



QUÍMICA

Profesor: Jaime Espinosa

jaespimon@hotmail.com

Blog de consultas: <https://jaespimon.wordpress.com/>

UNIDAD 2. EL ÁTOMO Y EL SISTEMA PERIÓDICO

Papel de los modelos atómicos en el avance de la química: modelos de Thomson y de Rutherford. Experiencia de Rutherford. Conceptos de masa atómica y número atómico. Partículas subatómicas. Isótopos y su representación. Modelo atómico de Bohr.

El modelo basado en la disposición de electrones en niveles sucesivos. Concepto de orbital. Los números cuánticos. Notación de los orbitales y configuración electrónica. Tabla periódica de los elementos y su interpretación electrónica.

Variación periódica de las propiedades atómicas

2.1. La materia

2.2. EL ÁTOMO

2.2.1. Los distintos modelos atómicos

2.2.2. Estructura del átomo. El núcleo y la corteza.

2.2.3. Modelo atómico de Bohr

2.2.4. Formación de iones

2.2.5. Introducción al modelo mecánico cuántico

2.2.6. A efectos prácticos: Estructura de la corteza del átomo.

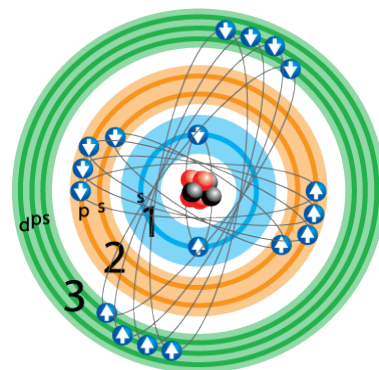
2.2.7. Configuración electrónica

2.3. Sistema Periódico

2.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.

