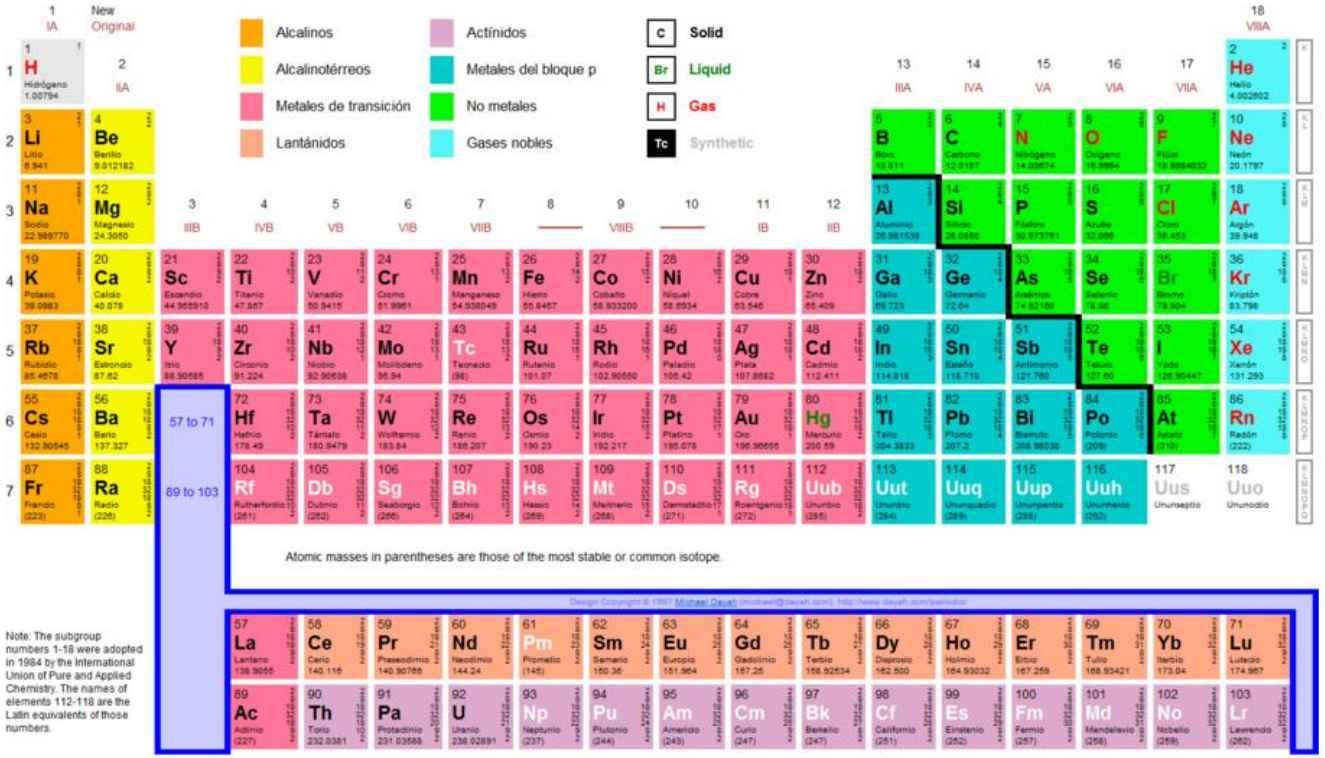
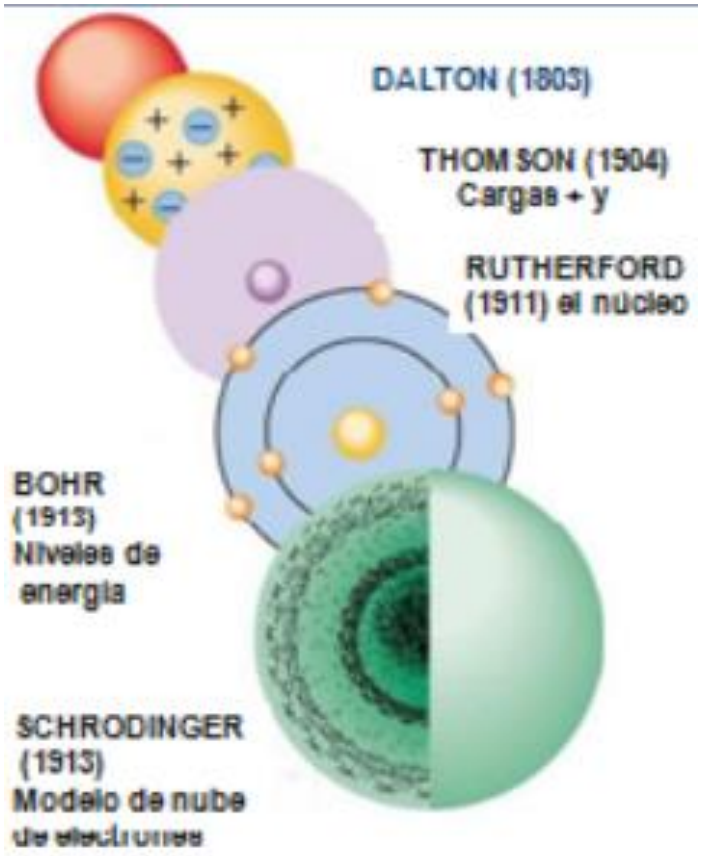
Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos

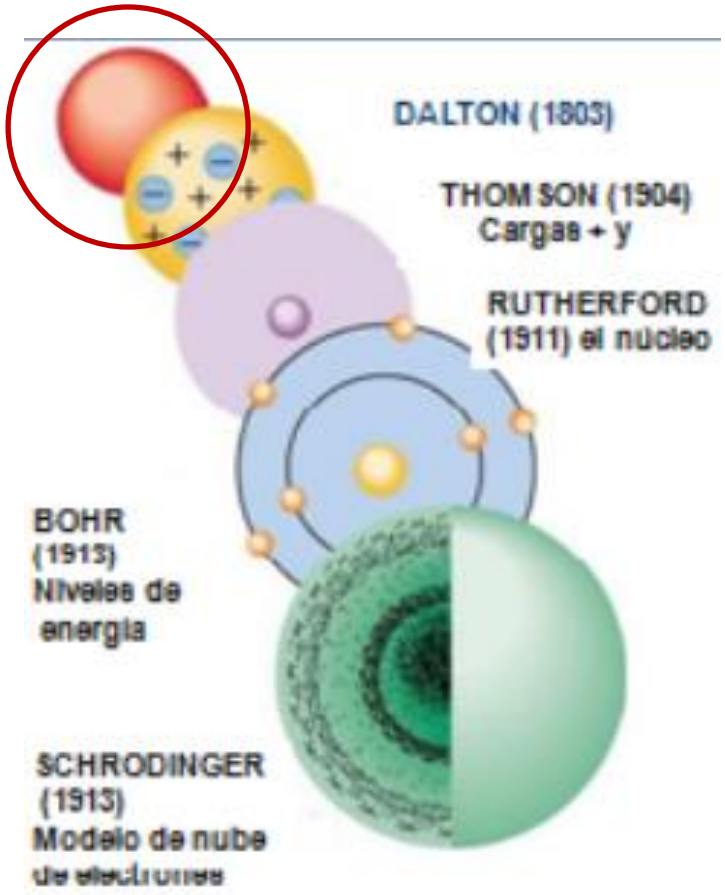


Primeros modelos y partículas fundamentales del átomo

El primer tercio del siglo XX fue la época en la que más se desarrollo el estudio del átomo. Considerado hasta entonces como algo indivisible, pasó a ser una estructura formada por partículas más pequeñas perfectamente organizadas.



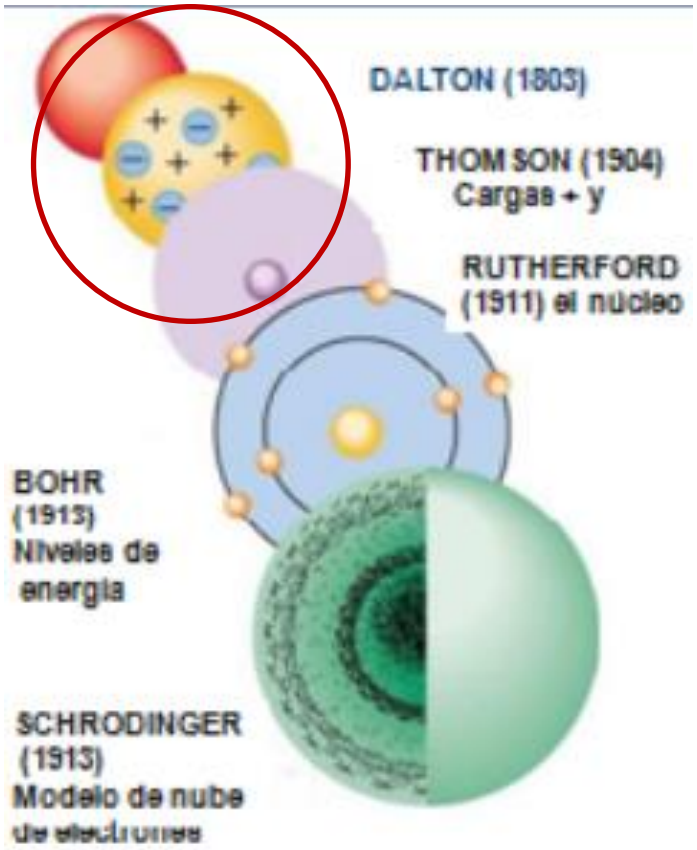
Primeros modelos y partículas fundamentales del átomo



Dalton. Este primer modelo consideraba la materia formada por átomos, unas partículas indivisibles que eran distintas según de que elemento se tratara, por que los átomos de cada elemento tenían masas distintas.

