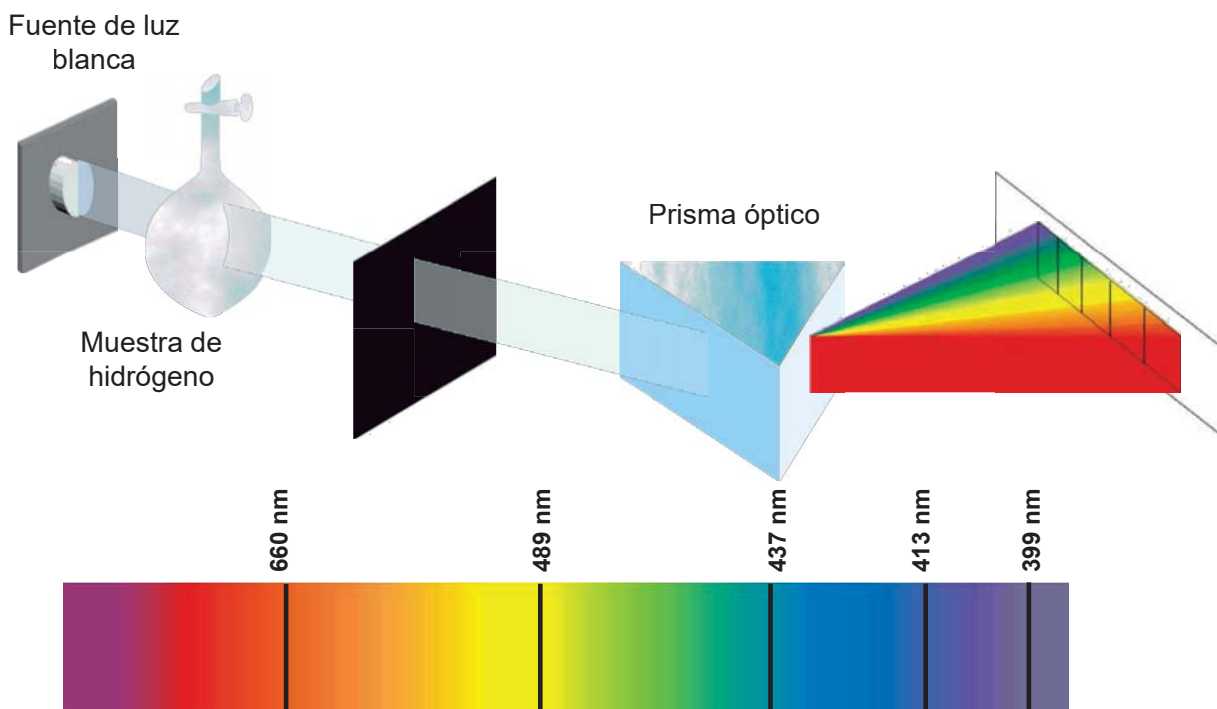
- Los espectros de emisión se obtienen al descomponer las radiaciones de un cuerpo previamente excitado.



- Los espectros emitidos por gases calentados son espectros discontinuos, formados por rayas luminosas, **característicos de cada elemento.**
- El primer espectro que se analizó fue el del átomo de Hidrógeno.

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

3.2.- Espectro de absorción del átomo de hidrógeno



- Los espectros de absorción discontinuos se obtienen al intercalar un gas entre la fuente de luz y el prisma. Se observan bandas o rayas oscuras situadas en la misma longitud de onda que sus espectros de emisión.

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

3.2.- Los espectros atómicos

- En 1885, un maestro de escuela suizo, Johann Jacob **Balmer** estudiando la **zona visible** del espectro de emisión del átomo de hidrógeno, encontró una expresión que permitía predecir dónde salen las rayas.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right]$$

- λ es la longitud de onda de la raya
- **R** es la **constante de Rydberg**, vale $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
- **n** es un número entero mayor que 2

- Posteriormente se descubrió que el **hidrógeno presenta rayas en el ultravioleta y el infrarrojo**, por lo que obtuvieron una expresión más general

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad \text{siendo: } n_2 > n_1$$

Serie	n_1	n_2	zona
Lyman	1	2, 3, 4, ...	Ultravioleta
Balmer	2	3, 4, 5, ...	Visible
Paschem	3	4, 5, 6, ...	Infrarrojo
Bracket	4	5, 6, 7, ...	Infrarrojo
Pfund	5	6, 7, 8, ...	Infrarrojo

¿A qué se deben estas líneas que aparecen en los espectros?

- **Niels Bohr** (1913) propuso un modelo de átomo de hidrógeno donde los niveles de energía están cuantizados. A cada nivel le corresponde un **número entero n llamado número cuántico principal**.

4.- Modelo atómico de Bohr.

4.1.- Postulados de la teoría atómica de Bohr.

- En 1913, el físico danés **Niels Bohr**, justifica los espectros atómicos e introduce 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.
- El modelo de Bohr se basa en tres postulados, y a partir de ellos se justifican aspectos referentes a los espectros atómicos.
- **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. Se postula que los electrones no emiten energía en su movimiento.
- **Segundo postulado:** Las órbitas permitidas para el electrón, 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 $h/2\pi$:

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

- 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/emitidos, es igual a la diferencia de energía (ΔE) entre dichas órbitas.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot f \quad \text{siendo } f \text{ la frecuencia de la radiación.}$$

4.- Modelo atómico de Bohr.

4.2.- Estudio de las órbitas de Bohr.

- **Los radios están cuantizados:** las órbitas que describen los electrones al girar en torno al núcleo están cuantizadas, es decir, solo están permitidas determinadas distancias radiales.
- Para Bohr, los diferentes valores de n definen las órbitas, que se denominan capas o niveles de energía, según:

Número cuántico n	1	2	3	4	5	6	7
Nivel de energía (capa)	K	L	M	N	O	P	Q

- Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas similares a los planetas.
- La fuerza de atracción electrostática entre el núcleo y cada electrón es la fuerza centrípeta:

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

- Combinando este hecho con el segundo postulado de Bohr, es posible establecer el radio y la energía de las órbitas permitidas:

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

- Los valores de h , m_e , K y q_e son constantes y Q_n depende de cada átomo, así que podemos agruparlos en una nueva constante, denominada a .
- En el átomo de hidrógeno, el valor de a es, aproximadamente $5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,529 \text{ \AA}$, lo que nos permite calcular los radios de las órbitas permitidas para el átomo de hidrógeno:

$$r = 0,53 \cdot 10^{-10} n^2 (\text{m})$$

4.- Modelo atómico de Bohr.