2.3.2. El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

2.3.3. Las propiedades periódicas.



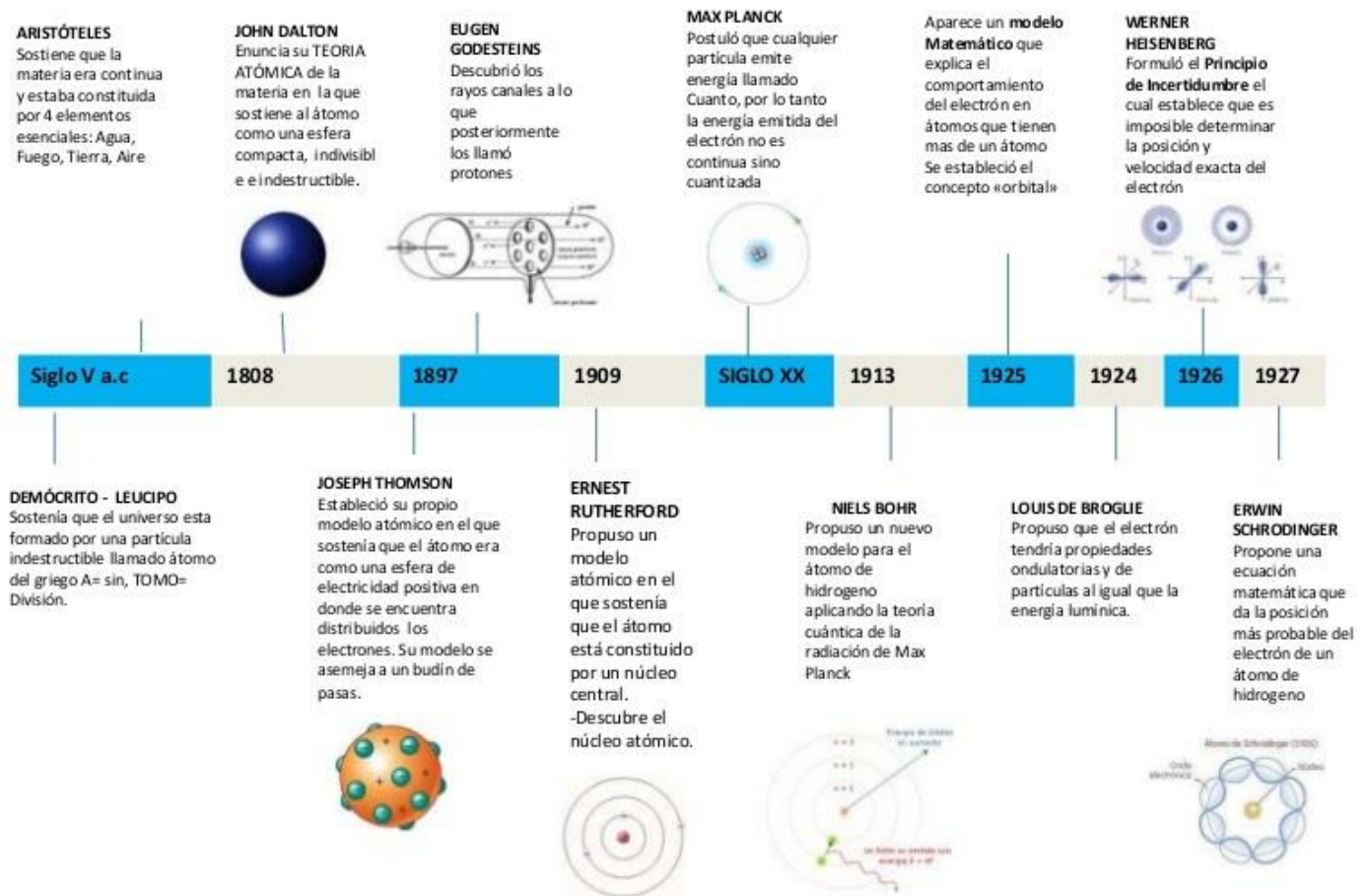
2.1. La materia






Cualquier sistema que nos propongamos estudiar estará formado por materia y energía. Conocer la estructura de la materia es uno de los dos intereses principales de la química (el otro es conocer como esta materia puede transformarse). Hoy sabemos que la materia, esto es, todas las sustancias que podemos encontrar en el Universo, está constituida por átomos. Ahora bien ¿cuál es la estructura de estas unidades de materia? ¿Son estas partículas indivisibles o están constituidas por entidades más pequeñas? El conocimiento de estos aspectos de la estructura del átomo se hace imprescindible ya que son el fundamento del comportamiento químico de todos los sistemas.