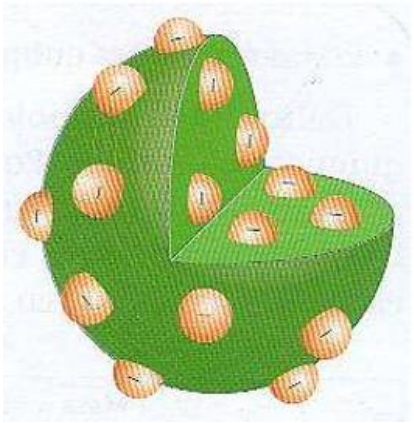
Además, Dalton estipulaba que los compuestos se obtenían por combinación de los átomos de los distintos elementos, pero esta teoría no fue capaz de explicar el porqué de los **fenómenos eléctricos** que ocurrían en la materia.

Primeros modelos y partículas fundamentales del átomo

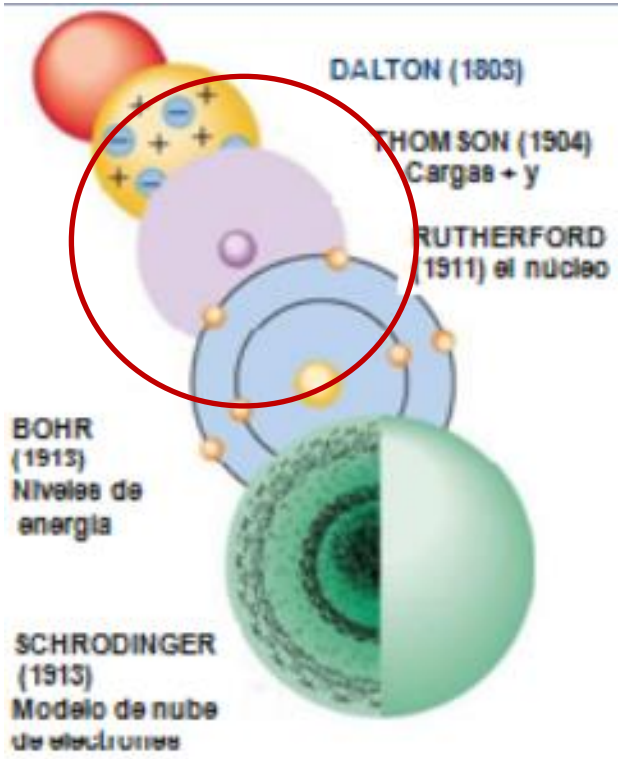


La primera de estas partículas subatómicas fue el **electrón**, descubierto en 1897 por **Thomson** cuando analizaba los rayos catódicos en un tubo de descargas.

Modelo del pastel de pasas. Éste considera al átomo como una estructura maciza de carga positiva en la que están inmersos los electrones, de tal manera que los electrones de carga negativa compensan la carga positiva del átomo, resultando eléctricamente neutro.



Primeros modelos y partículas fundamentales del átomo



Con todo esto, aparece en 1911 el modelo de **Rutherford**, que considera al átomo como una estructura hueca en la que existe un núcleo de carga positiva, el **protón**, y en la que se encuentra casi toda la masa del átomo. A su alrededor, y a mucha distancia, se encuentran los electrones girando, tal como lo hacen los planetas alrededor del sol.

Según Rutherford, los electrones permanecen girando alrededor del núcleo porque la fuerza electrostática de atracción entre el núcleo positivo y los electrones negativos, se iguala a la fuerza centrípeta que hace que los electrones "escapen" del núcleo por estar en movimiento circular.

Rutherford pronosticó en 1920 una partícula nueva en el centro del núcleo, sin carga eléctrica (neutra), que evitase la repulsión electromagnética de los protones en el núcleo. Esa partícula fue descubierta en 1932 por un discípulo suyo, Chadwick, la llamó **neutrón**.

Primeros modelos y partículas fundamentales del átomo

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS DEL ÁTOMO

Partícula	Símbolo	Masa (g)	Carga	
			Absoluta Coulombs	Relativa
Electrón 	e	9.1095×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón 	p	1.67252×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón 	n	1.67495×10^{-24}	0	0

Identificación de átomos. Número atómico (Z) y número másico (A)

Forma de representar un átomo de un elemento



X	Símbolo del elemento
A	Número másico (A = p + n)
Z	Número atómico (Z = p)

Identificación de átomos. Número atómico y número másico

$$^{56}_{26}\mathrm{Fe}$$

- Puesto que Z es 26, el número de protones es 26.
- Como A es 56 y es la suma de neutrones y protones, si le restamos Z, que es el número de protones podemos saber el número de neutrones; en este caso sería:

  56-26 = 30 neutrones.
- Además, como el átomo es neutro, el número de protones es el mismo que el de electrones, por lo que habrá 26 electrones.

Identificación de átomos. Número atómico y número másico

¡Cuidado! No todos los átomos son neutros

Si un átomo tiene carga eléctrica es porque ha ganado o perdido electrones, que son los que se encuentran en la periferia del átomo. **El número de protones permanece invariable**. Así, un catión, con carga positiva, es porque tiene más protones que electrones, por lo que ha perdido electrones, y un anión, con carga negativa es porque tiene más electrones que protones, por lo que ha ganado electrones

$${}^{9}_{4}Be^{2+}$$

Tiene 4 p^+, 5 n y 2 e^-

$${}^{19}_{9}F^{-}$$

Tiene 9 p^+, 10 n y 10 e^-

Un concepto también importante son los isótopos; se trata de átomos del mismo elemento pero con distinta masa, es decir, tienen el mismo número de protones (por eso son el mismo elemento y tienen el mismo Z) pero distinto número de neutrones (por lo que tienen distinto A y distinta masa).

PARA PRACTICAR

1. Para un átomo con Z = 7 y A = 14:

a) Indique el número de protones, neutrones y electrones.

2. Para un átomo de número atómico Z = 50 y número másico A = 126:

a) Indique el número de protones, neutrones y electrones que posee.

3. Dadas las especies químicas Ne y O^{2-}, razone la veracidad o falsedad de las afirmaciones:

a) Ambas especies poseen el mismo número de electrones.

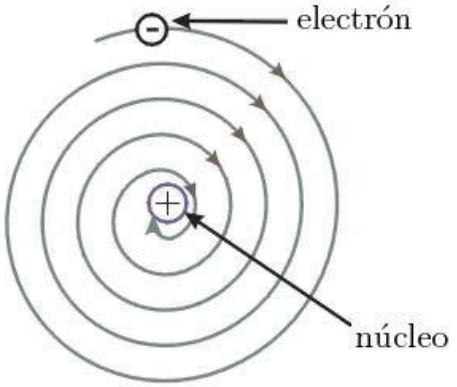
b) Ambas especies poseen el mismo número de protones

4. Para el ión Cl^- (Z=17) del isótopo cuyo número másico es 36:

a) Indique el número de protones, electrones y neutrones.

Contexto científico previo al modelo de Böhr

Desde el punto de vista de la Física clásica, una partícula cargada que esté girando, como es el caso del electrón, emite energía como radiación electromagnética, por lo cual el electrón iría describiendo una trayectoria en espiral alrededor del núcleo hasta que finalmente cae sobre él.



La solución la dio un discípulo de Rutherford, el danés Niels Böhr, usando conceptos no sólo de Física clásica, sino también de la nueva Física cuántica que se estaba desarrollando en esa época

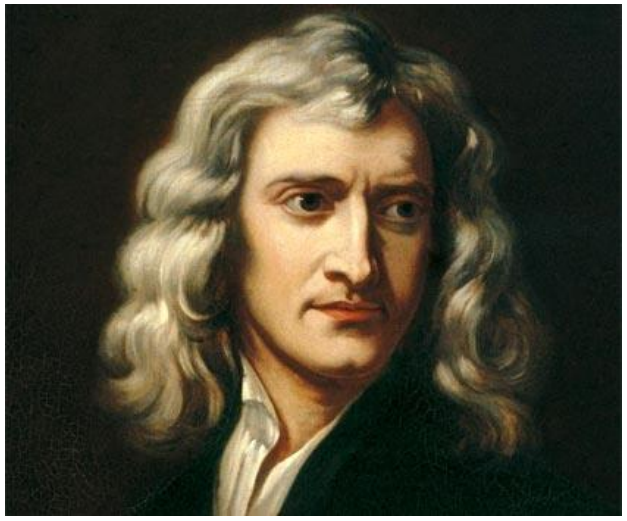
Por tanto, analizaremos la radiación electromagnética, los espectros atómicos y la teoría fotónica de Plank

Naturaleza de la luz

Desde el principio, ha existido una gran duda sobre la naturaleza de la luz.

Pensadores como Newton, pensaban que la luz estaba compuesta por corpúsculos (partículas), mientras que otros como Huygens, hablaban de la luz como una onda que se propagaba.

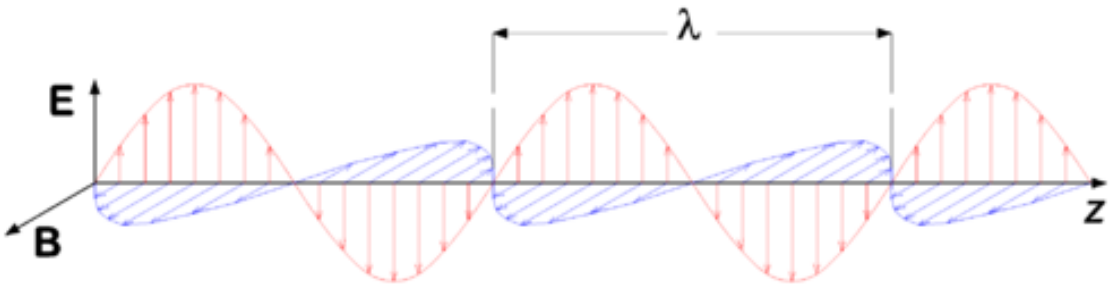
Diversos experimentos, llevaron a pensar que la luz se comportaba como una onda (propagación de una perturbación vibracional en la que se transmite energía).





Radiación electromagnética y espectros atómicos (Maxwell)

La radiación electromagnética está compuesta por un campo eléctrico y un campo magnético oscilantes que se propagan vibrando perpendicularmente entre sí. Un ejemplo es la luz.