4.3.- Estudio de las órbitas de Bohr.

- **La energía está cuantizada:** en cada órbita, la energía del electrón depende del número cuántico principal de la misma.
- La energía total del electrón suma de la energía cinética y la energía potencial electrostática, es:

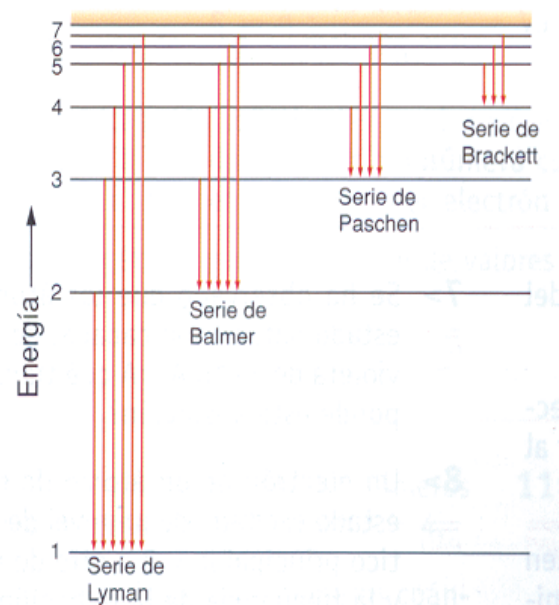
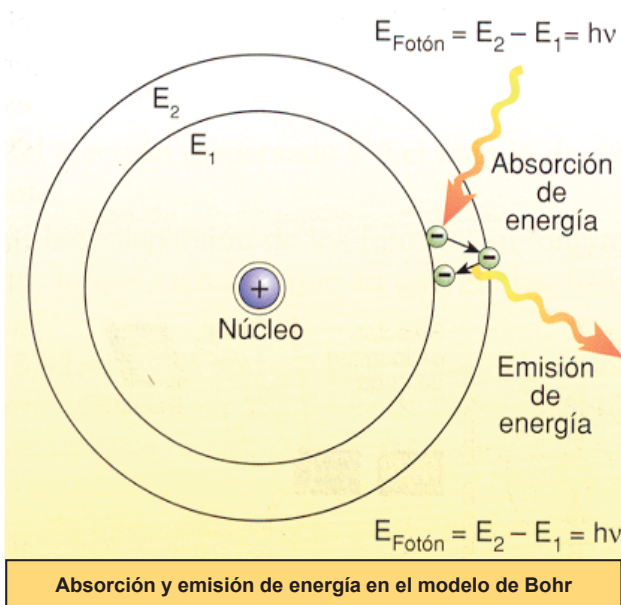
$$E = E_c + E_p = \frac{1}{2} m_e v_e^2 - K \frac{Q_n q_e}{r} = -\frac{1}{2} K \frac{Q_n q_e}{r}$$

- Donde K y q_e son constantes, Q_n depende de cada átomo y $r = an^2$.
- Podemos agrupar todas las constantes en una nueva, que llamaremos b:

$$E_T = - b \frac{1}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV)}$$

- 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.- Modelo atómico 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 \AA . Calcula la diferencia energética en eV entre los niveles de movimiento del electrón.

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

4.- Modelo atómico de Bohr.

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 sería el paso del electrón de una órbita de mayor a otra de menor energía mediante la liberación de un fotón de luz.
- La absorción sería el paso de dicho electrón de una órbita de menor a otra de mayor energía.
- Según el tercer postulado, para cualquier par de estados cuánticos: $\Delta E = E_f - E_i$; es decir:

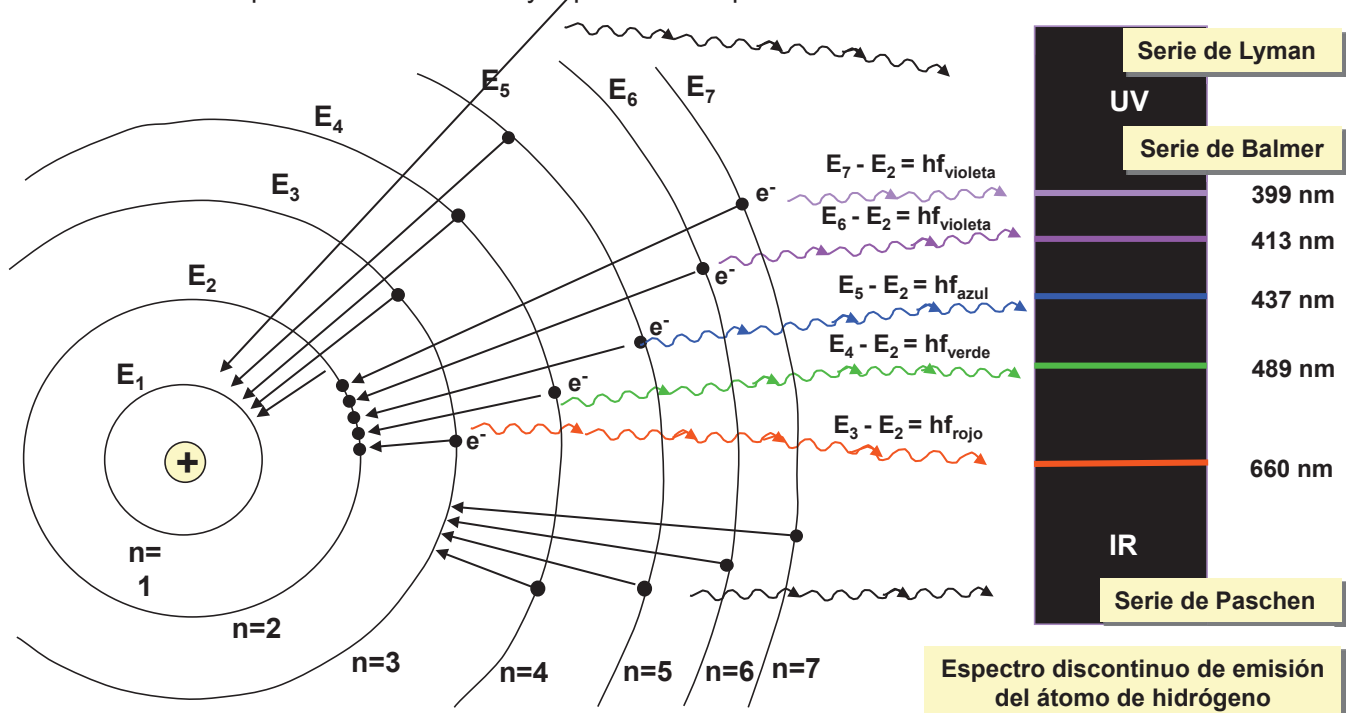
$$\Delta E = E_f - E_i = \left(-b \frac{1}{n_f^2}\right) - \left(-b \frac{1}{n_i^2}\right) = b \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = h \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{b}{hc} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

- 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. Significa que la energía 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.