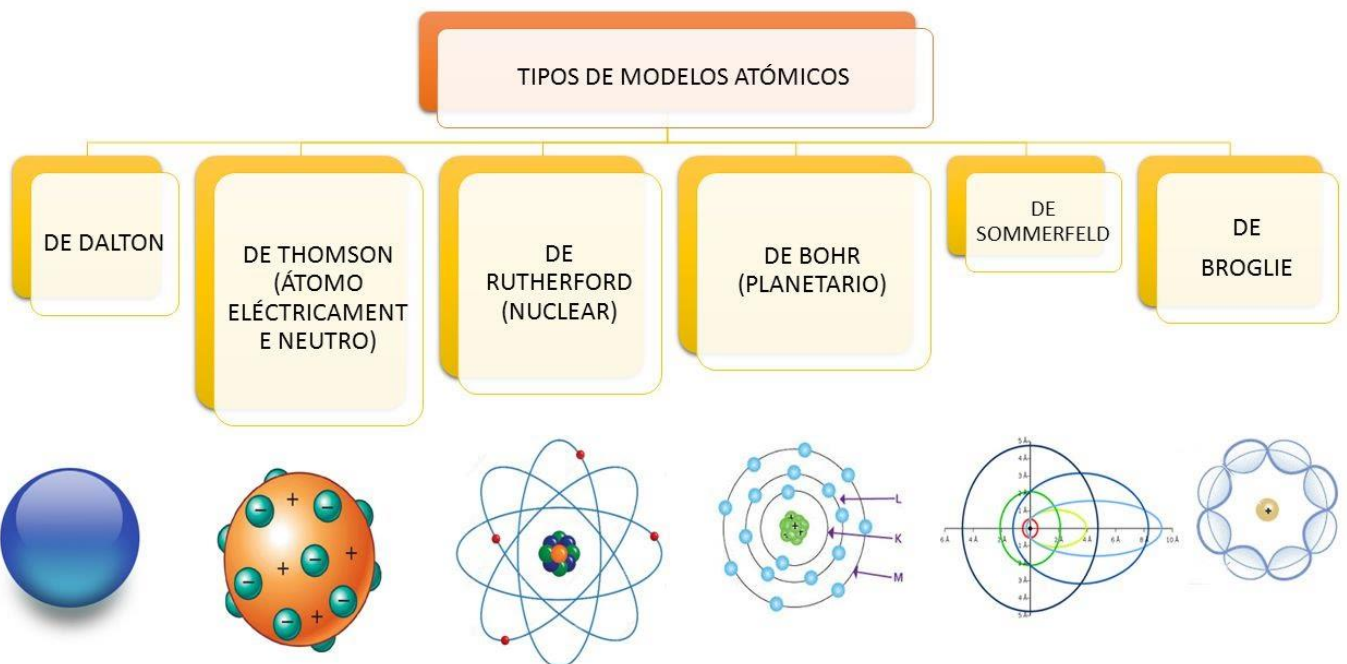
2.2. EL ÁTOMO

2.2.1. Los distintos modelos atómicos

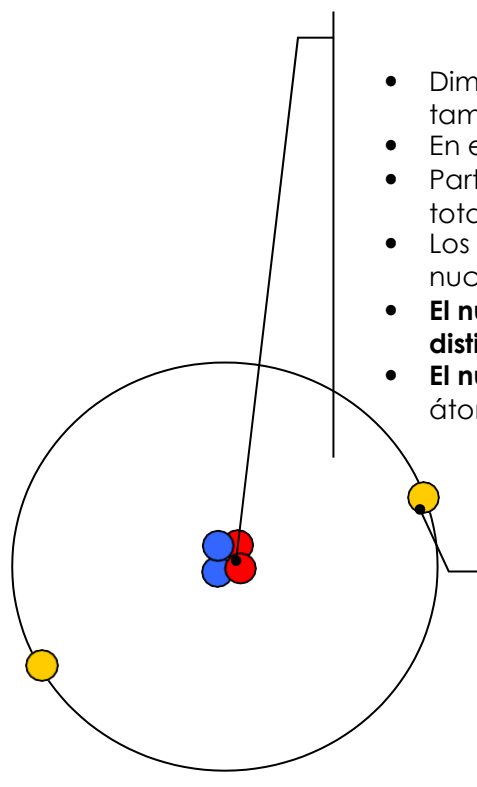
EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	 John Dalton	Durante el s XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química . 	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su teoría atómica , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. 
1897	 J.J. Thomson	Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones . 	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. (Modelo atómico de Thomson .) 
1911	 E. Rutherford	Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto núcleo . 	Dedujo que el átomo debía estar formado por una corteza con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. (Modelo atómico de Rutherford .) 
1913	 Niels Bohr	Espectros atómicos discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. 	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. (Modelo atómico de Bohr .) 



2.2.2. Estructura del átomo. El núcleo y la corteza.



Núcleo

- Dimensiones muy reducidas (10^{-14} m) comparadas con el tamaño del átomo (10^{-10} m).
- En el núcleo radica la masa del átomo.
- Partículas: **protones y neutrones** (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte".
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el S.P.