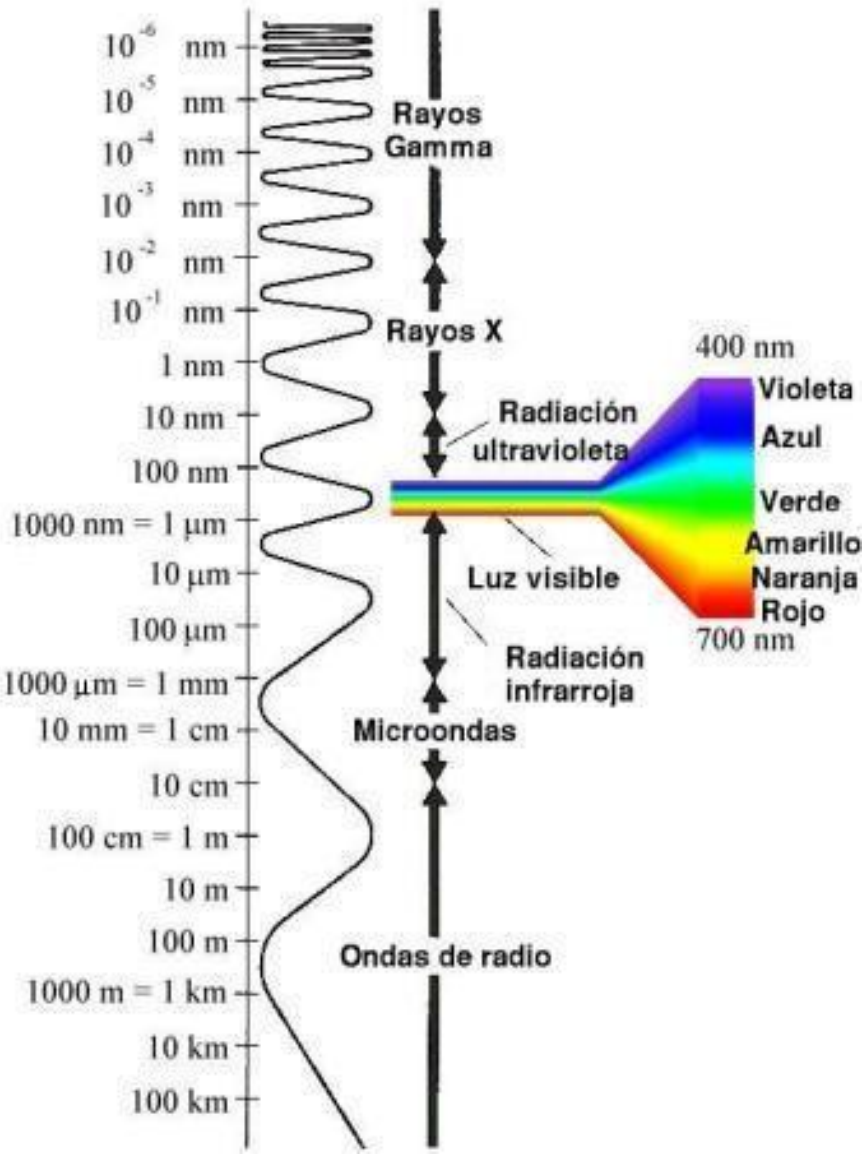
Parámetros de una Onda: λ, T, f, c

Esta radiación provoca una perturbación que se propaga como una onda, desplazándose a velocidad constante. El valor de esta velocidad en el vacío es de 300.000 Km/s, es decir, $3 \cdot 10^8$ m/s.

Las distintas radiaciones se distinguen en función de la frecuencia. Sabiendo que $\lambda f = c$ podemos comprobar que si c es constante, a una radiación con una frecuencia alta, le corresponde una longitud de onda pequeña, y viceversa.

También hay que destacar que la frecuencia y la energía de una onda son proporcionales, **a mayor frecuencia, mayor energía**.

Radiación electromagnética y espectros atómicos.



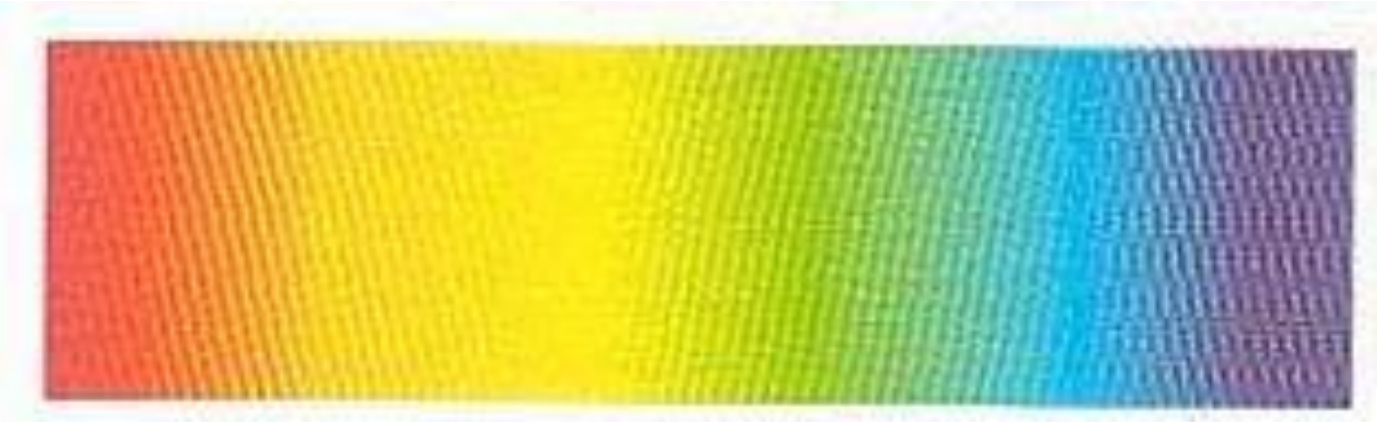
La luz que nosotros apreciamos, puede descomponerse en los colores del arco iris (cada uno tiene una frecuencia distinta) si la hacemos pasar por un prisma o por una gota de agua.

Un espectro es la descomposición de una radiación en las diversas radiaciones que la componen.

Radiación electromagnética y espectros atómicos

Continuos

Cuando calentamos suficientemente un líquido o un sólido, estos emiten una radiación que se registra como una serie ininterrumpida de colores.



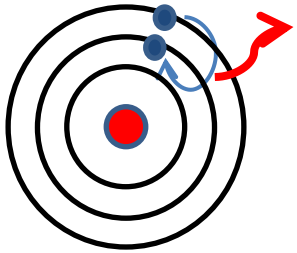
Radiación electromagnética y espectros atómicos

Discontinuos

Se diferencian en la forma de obtenerse. En ambos casos lo que ocurre es **que los electrones se perturban, moviéndose de unas órbitas a otras**, adquiriendo energía en el espectro de absorción y emitiendo energía en el de emisión.

Emisión

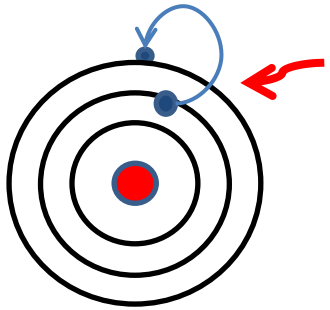




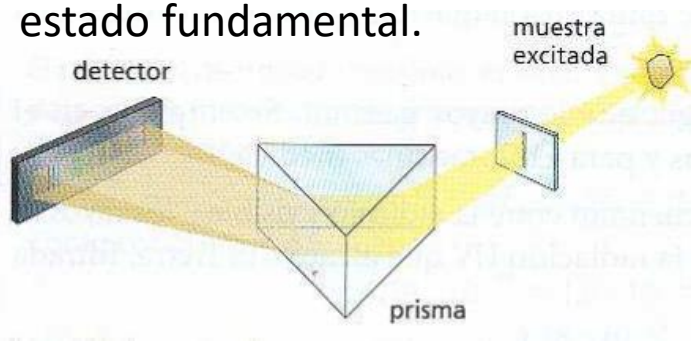
Se obtienen cuando una sustancia gaseosa emite radiación. Se produce cuando previamente le hemos suministrado energía y alcanza lo que se llama estado excitado. Esta energía extra la emite en forma de radiación (líneas) para volver a alcanzar el estado fundamental.

Absorción

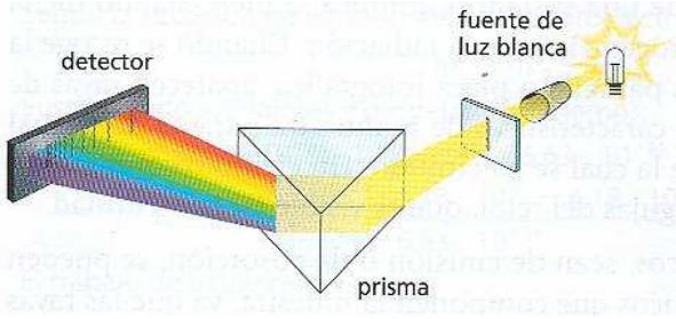




Se obtienen al hacer pasar una radiación electromagnética a través de una sustancia que absorbe determinados valores de energía (determinadas frecuencias), promoviendo los electrones a otras órbitas. Obtenemos un espectro en el que están todas las frecuencias excepto las que la sustancia ha absorbido.



Son complementarios absorben las mismas frecuencias que es capaz de emitir.



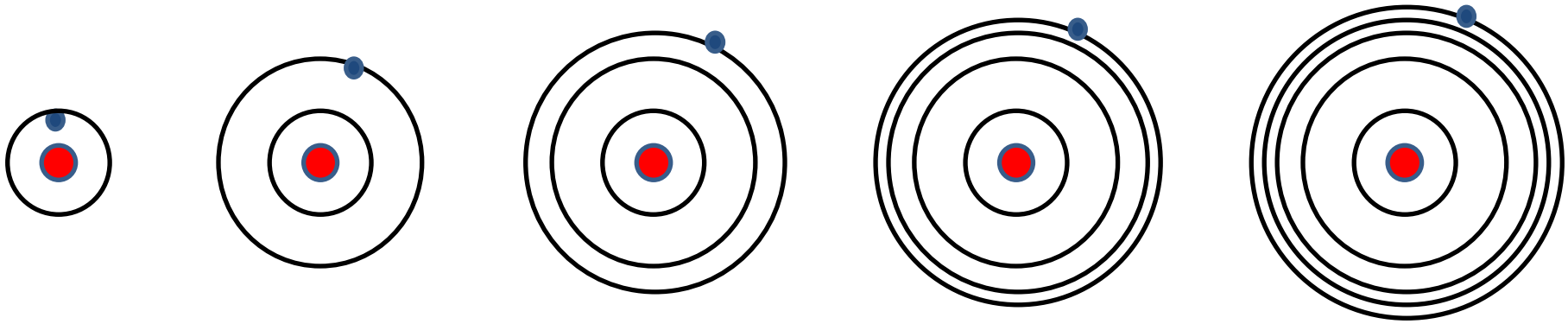
El espectro del átomo de Hidrógeno

El espectro más estudiado por los científicos de la época fue el espectro de emisión del hidrógeno. En su espectro descubrieron que las frecuencias de las líneas obedecían a una ecuación matemática.