4.- ¿Cómo se producen los espectros discontinuos según Bohr?

4.4.- Los espectros atómicos confirman el modelo atómico de Bohr y son una prueba evidente de la cuantización de la energía.

- Las órbitas están cuantizadas, solo son posibles determinados saltos del electrón.
- Cada salto origina un fotón de una determinada frecuencia: una raya en el espectro.
- Los espectros son discretos ya que sólo son posibles determinados saltos.



4.- Cálculo de la longitud de onda de algunas rayas espectrales.

- Calcula la longitud de onda de la primera y la segunda raya de la serie de Balmer para el hidrógeno. ¿Cuál es la diferencia de energía de los niveles en los que se produce la transición electrónica que las origina?

- **En la serie de Balmer $n_1 = 2$.** Para la primera raya, $n_2 = 3$; la segunda, $n_2 = 4$, etc.

$$\frac{1}{\lambda_1} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] \Rightarrow \lambda_1 = 6,60 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 660 \text{ nm}$$

$$\frac{1}{\lambda_2} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right] \Rightarrow \lambda_2 = 4,89 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 489 \text{ nm}$$

- Diferencia de energía entre los niveles cuya transición origina la primera raya es:

$$\Delta E_{3 \rightarrow 2} = h \cdot \frac{c}{\lambda_1} = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{660 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,01 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,88 \text{ eV}$$

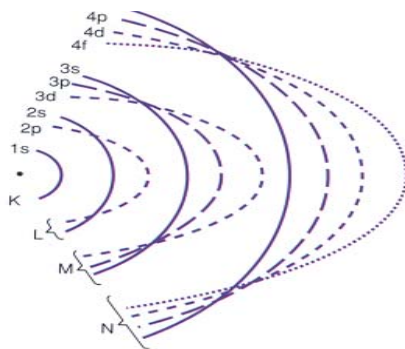
- Diferencia de energía entre los niveles cuya transición origina la segunda raya es:

$$\Delta E_{4 \rightarrow 2} = h \cdot \frac{c}{\lambda_2} = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{489 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,04 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,53 \text{ eV}$$

4.- Modelo atómico de Bohr.

4.5.- Limitaciones del modelo de Bohr. Correcciones cuánticas.

- El modelo de Bohr solo se aplicaba al hidrógeno y a otros átomos sencillos con un solo electrón en la corteza. Para átomos más complejos, no era posible explicar con él sus espectros atómicos.



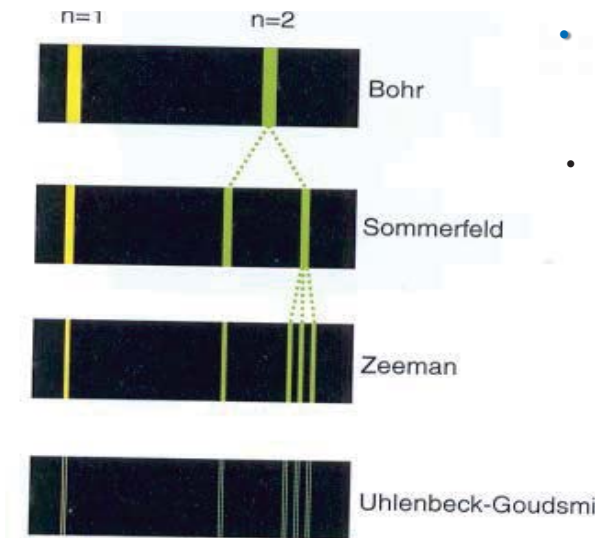
- Bajo la acción de un campo magnético, Peter Zeeman observó en 1896 que las líneas espectrales se desdoblaban, indicio de la existencia de más subniveles de energía
- Las órbitas descritas por los electrones, pueden ser elípticas lo que provocará la existencia de diversos estados energéticos muy cercanos, relacionados con la excentricidad de la órbita.
- Arnold Sommerfeld introdujo otros dos números cuánticos.

- Los subniveles de energía vienen determinados por un **número cuántico llamado secundario o azimutal (l)**, que señala varios subniveles energéticos para cada nivel.
- 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.
- 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.
- Se cumple que el valor máximo de l equivale a $(n - 1)$: **l puede variar entre 0 y $(n - 1)$**

4.- Modelo atómico de Bohr.

4.5.- Efecto Zeeman.

- 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.



• Para cada l , m varía: $-l, \dots, 0, \dots, +l$

- 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.

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

- **Huygens y Fresnel**, pusieron de manifiesto el carácter ondulatorio de la luz.
- **Planck y Einstein** demostraron, que la luz tiene también carácter corpuscular.
- **Louis de De Broglie**, en 1923, trató de aplicar 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 relatividad de Einstein muestra la correspondencia entre energía y masa: $E = m \cdot c^2$
- Ambas ecuaciones se referían a la misma energía, se pensó que una y otra eran las equivalentes a los comportamientos ondulatorio y corpuscular de la luz:

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

• **De Broglie aplica este doble carácter a toda la materia.**

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

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

- Siendo h la constante de Planck mv la cantidad de movimiento de la partícula.

- Cuanto más masiva es una partícula, más prominente es su carácter de partícula.
- Si la partícula tiene muy poca masa, un electrón, sus propiedades serán ondulatorias.

5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

5.2.- La mecánica cuántica, también llamada mecánica ondulatoria, surge hacia 1925 como resultado del conjunto de trabajos realizados por *Werner Heisenberg*, *Edwin Schrodinger*, *Max Born*, *Paul Dirac* y otros.

- Se basa en la teoría de Planck, y parte de la hipótesis de la dualidad onda-corpúsculo de Louis De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg.
- Las ideas teóricas de De Broglie encontraron justificación en 1927, cuando se observó que los electrones al igual que la luz también podían ser difractados.
- **El 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.
- Si tenemos en cuenta el principio de dualidad onda-corpúsculo y que solo son estables las órbitas cuya trayectoria es un número entero de veces la longitud de onda, es posible deducir el segundo postulado de Bohr.

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

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.

5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

5.3.- Principio de incertidumbre de Heisenberg.