Corteza

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: $n = A - Z$
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

Protón: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,007 u ; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,009 u ; $q_n = 0$

Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg = 0,0005 u ; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Observa que $m_p \approx 1800 m_e$

$m_p \approx m_n$

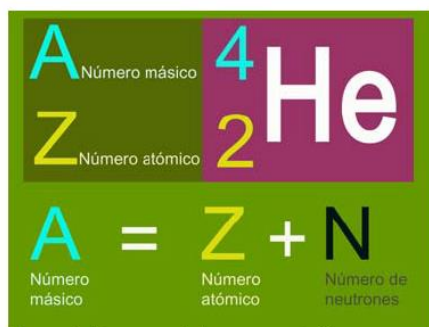
$q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

De las tres partículas subatómicas mencionadas, a los electrones se les considera partículas fundamentales. No es así a los protones y a los neutrones, ya que actualmente se sabe que, a su vez, están formados por otras partículas, que sí se consideran fundamentales y que se han denominado **quarks**. Distintas combinaciones de dos tipos de quarks forman los protones y los neutrones. Por tanto, podemos decir que **toda la materia visible del universo está formada por unas partículas fundamentales denominadas quarks y electrones**.

Lo que determina el tipo de átomo es el número de protones

Cada uno de los diferentes **elementos químicos** está constituido por un único tipo de átomo. El tipo de átomo viene

determinado por el número de protones que haya en su núcleo. Así por ejemplo, los átomos con un protón son los átomos de hidrógeno; con dos protones, los átomos de Helio; con tres protones, los átomos de Litio, etc. El nombre de cada uno de estos elementos lo podemos representar de forma abreviada, mediante su **símbolo químico** (H, He, Li, ...).



7.2.3. Modelo atómico de Bohr

Según Bohr los electrones de un átomo solamente pueden estar en órbitas determinadas

Niels Bohr fue un físico danés que después de finalizar su doctorado, comenzó a trabajar en el equipo de

Rutherford, en los Laboratorios Cavendish de Cambridge.



En el año 1911, se celebró el primer Congreso Solvay de científicos, que se hizo famoso pues a él asistieron casi todos los que en el siglo XX dejaron una huella en el trascendental cambio que trajo a la ciencia el descubrimiento de los átomos.

Entre estos genios de la física estaba Ernest Rutherford, el cual, cuando regresó a Cambridge, a su Laboratorio Cavendish, habló con tanto entusiasmo acerca de la nueva teoría de los cuantos, que sus argumentos lograron impresionar profundamente a su joven ayudante, Niels Bohr.

Niels Bohr se puso manos a la obra, para incluir la teoría de los cuantos en el modelo atómico de su maestro Rutherford.

Niels Bohr sabía que las principales objeciones al modelo atómico de Rutherford eran que, de acuerdo a las leyes electromagnéticas de Maxwell, los electrones irradiarían su energía en forma de ondas electromagnéticas y, por lo tanto, describirían órbitas espirales que los irían acercando al núcleo hasta chocar contra él. Por lo cual, no había ninguna esperanza de que los átomos de Rutherford se mantuvieran estables ni que produjeran las nítidas líneas espectrales observadas en los espectroscopios.

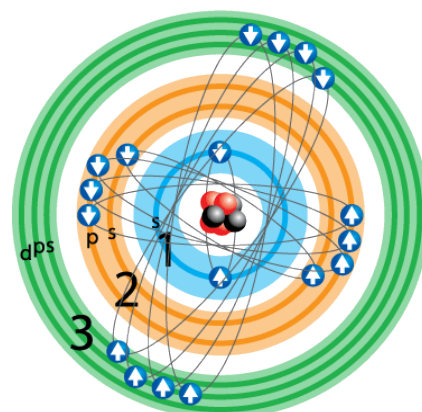


Tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trató de incorporar en él la teoría de “cuantos de energía” desarrollada por **Max Planck** y el efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

En 1913, Bohr postuló la idea de que el átomo es un pequeño sistema solar con un pequeño núcleo en el centro y **una nube de electrones** que giran alrededor del núcleo. Hasta aquí, todo es como en el **modelo Rutherford**.