Fuente de radiación externa → $H_{2(g)}$

Átomos de hidrógeno excitados. Emiten E.

El electrón del hidrógeno sufre transiciones energéticas a niveles superiores.



n=1
Estado fundamental

n=2
1º estado excitado

n=3
2º estado excitado

n=4
3º estado excitado

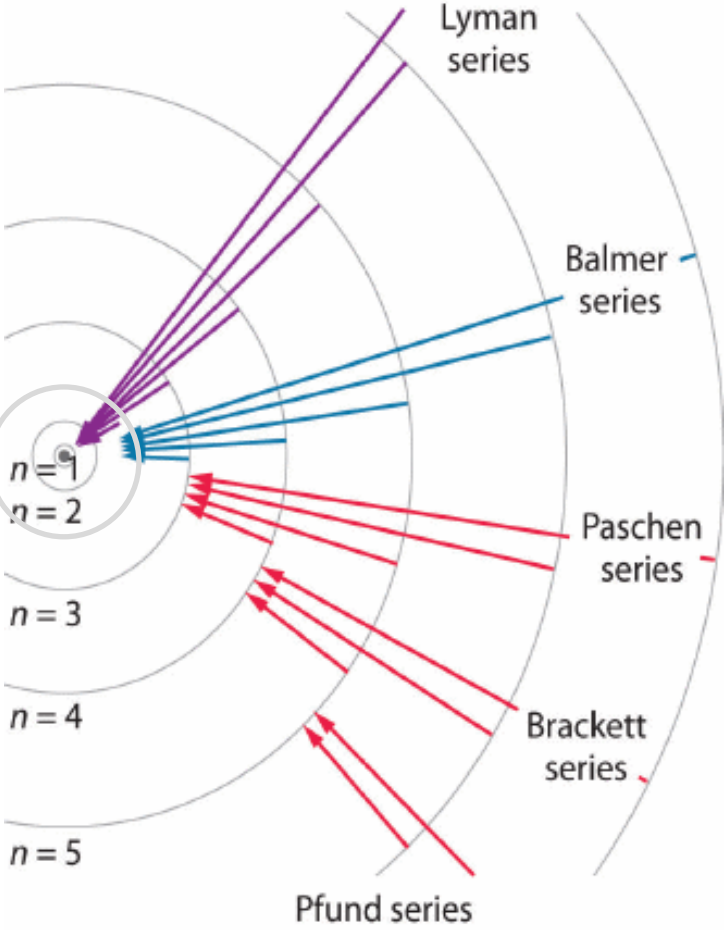
n=5
4º estado excitado

El espectro del átomo de Hidrógeno

Al cesar la radiación, el electrón vuelve a su estado fundamental emitiendo E. (Los estados excitados son inestables)



Esta emisión de E se puede producir desde diferentes niveles superiores a diferentes niveles inferiores.



Cada transición constituye una línea en nuestro espectro. Puesto que tenemos muchos átomos excitados en los diferentes estados energéticos existe la posibilidad de que tengan lugar todas las transiciones. Por eso aparecen varias líneas en el espectro.

Cada serie de línea recibe un nombre según el **nivel energético de llegada**, que corresponde con el científico que las estudió.

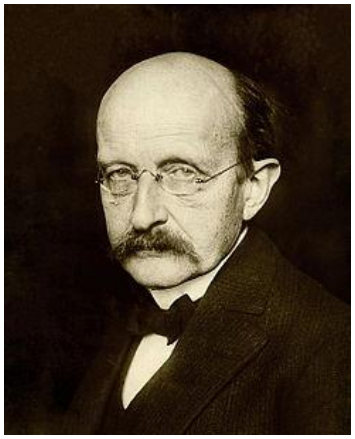
La siguiente ecuación, propuesta por Rydberg, se utiliza para calcular las λ de todas las líneas espectrales del átomo de hidrógeno.

$$\frac{1}{\lambda} = \mathbf{R}\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2}\right)$$

Teoría fotónica de Planck.

Max Plank, en 1900, para poder explicar lo que ocurría en los experimentos que desarrollaba, supuso que la radiación electromagnética **no era algo continuo, sino que era emitida en forma de paquetes de energía, cuantos de radiación o fotones**, cuya energía dependía de la frecuencia de la radiación según la ecuación:

$$E = hf$$

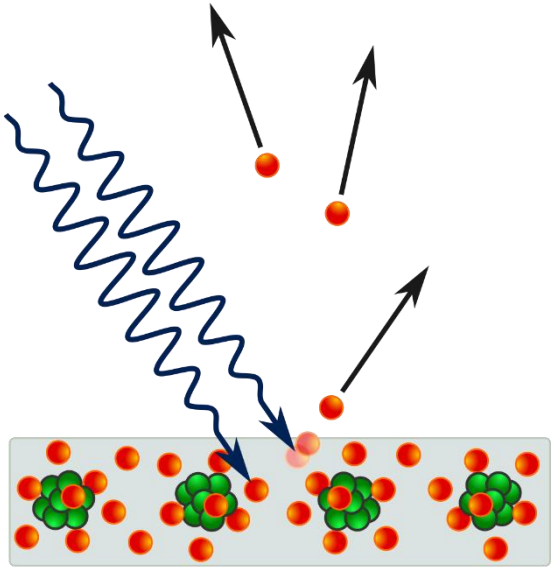


En esta ecuación, h es la constante de Planck, de valor $6´63 \cdot 10^{-34} J \cdot s$ y f es la frecuencia de la radiación electromagnética.

Esta hipótesis de Planck supuso el inicio de la mecánica cuántica, la base de la nueva física que entre otras cosas, usó Böhr en su modelo atómico

Efecto fotoeléctrico

Albert Einstein se basó en la teoría cuántica de Planck. En 1905, sugirió que la luz estaba formada por cuantos de energía a los que posteriormente se denominó fotones, cuya energía venía dada por $E = h \cdot f$ y que eran las partículas portadoras de la energía de la onda electromagnética.



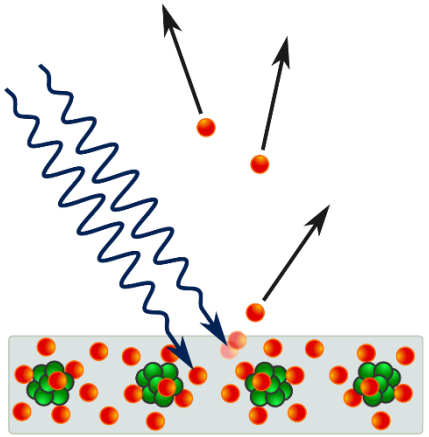
Para explicar los resultados de Einstein, supongamos un fotón chocando con un electrón de la superficie metálica al cual comunica su energía.

CONCLUSIONES

- El trabajo necesario para arrancar un electrón de la superficie metálica es el resultado del producto de la constante de Planck h por la frecuencia umbral f_0.

$$W_e = h \cdot f_0$$

Efecto fotoeléctrico



CONCLUSIONES

- El trabajo necesario para arrancar un electrón de la superficie metálica es el resultado del producto de la constante de Planck h por la frecuencia umbral f_0.

$$W_e = h \cdot f_0$$

- Como la energía E de los fotones de la luz incidente puede ser mayor que el trabajo de extracción We, la energía en exceso será la energía cinética que adquirirá el electrón una vez extraído de la superficie metálica. Cuando aumentamos la intensidad del haz luminoso, aunque sea mayor el número de fotones que llegan a la superficie y, por tanto, el número de electrones arrancados, la energía cinética (Ec) no aumentará.

$$E\ (\text{fotón}) = We + Ec$$

- Si se produce el efecto fotoeléctrico, los electrones son emitidos casi instantáneamente.

El modelo atómico de Böhr (1913)

Los 3 postulados de la teoría atómica de Böhr Son los siguientes:

1. **Primero:** Los átomos tienen un núcleo (donde se encuentran los protones) y alrededor del cual giran los electrones en determinadas órbitas circulares y estables. Además, se postula que los electrones no emiten energía en su movimiento.

2. **Segundo:** Las órbitas permitidas para el electrón (aquellas que cumplen el criterio de estabilidad) son las que hacen que su momento angular (mvr) sea un número entero de veces la cantidad $h/2\pi$, según la ecuación:

$$\mathbf{mvr = n\ h/2\pi}$$

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.

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

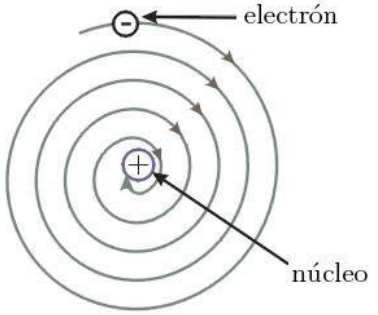
$$\mathbf{\Delta E = E2\text{-}E1 = hf}$$

donde h es la constante de Planck y f la frecuencia de la radiación emitida o absorbida.

El modelo atómico de Böhr.