- 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.
- Podemos pensar en el error que se comete al medir: 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.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

- Δx es la incertidumbre o error en la posición y Δp , la incertidumbre o error en la cantidad de movimiento.
- En el mundo macroscópico de masas grandes; podemos conocer con una precisión aceptablemente alta la posición y la velocidad de un objeto.
- 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.

5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

5.3.- Principio de incertidumbre de Heisenberg.

- 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:

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{2\pi \cdot 10^{-6} \text{ kg}} \approx 10^{-28} \text{ (SI)}$$

- 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 ($m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$):

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{2\pi \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} \approx 10^{-4} \text{ (SI)}$$

- Una incertidumbre en la posición de $\pm 10^{-10} \text{ m}$ (orden de magnitud del radio del átomo de Bohr) lleva consigo otra de $\pm 10^6 \text{ m/s}$ 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.

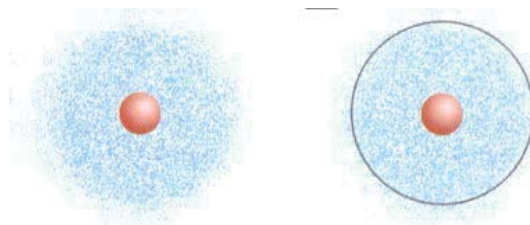
5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

5.4.- Ecuación de onda de Schrödinger.

- El carácter ondulatorio del electrón queda definido por la llamada **función de onda, ψ** , que describe el estado del electrón en función de las coordenadas x, y, z y del tiempo.
- Esta se obtiene, 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.
- El cuadrado de la función de onda, ψ^2 : 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.



5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

5.4.- Ecuación de onda de Schrödinger.

- **Orbitales atómicos:** los modelos mecánico-ondulatorios, 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.
- 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 podemos 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.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

5.5.- Los números cuánticos: se obtienen como soluciones a la ecuación de onda de Schrödinger.

- Nos permiten identificar un orbital atómico y al electrón (o electrones) que lo ocupan.

- **Número cuántico principal (n).**
 - Indica el nivel de energía (o la capa electrónica) en la corteza de un 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. Puede tomar los valores:
$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$
 - 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).**
 - Nos indica el número y los tipos de subniveles de energía 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 :

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

5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

• Número cuántico magnético (m).

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

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

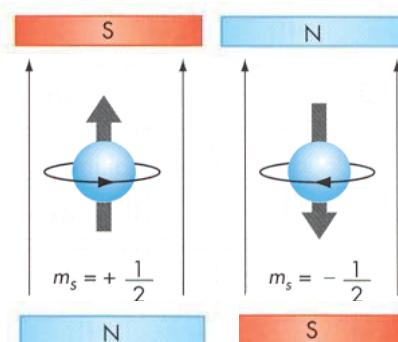
- Nos indica cuántos orbitales hay de un determinado tipo dentro de cada subnivel (o subcapa) de energía; en total $(2l+1)$ orbitales.
- Así, por ejemplo, para $l = 1$, m puede tomar tres valores: $-1, 0, +1$, que corresponden a los tres posibles orbitales p que pueden existir.
- Cada grupo de tres números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

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

- Si imaginamos que los electrones giran sobre su eje, igual que la Tierra, podemos justificar sus propiedades magnéticas
- La teoría electromagnética indica que cuando una carga eléctrica gira, crea un campo magnético, el electrón, que es una carga negativa, se comporta como un imán.
- En la figura se muestran los dos posibles giros del electrón, uno en sentido horario y otro antihorario.



5.- Introducción a la mecánica ondulatoria.

5.5.- Números cuánticos: resumen:

- El modelo mecánico-cuántico**, sustituye la idea de que los electrones giran en torno al núcleo en unas órbitas determinadas por **zonas donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima**.

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

• Asociaciones de números cuánticos en la forma (n, l, m, s):

- (n) indica un nivel de energía/capa concreta; por ejemplo, (3) señala la tercera capa.
- (n, l) identifica un tipo de orbital; por ejemplo, $(3, 2)$ designa orbital d de la tercera capa.
- (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 $3d_{xy}$.
- Un **orbital atómico** es la zona del espacio en la que hay mayor probabilidad de encontrar un electrón con una determinada energía.
- En cada orbital caben como máximo dos electrones con el spin (giro) contrario.

6.- Orbitales atómicos.

6.1.- Tipos y distribución de los orbitales atómicos.

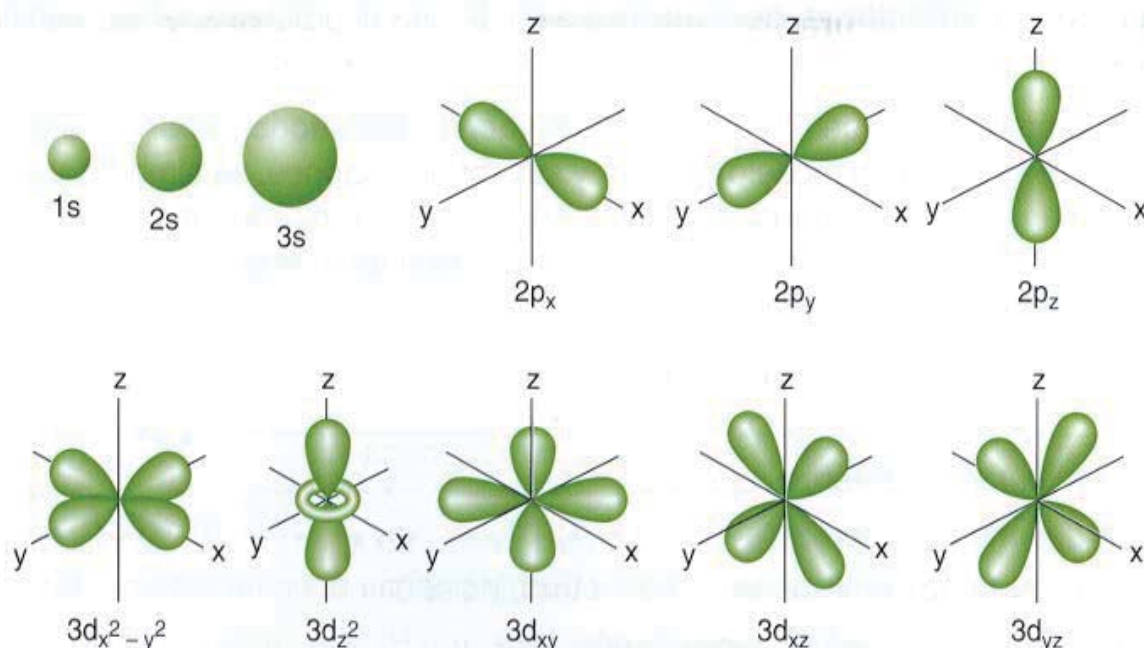
- Con los valores posibles de los números cuánticos podemos ya configurar el átomo; es decir, especificar qué tipo de orbitales existen y cómo están distribuidos en cada nivel de energía.
- Es lo que muestra la siguiente tabla para los tres primeros niveles energéticos.
- Para $n = 4$ aparecen los orbitales del tipo f, que son siete, pero con escasa relevancia en las propiedades químicas de los átomos.