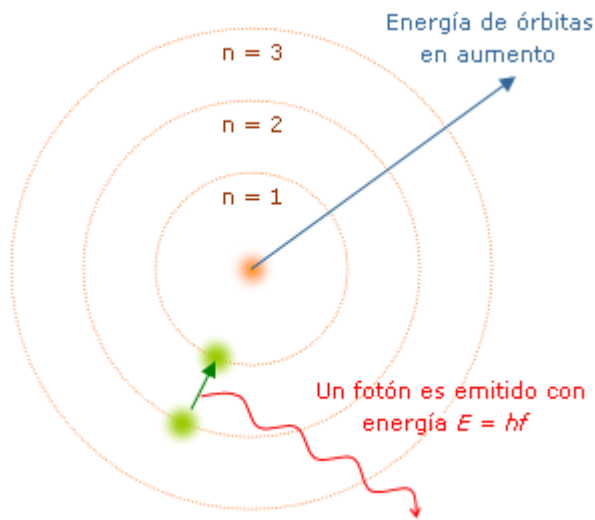
Lo original de la teoría de Bohr es que afirma:

- que los electrones solamente pueden estar en órbitas fijas muy determinadas, negando todas las demás.
- que en cada una de estas órbitas, los electrones tienen asociada una determinada energía, que es mayor en las órbitas más externas.
- que los electrones no irradian energía al girar en torno al núcleo.
- que el átomo emite o absorbe energía solamente cuando un electrón salta de una órbita a otra.
- que estos saltos de órbita se producen de forma espontánea.



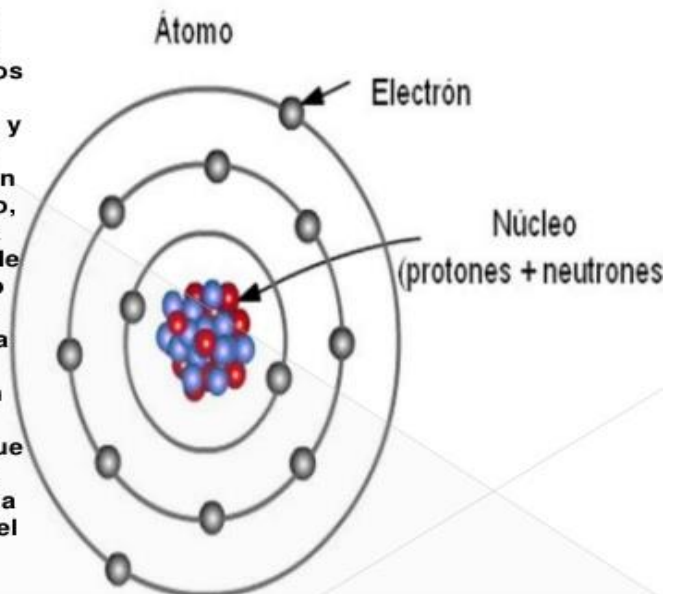
f) que en el salto de una órbita a otra, el electrón no pasa por ninguna órbita intermedia.

La característica esencial del modelo de Bohr es que, según él, los electrones se ubican alrededor del núcleo únicamente a ciertas distancias bien determinadas. **El por qué de esta disposición se estableció más tarde, cuando el desarrollo de la mecánica cuántica alcanzó su plena madurez.**



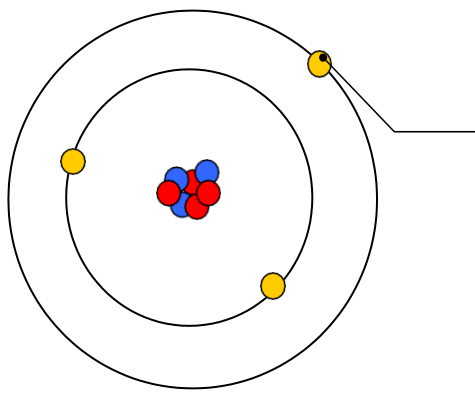
Modelo atómico de bohr

Bohr se basó en el átomo de hidrógeno para hacer el modelo que lleva su nombre. Bohr intentaba realizar un modelo atómico capaz de explicar la estabilidad de la materia y los espectros de emisión; Describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y girando a su alrededor un electrón. En este modelo los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo, ocupando la órbita de menor energía posible, o la órbita más cercana posible al núcleo, electromagnetismo clásico predecía que una partícula cargada moviéndose de forma circular emitiría energía por lo que los electrones deberían colapsar sobre el núcleo en breves instantes de tiempo; Para superar este problema Bohr supuso que los electrones solamente se podían mover en órbitas específicas, cada una de las cuales caracterizada por su nivel energético.