La importancia del modelo atómico que propuso el danés Niels Böhr, discípulo de Rutherford, en 1913, radica en dos aspectos principalmente:

- Fue el primer modelo capaz de explicar los espectros atómicos.
- Introdujo la idea de la cuantización energética en la estructura atómica:

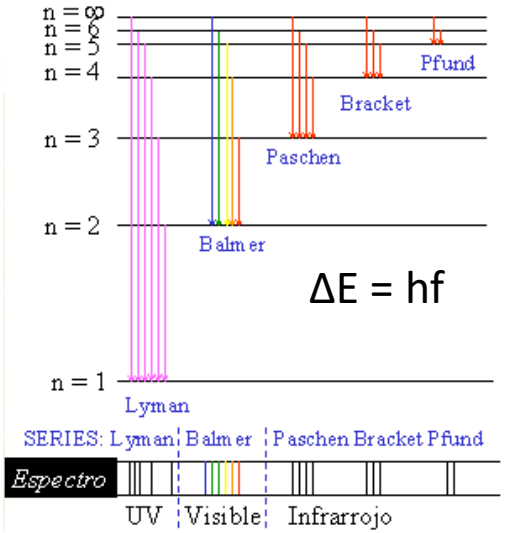


En estos postulados vemos cómo Böhr emplea la hipótesis de Planck ($\Delta E = hf$) y cómo introduce la idea de determinadas órbitas estables en las que no se emite energía, con lo cual **evita el principal problema del modelo atómico de Rutherford**; el hecho de que una partícula cargada girando emite energía de forma continua.

Además, **estas órbitas estables que describen los electrones están cuantizadas**, es decir, **sólo están permitidas aquellas que tengan determinadas distancias radiales**. Esto último tiene como consecuencia que en cada órbita, la energía del electrón es directamente proporcional al cuadrado del número cuántico principal.

$$r = n^2 \cdot a_o \qquad a_o = 0{,}53\ \text{Å}$$

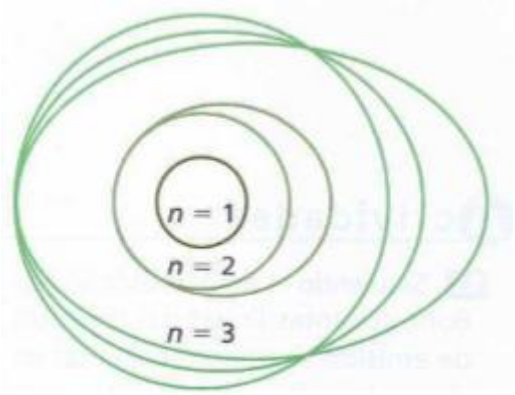
Donde n es el número cuántico principal y a una constante cuyo valor corresponde al radio de la primera órbita.



Modificaciones al átomo de Böhr. Deducción de los números cuánticos

Modificación de Sommerfeld. Número cuántico azimutal (l).

Se comprobó que las rayas que Böhr explicaba eran en realidad multipletes, es decir, varias rayas muy juntas. La explicación la dio Sommerfeld considerando que cada órbita de Böhr (capa o nivel de energía) estaba formada en realidad por varias órbitas que se diferencian en la forma geométrica, siempre existe una órbita circular pudiendo existir órbitas elípticas con el núcleo atómico en uno de sus focos.



Matemáticamente, estas órbitas se representan con un nuevo número cuántico denominado secundario o azimutal, simbolizados por la letra l.

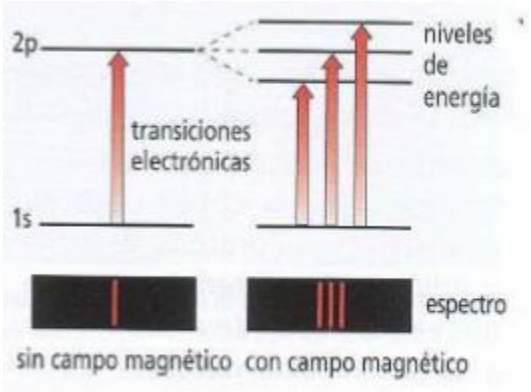
Los valores de l dependen del nivel energético (de n), variando desde cero hasta n-1 .
Además, a cada valor de l se le asigna un nombre (s, p, d, f) para así distinguir el tipo de órbita

Capa	*Valores de l*	*Nº cuántico l*	*Órbita*
$n = 1$	$l = 0$	$l = 0$	s
$n = 2$	$l = 0,1$	$l = 1$	p
$n = 3$	$l = 0,1,2$	$l = 2$	d
$n = 4$	$l = 0,1,2,3$	$l = 3$	f

Modificaciones al átomo de Böhr. Deducción de los números cuánticos

Efecto Zeeman. Número cuántico magnético (m)

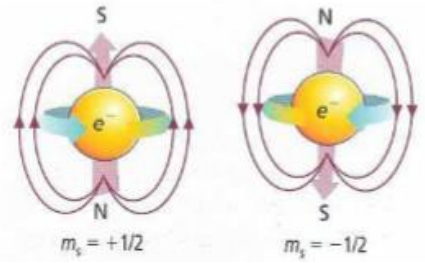
El efecto Zeeman fue observado por primera vez en 1896 por Pieter Zeeman. Se trata de un desdoblamiento de las rayas espectrales en presencia de un campo magnético. Dio lugar a la aparición del número cuántico magnético cuyos valores van de –l a +l pasando por el 0.



El espín electrónico. Número cuántico de espín (s)

El efecto de espín fue observado en 1922 por Stern y Gerlach. Es un nuevo desdoblamiento de las líneas dentro de un campo magnético debido al movimiento de rotación de los electrones . Las líneas del efecto Zeeman eran en realidad dobletes, líneas muy próximas, de frecuencia similar, que correspondían a tránsitos electrónicos de energía muy parecida.

Sólo puede tomar los valores -1/2 o +1/2 según el electrón gire en sentido horario o antihorario



Así pues, tenemos cuatro números cuánticos: n, l, m y s, que definen el estado de un electrón

La mecánica ondulatoria en la descripción del átomo

En el apartado anterior hemos visto cómo **se solucionaron las deficiencias espectroscópicas del modelo de Böhr.** En este punto veremos cómo el resto de problemas que tenía el modelo de Böhr se resolvieron con el empleo de **conceptos completamente nuevos**, relacionados con la **mecánica cuántica**, dando lugar a un **modelo atómico, admitido actualmente, basado exclusivamente en fundamentos mecanicocuánticos**. Pero previamente haremos un análisis de los principios básicos de esta nueva Física para poder comprender mejor la estructura atómica.

Principios de la mecánica cuántica.

Principio de la dualidad de onda-corpúsculo

https://www.youtube.com/watch?v=Um2yGMSAJcw

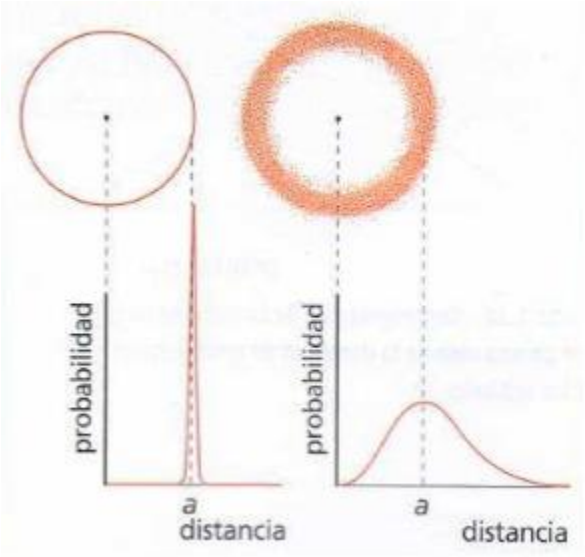
Existe por tanto, una dualidad en el comportamiento de la luz, que puede ser tanto ondulatorio como corpuscular. Pero este carácter dual es extensible a toda la materia, como demostró en 1923 Louis De Broglie, al considerar que cualquier partícula en movimiento (como por ejemplo el electrón), lleva asociada una onda.

La mecánica ondulatoria en la descripción del átomo

Principios de la mecánica cuántica.

Orbitales atómicos

Para Böhr, las órbitas son lugares precisos donde se encuentran los electrones girando alrededor del núcleo. Pero esto es imposible si aplicamos el principio de incertidumbre de Heisenberg; por eso en los modelos mecanocuánticos, se hablan de **orbitales**, **regiones del espacio donde hay una elevada probabilidad de encontrar al electrón, superior al 99%**.



La mecánica ondulatoria en la descripción del átomo

Principios de la mecánica cuántica.

Hipótesis de De Broglie

Hipótesis de Planck

$E = hf$

$E = h\,c/\lambda$

$h\,c/\lambda = mc^2$

$\lambda = h/mc$

Teoría de la relatividad de Einstein



Si en vez de considerar la velocidad de la luz (c), consideramos la de cualquier cuerpo (v), tenemos: $\lambda = h/mv$

$p = mv$

Cantidad de movimiento

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

Lo cual demuestra que toda partícula que se mueve (lleva una velocidad v) lleva asociada una longitud de onda.

La mecánica ondulatoria en la descripción del átomo

Principios de la mecánica cuántica.

Principio de incertidumbre de Heisenberg.

Este principio considera que **es imposible conocer con precisión y simultáneamente, la posición y la cantidad de movimiento de una partícula**.

Si queremos determinar la posición de un electrón, tenemos que **hacer incidir sobre él una radiación electromagnética**, que al ser absorbida por el electrón **altera su energía cinética y provoca una incertidumbre sobre su velocidad**. Por tanto, si queremos conocer con exactitud su posición, no podremos determinar de forma exacta su velocidad, y análogamente, si queremos conocer con exactitud la velocidad, no podremos determinar con exactitud su posición.

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

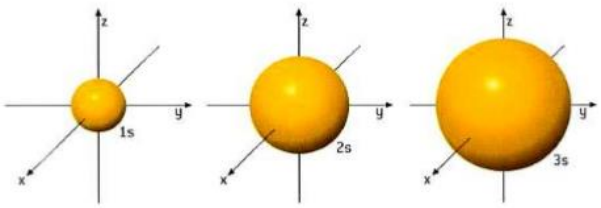
A partir de la formulación de este principio, en el estudio de la estructura atómica no se puede hablar de exactitud de una medida, sino de probabilidad.

La mecánica ondulatoria en la descripción del átomo

Principios de la mecánica cuántica.