Capa electrónica (nivel de energía)	Número cuántico n	Valores permitidos l	Tipo de Orbital	Valores permitidos m	Número de orbitales	Nombre de los orbitales
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 _{x²-y²} 3d _{z²} 3d _{xy} 3d _{xz} 3d _{yz}

- 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**.
- **El número total de orbitales que tiene cada nivel de energía viene dado por el valor n^2 .**

6.- Orbitales atómicos.

6.2.- Forma de los orbitales atómicos.



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.
- La simbología utilizada es: $n \times e$, donde n es el número del 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:

7.1.- Principio de exclusión de Pauli.

- El número máximo de electrones que caben en una capa o nivel viene dado por: $2n^2$.
- Por lo tanto, el número de electrones que hay en la primera capa es, como máximo dos; en la segunda capa hay como máximo ocho, dieciocho en la tercera, y treinta y dos en la cuarta.
- **El físico austríaco 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 con los cuatro números cuánticos iguales. En consecuencia, en cada orbital puede haber, como máximo, dos electrones».**
- 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.- Distribución electrónica.

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 de $n + l$.**
- **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.
- 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:
 $S (Z = 16): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

- **El diagrama de llenado más utilizado es el diagrama de Moeller.**

7.- Distribución electrónica.

7.3.- Principio de máxima multiplicidad de Hund.

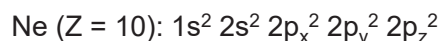
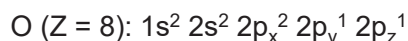
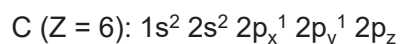
- Los electrones van ocupando los orbitales atómicos; siendo la configuración más favorable la que les permita el mayor desapareamiento con los spines paralelos.

- Un electrón que vaya a situarse en uno de los orbitales que tiene la misma energía puede hacerlo en cualquiera con igual probabilidad, y si son varios los electrones, cada uno se colocará en un orbital distinto antes de que alguno de ellos se llene con dos electrones.

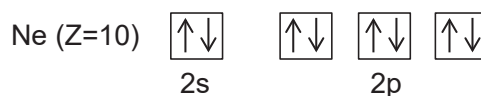
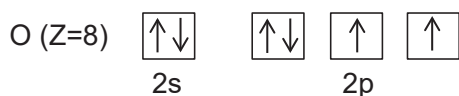
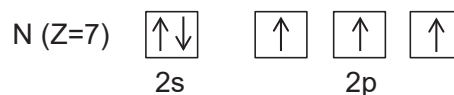
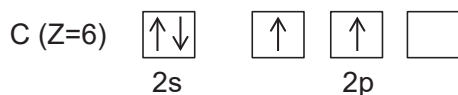
- La configuración más favorable es la que permite el mayor desapareamiento en los electrones (electrones desapareados son aquellos que están solos en un orbital).

- Si un orbital contiene sus dos electrones, se dice que ambos están apareados.

- 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:

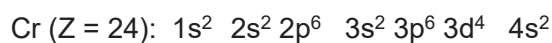


7.- Distribución electrónica.

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:



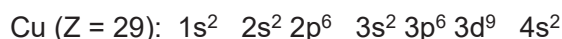
- Experimentalmente se observa que, cuando un átomo tiene un subnivel energético (o subcapa) semilleno, se estabiliza, por lo que tenderá a alcanzar dicha configuración.

- 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: **Cr (Z = 24): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$**

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

- Así, en el caso de cobre, Z = 29, su configuración electrónica debería ser:



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



7.- Distribución electrónica.

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,
- **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.
- **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.

7.- Distribución electrónica.

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.

A.14. Razona si las configuraciones electrónicas siguientes son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado: A: $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$

A.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:

N^{3-} ($Z = 7$); Mg^{2+} ($Z = 12$); Cl^- ($Z = 17$); K^+ ($Z = 19$); Ar ($Z = 19$)

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:

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

Indica razonadamente: 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.

- A partir del s. XIX, se comenzó por agrupar aquellos elementos químicos que tenían propiedades similares.
- Hasta conseguir un primer fruto importante: **tabla de Mendeleiev**. Antes se sucedieron:
- **Distinción entre metales y no metales**. Comienzos del s. XIX y se basaba en comportamientos generales de los elementos: la buena o mala conductividad eléctrica.
- **Triadas de Döbereiner**. Propuestas en el año 1817, se agrupan los elementos de tres en tres. La masa atómica del segundo es aproximadamente la media de las masas atómicas de los otros dos. Las propiedades químicas del elemento central, también, eran intermedias:

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. Sólo fue posible proponer unas cuantas triadas.
- **Ley de las octavas de Newlands**. Publicada en el año 1863; al disponer los elementos químicos por orden creciente de su masa atómica, resultaba que cada siete elementos se repetía la secuencia de propiedades.
- Este hecho recuerda lo que sucede con las notas musicales, y por ello se denomina ley de las octavas. Solamente se cumple hasta el calcio.

Litio 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.- Sistema periódico. Desarrollo histórico.

8.1.- Tabla de Mendeleiev y Meyer.

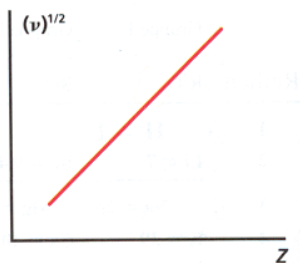
- **Lothar Meyer, en Alemania, y Dimitri Ivanovich Mendeleiev, en Rusia**, propusieron una clasificación de los elementos químicos basada en el orden creciente de sus masas atómicas, idea similar a la de Newlands.
- La primera versión fue publicada en 1869. El éxito de la nueva clasificación, derivada 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.
- 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.
- **Mendeleiev predijo la existencia y propiedades de varios elementos desconocidos** como el germanio, que él denominó ekasilicio, el galio, que denominó ekaaluminio y el escandio, que denominó ekaboro.