2.2.4.

Formación de iones



Ión: átomo, o conjunto de átomos con carga eléctrica

Si se comunica energía a un electrón puede "saltar" del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo.

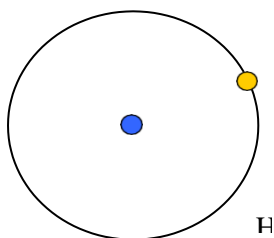
Al quitar un electrón el átomo queda con

carga (+), ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es **un ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**.

En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede, entonces, que al haber un electrón de más el átomo queda cargado negativamente. Es un ión negativo o **anión**.

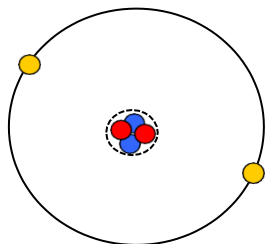
El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)

<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">Símbolo átomo</div> X^n <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; margin-left: 20px;">Carga</div>	Ejemplos
	Li^+ O^{2-}



Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:
 $H - e \rightarrow H^+$

De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea



Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos el núcleo de He con carga + 2. Es lo que se llama una "partícula α "



2.2.5. Introducción al modelo mecánico cuántico

"Debemos dejar en claro que cuando se trata de átomos, el lenguaje solo se puede usar como en la poesía." —Niels Bohr

La materia se comienza a comportar muy extraño a nivel subatómico. Algo de este comportamiento es tan contraintuitivo que solo podemos hablar de él con símbolos y metáforas, como en la poesía. Por ejemplo, ¿qué significa decir que un electrón se comporta como una partícula y como una onda? O que un electrón no existe en una posición en particular, sino que está *disperso* en todo el átomo? Si estas preguntas te parecen extrañas, ¡es porque lo son! Pero resulta que tenemos buena compañía. El físico Niels Bohr también dijo, "cualquiera que no se sorprenda por la teoría cuántica, no la ha entendido". Así que si te sientes confundido cuando estés aprendiendo sobre la mecánica cuántica, acuérdate que los científicos que originalmente la desarrollaron estuvieron igual de confundidos.

Bohr obtuvo una ecuación que predecía correctamente los varios niveles de energía en el átomo de hidrógeno, lo cual corresponde directamente a las líneas de emisión en el espectro del hidrógeno. El modelo de Bohr también fue exitoso para predecir los niveles de energía de otros sistemas de un solo electrón. Sin embargo, falló en explicar la estructura electrónica en átomos que contuvieran más de un electrón.

Mientras que algunos físicos inicialmente trataron de adaptar el modelo de Bohr para hacerlo útil para sistemas más complicados, al final concluyeron que era necesario un modelo completamente diferente.

Dualidad onda partícula y la longitud de onda de De Broglie

Otro gran desarrollo en mecánica cuántica fue liderado por el físico francés Louis de Broglie. Con base en el trabajo de Planck y Einstein que mostró cómo las ondas de luz podían exhibir propiedades de partícula, De Broglie tuvo la hipótesis de que las partículas también podrían tener propiedades de ondas.

Ondas estacionarias

Un problema importante con el modelo de Bohr era que trataba electrones como partículas que existían en órbitas definidas con precisión. Con base en la idea de De Broglie de que las partículas podían mostrar comportamiento como de onda, el físico austriaco **Erwin Schrödinger** teorizó que el comportamiento de los electrones dentro de los átomos se podía explicar al tratarlos matemáticamente como ondas de materia. Este modelo, que es la base del entendimiento moderno del átomo, se conoce como el **modelo mecánico cuántico** o *de las ondas mecánicas*.

El hecho de que solo haya ciertos estados o energías permitidas que un electrón puede tener es similar a una *onda estacionaria*. Por ejemplo, cuando se jala una cuerda en una guitarra, la cuerda vibra en la forma de una onda estacionaria como la que se muestra a continuación.