Orbitales atómicos

Hay cuatro orbitales atómicos distintos, representados por las letras s, p, d y f. Puesto que representan regiones del espacio donde hay una elevada probabilidad de encontrar al electrón, la diferencia que existe entre ellos es la figura geométrica que presenta cada región. Estas figuras se detallan a continuación:

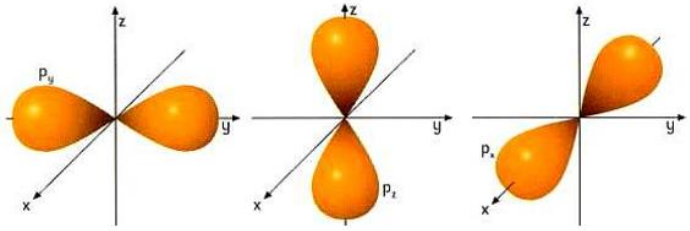


l=0

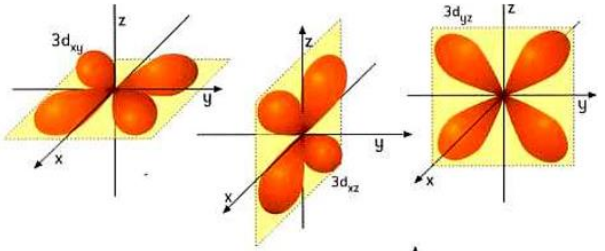
Orbitales *s*

l=1

m= -1,0,1



Orbitales *p*



Orbitales *d*

l=2

m= -2,-1,0,1,2

Modificaciones al átomo de Böhr. Deducción de los números cuánticos

NÚMEROS CUÁNTICOS

Número Cuántico	Rango de valores	Describe
Principal, n	1, 2, 3, ...	Nivel energético
Secundario, *l*,	Desde 0 hasta n-1	Forma del orbital
Magnético, m	Desde - *l* hasta + *l*	Orientación espacial
Espín, s	± 1/2	Espín del electrón

PARA PRACTICAR

1. Dados los conjuntos de números cuánticos: (2,1,2, ½); (3,1,−1, ½); (2,2,1,−½); (3,2,−2, ½)

a. Razone cuáles no son permitidos.

b. Indique en qué tipo de orbital se situaría cada uno de los electrones permitidos.

(2,1,2, ½): n=2; l= 1; m= NO PERMITIDO (va de –l a l)
(3,1,−1, ½): n=3; l=1; m=-1; s= ½ PERMITIDO. Si l=1, corresponde al orbital 3p.
(2,2,1,−½): n=2; l=2 NO PERMITIDO. l va de 0 a n-1, debería tener un valor de 0 o 1.
(3,2,−2, ½): n=3; l=2; m=-2; s= ½ PERMITIDO. Si l=2, corresponde al orbital 3d.

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.

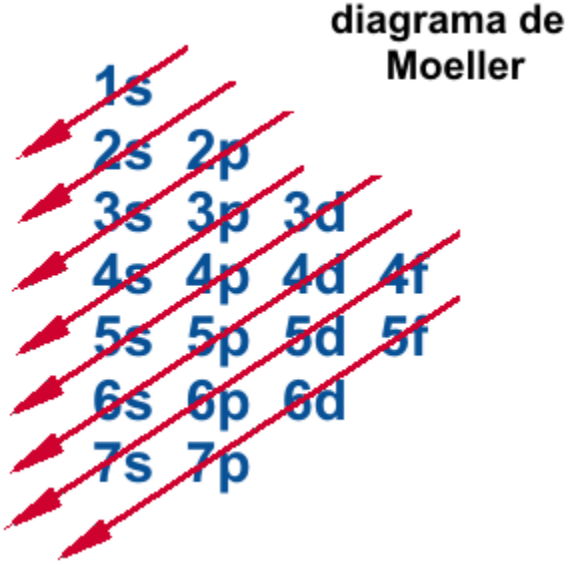
b. Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.

3. 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

Configuraciones electrónicas

Grupo / Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H $1s^1$																	He $1s^2$
2	Li $2s^1$	Be $2s^2$											B $2p^1$	C $2p^2$	N $2p^3$	O $2p^4$	F $2p^5$	Ne $2p^6$
3	Na $3s^1$	Mg $3s^2$											Al $3p^1$	Si $3p^2$	P $3p^3$	S $3p^4$	Cl $3p^5$	Ar $3p^6$
4	K $4s^1$	Ca $4s^2$	Sc $3d^1$	Ti $3d^2$	V $3d^3$	Cr $3d^4$	Mn $3d^5$	Fe $3d^6$	Co $3d^7$	Ni $3d^8$	Cu $3d^9$	Zn $3d^{10}$	Ga $4p^1$	Ge $4p^2$	As $4p^3$	Se $4p^4$	Br $4p^5$	Kr $4p^6$
5	Rb $5s^1$	Sr $5s^2$	Y $4d^1$	Zr $4d^2$	Nb $4d^3$	Mo $4d^4$	Tc $4d^5$	Ru $4d^6$	Rh $4d^7$	Pd $4d^8$	Ag $4d^9$	Cd $4d^{10}$	In $5p^1$	Sn $5p^2$	Sb $5p^3$	Te $5p^4$	I $5p^5$	Xe $5p^6$
6	Cs $6s^1$	Ba $6s^2$	*	Hf $5d^2$	Ta $5d^3$	W $5d^4$	Re $5d^5$	Os $5d^6$	Ir $5d^7$	Pt $5d^8$	Au $5d^9$	Hg $5d^{10}$	Tl $6p^1$	Pb $6p^2$	Bi $6p^3$	Po $6p^4$	At $6p^5$	Rn $6p^6$
7	Fr $7s^1$	Ra $7s^2$	**	Rf $6d^2$	Db $6d^3$	Sg $6d^4$	Bh $6d^5$	Hs $6d^6$	Mt $6d^7$	Ds $6d^8$	Rg $6d^9$	Cn $6d^{10}$	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantánidos	*	La $5d^1$	Ce $4f^1$	Pr $4f^2$	Nd $4f^3$	Pm $4f^4$	Sm $4f^5$	Eu $4f^6$	Gd $4f^7$	Tb $4f^8$	Dy $4f^9$	Ho $4f^{10}$	Er $4f^{11}$	Tm $4f^{12}$	Yb $4f^{13}$	Lu $4f^{14}$		
Actínidos	**	Ac $6d^1$	Th $5f^1$	Pa $5f^2$	U $5f^3$	Np $5f^4$	Pu $5f^5$	Am $5f^6$	Cm $5f^7$	Bk $5f^8$	Cf $5f^9$	Es $5f^{10}$	Fm $5f^{11}$	Md $5f^{12}$	No $5f^{13}$	Lr $5f^{14}$		

subnivel ns | subnivel np | subnivel (n-1)d | sufnivel (n-2)f



Configuraciones electrónicas

La configuración electrónica es el modo en que se sitúan los electrones en la corteza de los átomos, indicando las capas (niveles) y orbitales en los que hay electrones, y cuántos electrones hay.

nx^e

- n es el nivel o número cuántico principal
- x es el tipo de orbital: s, p, d o f
- e indica el número de electrones que se alojan en ese tipo de orbital de ese nivel.

Ejemplo: Li: $1s^2 2s^1$

Se denomina **capa de valencia** a la última capa, comenzando por la más próxima al núcleo, que contiene electrones. Los electrones de esta capa son los que intervienen en la formación de los enlaces.

Ejemplo: Li: $2s^1$

Para determinar la distribución electrónica, se debe seguir **el principio de Aufbau**, el cual a su vez se basa en tres principios que detallaremos a continuación: el **principio de exclusión de Pauli**, el **principio de mínima energía** y el **principio de máxima multiplicidad (o de Hund).**

PARA PRACTICAR

1. Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente. a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos. b) Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.

2. 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.

3. 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.

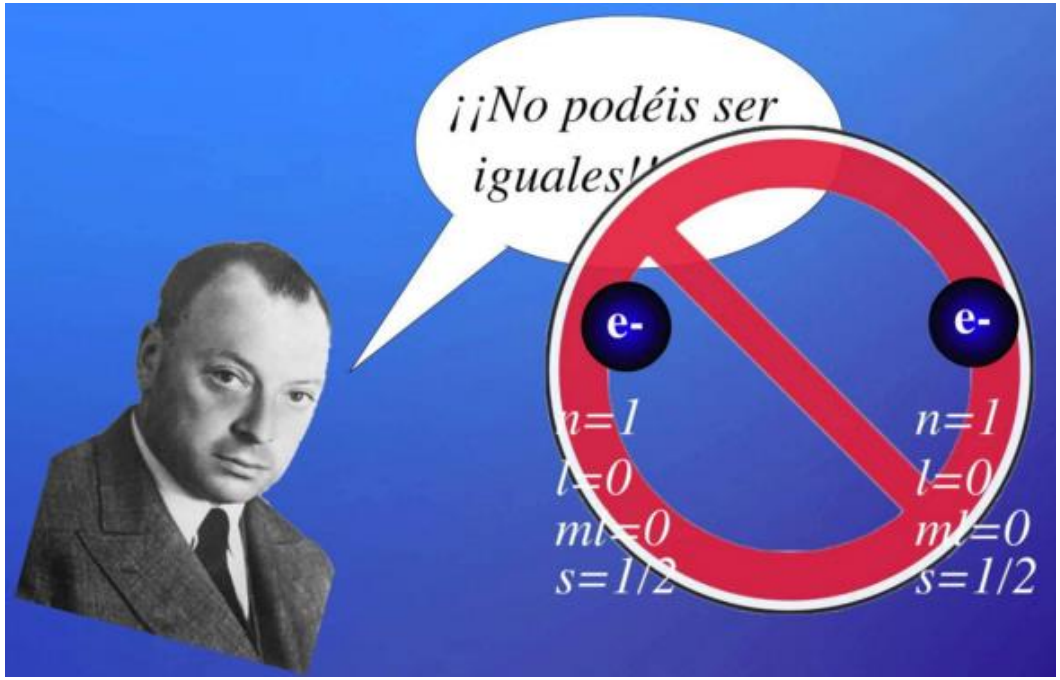
4. Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20. a) Escriba sus configuraciones electrónicas. b) Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen. c) ¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.

5. Para el ión Cl^- (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.

Configuraciones electrónicas

Principio de exclusión de Pauli

En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Por tanto, en cada orbital puede haber, como máximo, dos electrones.