8.- Sistema periódico. Desarrollo histórico.

8.2.- Ley de Moseley.

- **Las propiedades químicas de los elementos son periódicas.** 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?
- 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:

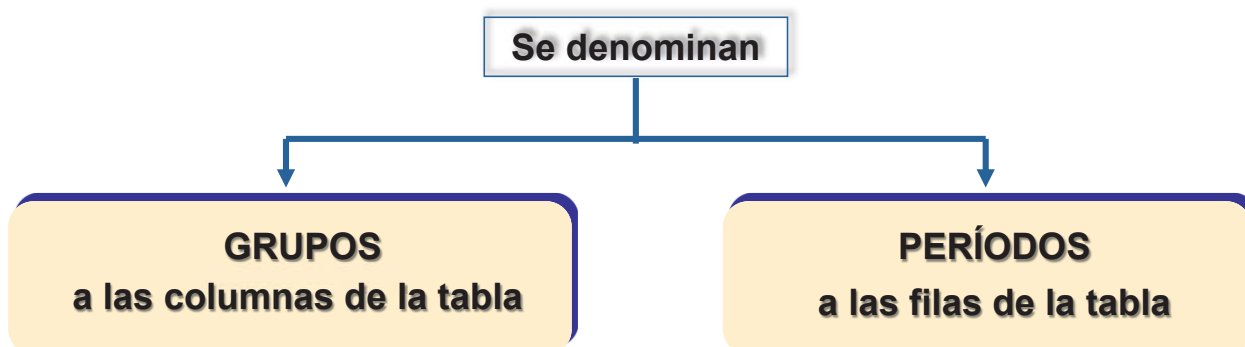
$$\sqrt{f} = a \cdot (Z - b)$$



- 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 de carga positiva.
 - 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:
 - Justifica las alteraciones en las masas atómicas que Mendeleiev.
 - Explica la existencia de los isótopos de un elemento, ya que el número atómico de un elemento químico no varía.
 - 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.
 - El número atómico es la clave para 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.
- **Los elementos están colocados por orden creciente de su número atómico Z.**

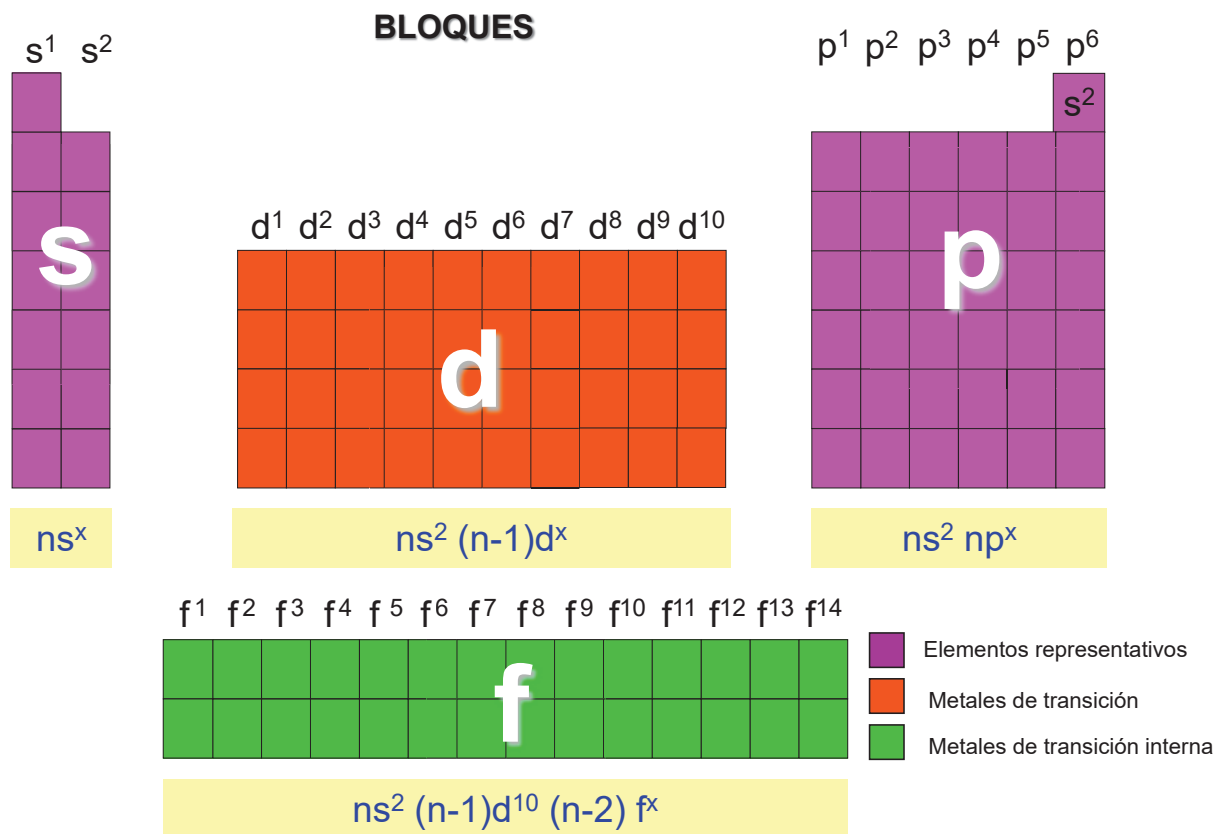


- Existen 18 grupos o familias.
- Todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración de la capa electrónica más externa (capa de valencia). Estos electrones se denominan electrones de valencia, y son los responsables de sus propiedades químicas y del tipo de enlace que van a presentar.

- Existen 7 filas o períodos.
- Todos los elementos del mismo período tienen sus últimos electrones en el mismo nivel.
- Cada elemento tiene tantos niveles de energía como indica su período.

- **La utilidad del sistema periódico reside en que los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas similares.**

9.- Descripción el Sistema Periódico actual.



9.- Descripción el Sistema Periódico actual.

GRUPOS

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Capacidad	Configuración electrónica	Orbitales		s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
		Grupo	Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
2	1s																					2 He 4,003 Helio
8	2s2p			3 Li 6,94 Litio	4 Be 9,01 Berilio											5 B 10,81 Boro	6 C 12,01 Carbono	7 N 14,01 Nitrógeno	8 O 16,00 Oxígeno	9 F 18,99 Fluor	10 Ne 20,18 Neón	
8	3s3p			11 Na 22,99 Sodio	12 Mg 24,31 Magnesio											13 Al 26,98 Aluminio	14 Si 28,09 Silicio	15 P 30,97 Fósforo	16 S 32,07 Azufre	17 Cl 34,45 Cloro	18 Ar 39,95 Argón	
18	4s3d4p			19 K 39,10 Potasio	20 Ca 40,08 Calcio	21 Sc 44,96 Escandio	22 Ti 47,90 Titanio	23 V 50,94 Vanadio	24 Cr 52,00 Cromo	25 Mn 54,94 Manganeso	26 Fe 55,85 Hierro	27 Co 58,93 Cobalto	28 Ni 58,70 Níquel	29 Cu 63,55 Cobre	30 Zn 65,38 Zinc	31 Ga 69,72 Galio	32 Ge 72,59 Germanio	33 As 74,92 Arsénico	34 Se 78,96 Selenio	35 Br 79,90 Bromo	36 Kr 83,80 Cripton	
18	5s4d5p			37 Rb 85,47 Rubidio	38 Sr 87,62 Estroncio	39 Y 88,91 Itrio	40 Zr 91,22 Zirconio	41 Nb 92,91 Niobio	42 Mo 95,94 Molibdeno	43 Tc [97] Tecnecio	44 Ru 101,07 Rutenio	45 Rh 102,91 Rodio	46 Pd 106,4 Paladio	47 Ag 107,87 Plata	48 Cd 112,40 Cadmio	49 In 114,82 Indio	50 Sn 118,69 Estaño	51 Sb 121,75 Antimonio	52 Te 127,60 Teluro	53 I 126,90 Yodo	54 Xe 131,30 Xenón	
32	6s4f5d6p			55 Cs 132,91 Cesio	56 Ba 137,33 Bario	57 La 138,91 Lantano	58 Ce 140,12 Cerio	59 Pr 140,91 Praseodimio	60 Nd 144,24 Neodimio	61 Pm [145] Promecio	62 Sm 150,35 Samario	63 Eu 151,96 Europio	64 Gd 157,25 Gadolinio	65 Tb 158,93 Terbio	66 Dy 162,50 Disprosio	67 Ho 164,93 Holmio	68 Er 167,26 Erbio	69 Tm 168,93 Tulio	70 Yb 173,04 Ytterbio	71 Lu 174,97 Lutecio		
32	7s5f6d7p	7		87 Fr [223] Francio	88 Ra [226] Rádono	89 Ac [227] Actinio	90 Th 232,04 Torio	91 Pa [231] Protactinio	92 U 238,03 Uranio	93 Np [237] Neptunio	94 Pu [244] Plutonio	95 Am [243] Americio	96 Cm [247] Curio	97 Bk [247] Berquelio	98 Cf [251] Californio	99 Es [254] Einstenio	100 Fm [257] Fermio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nobelio	103 Lr [260] Laurencio		

Metales
 Semimetales
 No metales
 Gases nobles

Configuración electrónica
Lantni dos
Actnidos 7

- **Elementos representativos:** completan subniveles s (grupos 1 y 2: alcalinos y alcalinotérreos) o p (grupos 13: térreos, 14: carbonoideos, 15: nitrogenoideos, 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.

10.- Propiedades periódicas.

10.1.- Radios iónicos.

- **El radio iónico de un elemento: radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones al entrar a formar parte de una red cristalina.**

- **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.

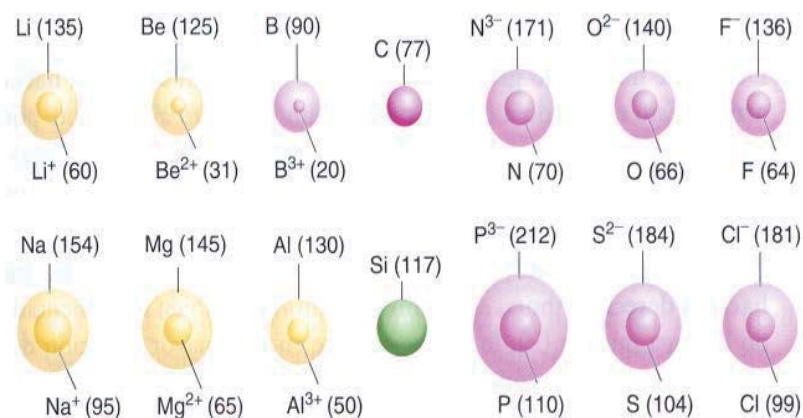
- **El radio de un ion negativo, anión, es mayor que el de su elemento.**

- Al aumentar el número de electrones, se produce una mayor repulsión entre estos, con la consiguiente expansión de la nube electrónica.

- 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, se van añadiendo una capa electrónica más.



10.- Propiedades periódicas.

10.2.- Energía o potencial de ionización.

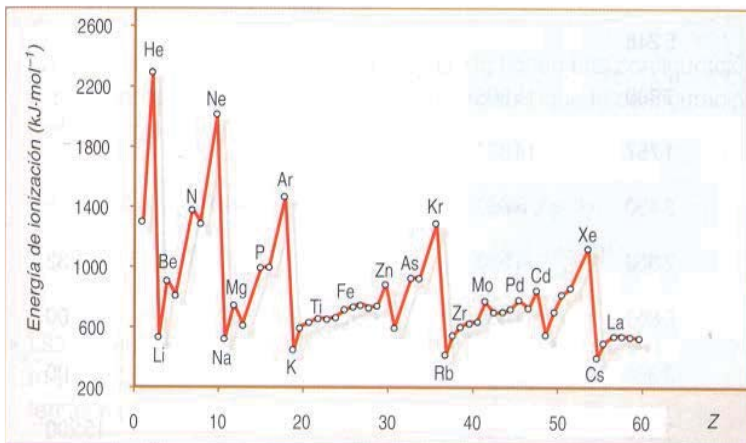
- La primera energía o potencial de ionización de un elemento es la energía necesaria para extraer un electrón, el más débilmente retenido, de cada uno de los átomos que componen un mol de dicho elemento cuando se encuentra en estado gaseoso y en su estado fundamental.



- La energía de ionización 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).

10.- Propiedades periódicas.

10.2.- Energía o potencial de ionización. La gráfica siguiente muestra como varía la primera energía de ionización a lo largo de un grupo y de un periodo.



- **Los gases nobles**, tienen la energía de ionización más alta, lo cual justifica su poca reactividad.
- **Los metales alcalinos**, presentan 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.
- La energía de ionización de un elemento guarda una relación directa con su configuración electrónica, es una función periódica.