En un orbital s, caben como máximo 2 electrones.
En un orbital p, como hay tres orbitales distintos, caben como máximo 6 electrones.
En un orbital d, con cinco orbitales, caben hasta 10 electrones.
En un orbital f, con siete orbitales, hasta 14 electrones.

Configuraciones electrónicas

Principio de mínima energía

En los átomos polielectrónicos, los electrones se van colocando en el orbital de menor energía que esté disponible. La energía de un orbital viene determinada por la suma de los números cuánticos principal y secundario, según las siguientes reglas:

- La energía de un orbital será menor cuanto menor sea su suma n + l.

  ¿Cuál es el orbital de menor energía, el 3d o el 4s?

  3d: n=3; l=2; n+l=5
  4s: n=4; l=0; n+l=4
  Tendrá menos energía el 4s

- Cuando haya varios orbitales cuyas sumas n + l sean iguales, tendrá menos energía el de menor valor de n.

  ¿Cuál es el orbital de menor energía, el 2p o el 3s?

  2p: n=2; l=1; n+l=3
  3s: n=3; l=0; n+l=3
  Tendrá menos energía el 2p

Configuraciones electrónicas

Principio de mínima energía

Los gases nobles se denominan así porque no se combinan con otros átomos, lo que implica que tienen una configuración electrónica muy estable, denominada **estructura de capa cerrada**, ya que tienen el número máximo de electrones que esa capa puede tener.

Otra forma de representar la configuración es indicando el gas noble anterior al elemento y especificando, a continuación, la configuración de los electrones de la capa de valencia

$$S\ (Z=16)\text{: } [Ne]3s^2 3p^4 \qquad As\ (Z=33)\text{: } [Ar]4s^2 3d^{10} 4p^3$$

Si se trata de un ión, debemos contabilizar el número de electrones teniendo en cuenta que los ha ganado (anión, carga negativa) o los ha perdido (catión, carga positiva)

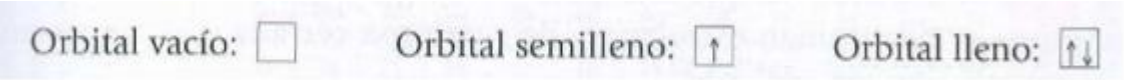
$$Na^+\text{: } 1s^2 2s^2 2p^6 \qquad S^{2-}\text{: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

Configuraciones electrónicas

Principio de máxima multiplicidad de Hund

Cuando hay orbitales del mismo tipo, la configuración más favorable es la que permite mayor desapareamiento entre los electrones. En consecuencia, ninguno de los orbitales del mismo tipo se llenará con dos electrones mientras los restantes no contengan al menos un electrón.

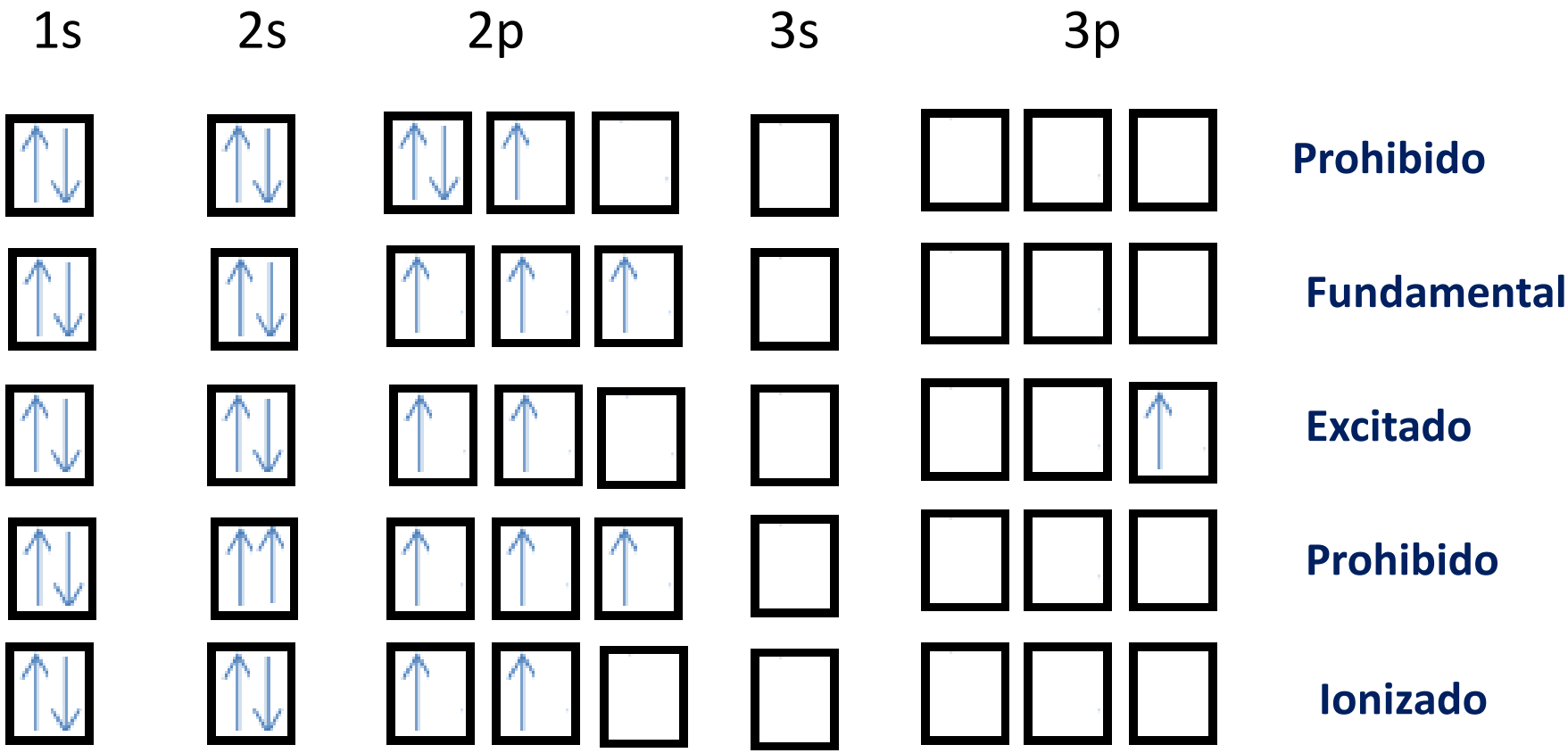
También se emplean los denominados **diagramas de orbital**, en los que se representan los orbitales como cuadrículas, dentro de las cuales los electrones se simbolizan con flechas, apuntando hacia arriba o hacia abajo, según su espín.



Configuraciones electrónicas

Un átomo está **en estado fundamental** cuando el electrón se encuentra en el orbital con la menor energía; está **excitado** cuando algún electrón se encuentra en un orbital de mayor energía que le corresponde; y está en estado **prohibido** cuando no cumple el principio de exclusión de Pauli o de máxima multiplicidad de Hund.

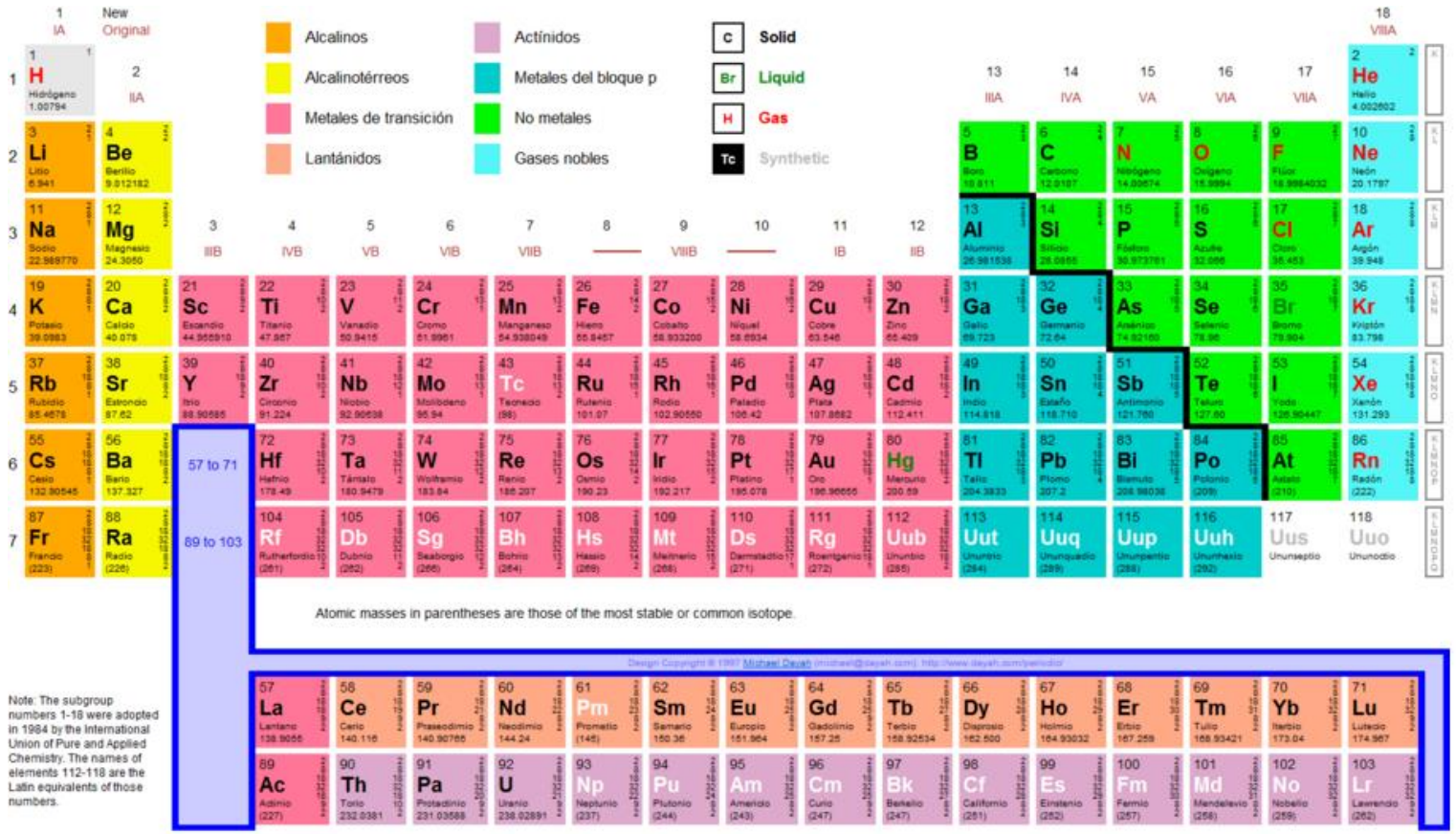
¿En qué estados se encuentra el siguiente átomo de N (Z=7) según las distribuciones electrónicas propuestas? Ionizado, Fundamental, Excitado o Prohibido



Propiedades periódicas

GRUPOS: Mismo número de electrones en la capa de valencia

Periodo: Mismo número de capas



Propiedades periódicas

Factores de los que dependen las propiedades periódicas

Carga nuclear: se trata de la carga positiva del átomo, es decir, del número de protones que hay en el núcleo.