- **Al avanzar en un periodo:** aumenta el número atómico en una unidad, y con ello la carga nuclear. El nuevo electrón se sitúa en el mismo nivel de energía, el radio atómico disminuye. Esto 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.
- **Al bajar en un grupo:** crecen los niveles de energía, 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 efecto apantallamiento, el potencial de ionización disminuye.

10.- Propiedades periódicas.

- **10.2.- Energía o potencial de ionización.** La segunda energía de ionización es la energía necesaria para arrancar del átomo, previamente ionizado, un segundo electrón:



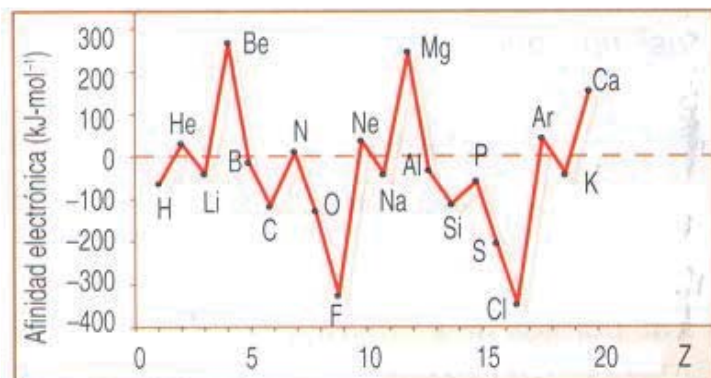
- De forma similar podemos definir la tercera, cuarta, y sucesivas energías de ionización.
- Si un átomo pierde un electrón, se convierte en un ion con una carga positiva. La energía necesaria para arrancar un segundo electrón al ion formado será mayor que la del primer potencial, ya que disminuyen las 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: **$1^{\text{a}} EI < 2^{\text{a}} EI < 3^{\text{a}} EI$**
- 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.
- Tabla de energías de ionización sucesivas de algunos elementos, expresadas en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

Elemento	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.	Elemento	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.
Litio	520	7300	11808		Berilio	899	1757	14850	20992
Sodio	495,9	4560	6900	9540	Magnesio	738,1	1450	7730	10500
Potasio	418,7	3052	4410	5900	Calcio	589,5	1145	4900	6500

10.- Propiedades periódicas.

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.



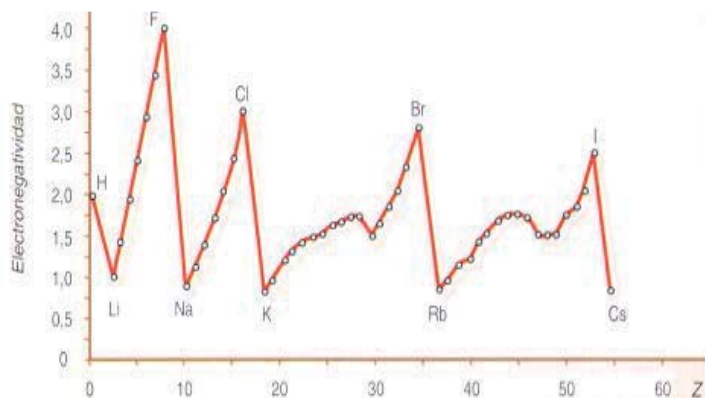
- Este proceso puede ser endotérmico (en la mayoría de los casos) o exotérmico.
- La afinidad electrónica informa de la tendencia a formar el anión; cuanto más energía se desprenda en su proceso de formación, más fácilmente se formará el anión. Por el contrario, los situados a la izquierda tendrán bajos valores de la afinidad electrónica (poca tendencia a tomar un electrón).

- **Al avanzar en un período:** es mínima en los primeros elementos. Aumenta para los elementos de la derecha del Sistema Periódico excepto los gases nobles.
- **Al bajar en un grupo:** la afinidad electrónica (en valor absoluto) disminuye a medida que aumenta el número atómico.
- La tendencia y la variación de la afinidad electrónica al recorrer la tabla periódica coinciden con las de la energía de ionización. 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.

10.- Propiedades periódicas.

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 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:



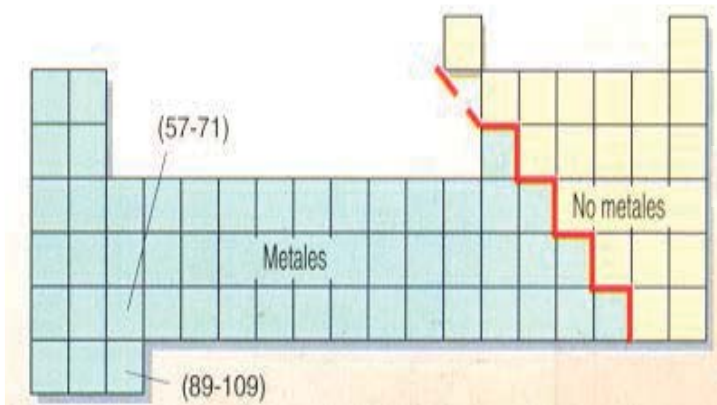
- **En un período:** la electronegatividad se incrementa al aumentar el número atómico.
- **En un grupo:** aumenta al disminuir el número atómico.
- Los elementos más electronegativos están situados a la derecha del Sistema Periódico, mientras que los menos electronegativos se hallan en la parte izquierda.

- 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.
- Los gases nobles carecen de valor de la electronegatividad. Estos elementos se caracterizan por su mínima tendencia a formar enlaces con los demás elementos.

10.- Propiedades periódicas.

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 no metales**, 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.

- La variación de las propiedades hace que algunos elementos no correspondan exactamente con metales ni con no metales, 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.

10.- Propiedades periódicas.

A.18. Dadas las configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; B: $1s^2 2s^2$; C: $1s^2 2s^2 2p^6$. Indica razonadamente:

- El grupo y el período en los que se hallan A, B y C.
- Los iones más estables que pueden formar A, B y C.

A.19. La configuración electrónica del ion X^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- ¿A qué grupo y período corresponde ese elemento?; c) Justifica si el elemento X posee electrones desapareados.

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

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

A: $1s^2 2s^2 2p^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^5$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; D: $1s^2 2s^2 2p^4$. Razona:

- El elemento de mayor y menor energía de ionización.
- El elemento de mayor y menor radio atómico.

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:

- ¿Cuál es el más electronegativo?
- ¿Cuál posee menor energía de ionización?
- ¿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:

- El elemento más electronegativo y el de mayor radio.
- ¿Cuál o cuáles son metales y cuál o cuáles son no metales?