Capa de valencia: es la capa más externa en la que existen electrones (la más lejana del núcleo). En el átomo se establecen **interacciones electrostáticas entre el núcleo** (carga positiva) **y los electrones** (carga negativa); estas interacciones son atractivas, pero se van mermando en función de la distancia que existe entre núcleo y capa de valencia, de tal forma que una **capa de valencia lejana tendrá menor atracción por parte del núcleo que una capa de valencia cercana.**

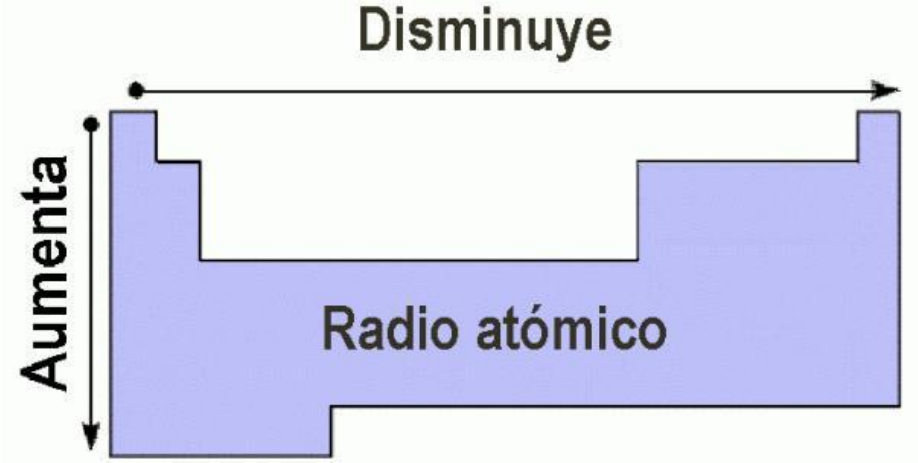
Efecto pantalla: consiste en la repulsión electrostática que se produce con los electrones de la capa de valencia y los electrones de las capas internas del átomo, con la consiguiente disminución de la atracción que el núcleo ejerce sobre los electrones externos.

Debido a este efecto, la carga del núcleo afecta menos a los electrones de valencia, por lo que es preciso introducir el concepto de **carga nuclear efectiva**, que es la verdadera carga que afecta a estos electrones de valencia y es una valoración conjunta de la carga nuclear y el efecto pantalla (en concreto, el valor de la carga nuclear menos las repulsiones entre los electrones).

8. Propiedades periódicas

8.1. Radio atómico

El radio atómico es la distancia que existe entre el núcleo y el electrón más lejano



La explicación de estas tendencias son las siguientes:

• En un grupo, conforme se va descendiendo se van añadiendo capas, con lo que la capa de valencia está cada vez más lejana. Además, el efecto pantalla va aumentando al descender, ya que cada vez hay más capas internas y por tanto la carga efectiva va disminuyendo, lo que hace que la nube electrónica se expanda más.

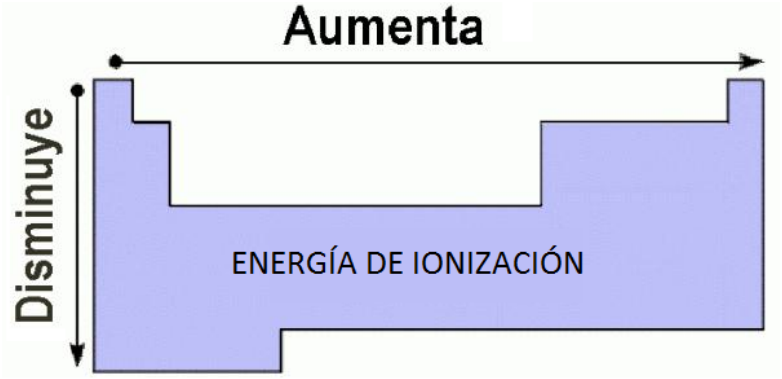
• En un periodo, conforme avanzamos por él, los nuevos electrones se sitúan en el mismo nivel energético y la carga nuclear va aumentando (ya que aumenta el número de protones). Así, los electrones tienden a ser atraídos con más fortaleza por el núcleo, mientras que el efecto pantalla sigue siendo el mismo conforme avanzamos en un periodo. En consecuencia, el radio atómico irá disminuyendo en un periodo.

8. Propiedades periódicas

8.2. Energía de ionización

La energía de ionización (EI) o potencial de ionización (PI) se define como la mínima energía que hay que proporcionar a un átomo, en estado gaseoso y fundamental, para arrancar un electrón de su capa de valencia.

$$X(g) + EI \rightarrow X^{+}(g) + 1e^{-}$$



•En un grupo, la energía de ionización disminuye conforme vamos bajando. Esto se debe a que los electrones se van colocando en capas cada vez más alejadas, con lo que la interacción atractiva con el núcleo irá disminuyendo conforme bajamos en el grupo. Además, se intensifica el efecto pantalla ya que cada vez hay más capas entre el núcleo y los electrones en los orbitales más externos.

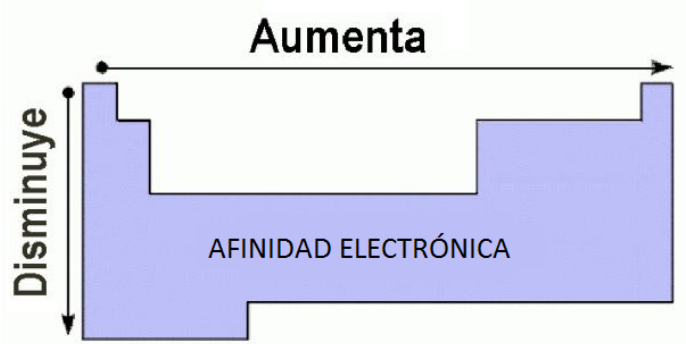
•En un periodo, conforme avanzamos por él, los electrones se van colocando en el mismo nivel energético, pero el núcleo va aumentando su carga, con lo cual hace que las interacciones núcleo-electrones sean cada vez más intensas conforme avanzamos en el periodo. Esto hace que la energía necesaria para arrancar un electrón sea cada vez mayor (mayor energía de ionización). El primer electrón que se arranca es siempre el más sencillo de extraer.

8. Propiedades periódicas

8.3. Afinidad electrónica.

La afinidad electrónica (AE) se define como la mínima energía que libera un átomo que se encuentra en estado gaseoso y fundamental cuando capta un electrón.

$$X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$$



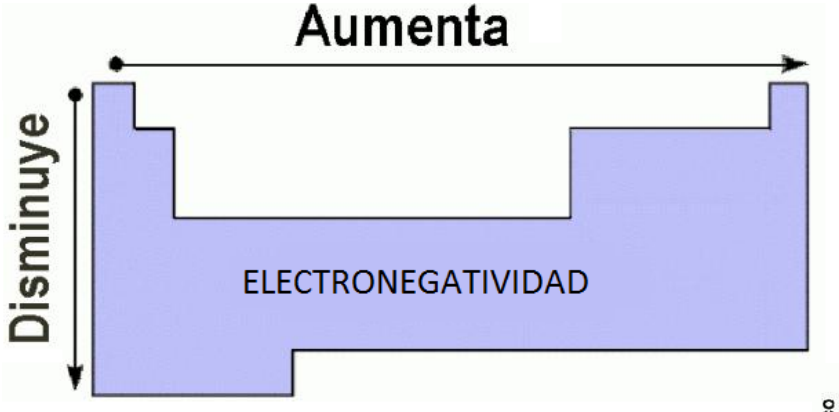
•En un grupo, la afinidad electrónica disminuye conforme avanzamos hacia abajo por el mismo. Esto es debido a que cada vez que bajamos en el grupo se van introduciendo nuevos niveles y los átomos son más grandes. Así, el núcleo está cada vez más lejos de la capa de valencia y la atracción que puede ejercer para incorporar un nuevo electrón es menor. Además, el efecto pantalla es cada vez mayor, por lo que la carga nuclear efectiva es cada vez menor.

•En un periodo, conforme avanzamos de izquierda a derecha, la afinidad electrónica va aumentando, debido a que los átomos van adquiriendo mayor carga nuclear (cada vez es un protón más) y la distancia núcleo capa de valencia es la misma, ya que los electrones se irían colocando en la misma capa.

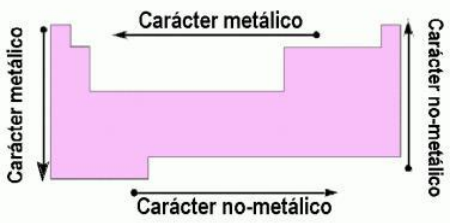
8. Propiedades periódicas

8.4. Electronegatividad.

La electronegatividad (EN ó χ) es la tendencia que tienen un átomo a atraer hacia sí el par de electrones de un enlace químico.



8.5. Carácter metálico.



Se relaciona de manera inversa con la electronegatividad y, por tanto, con la posición del elemento dentro de la tabla periódica

Los metales tienen poca tendencia a ganar electrones y los ceden fácilmente, mientras que los elementos no metálicos la tendencia es la inversa.