La ecuación de Schrödinger

Podrías preguntar ¿cómo se relacionan las ondas estacionarias con los electrones?

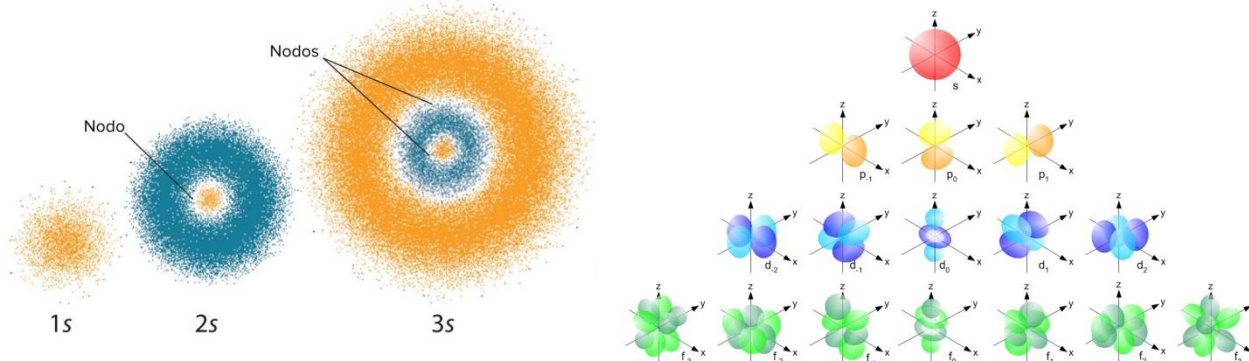
En un nivel muy simple, podemos pensar en los electrones como ondas estacionarias de materia que tienen ciertas energías permitidas. Schrödinger formuló un modelo del átomo que suponía que los electrones podían ser tratados como ondas de materia.

Interpretar exactamente lo que nos dicen las funciones de onda es un poco complicado. Debido al **principio de incertidumbre de Heisenberg**, es imposible saber tanto la posición como la energía de un electrón dado. Como se necesita conocer la energía de un electrón para predecir la reactividad química de un átomo, los químicos generalmente aceptan que solo podemos aproximar la ubicación del electrón.

¿Cómo hacen los químicos para aproximar la ubicación del electrón?

Las funciones de onda que se obtienen de la ecuación de Schrödinger para un átomo específico también se llaman **orbitales atómicos**. Los químicos definen un orbital atómico como **la región dentro de un átomo que envuelve donde es probable que se encuentre el electrón el 90% del tiempo**.

La densidad de probabilidad para un electrón se puede visualizar en diferentes formas.



Esquema que muestra las formas generales de los orbitales s, p, d y f.

Espín del electrón: el experimento Stern-Gerlach

El último fenómeno cuántico que discutiremos es el del *espín del electrón*. En 1922, el físico alemán Otto Stern y Walther Gerlach hipotetizaron que los electrones se comportan como pequeñas barras magnéticas, cada una con un polo norte y sur.

Una consecuencia del espín del electrón es que un máximo de dos electrones puede ocupar cualquier orbital dado, y los dos electrones que ocupan el mismo orbital deben tener espín opuesto. Esto también se llama el **principio de exclusión de Pauli**

2.2.6. A efectos prácticos: Estructura de la corteza del átomo.

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo, aunque no todas las órbitas (y en consecuencia los valores de energía asociados) pueden existir (postulados de Bohr).
- La última capa, o capa más externa, recibe el nombre de “**capa de valencia**” y los electrones situados en ella “**electrones de valencia**”.
- Según la teoría cuántica un electrón no puede poseer valores arbitrarios de energía cuando orbita alrededor del núcleo, hay valores permitidos y valores prohibidos. **La energía está “cuantizada”**.
- El valor de la energía para un electrón situado en una determinada órbita depende de tres números cuánticos:

n Número cuántico principal.

l Número cuántico secundario.

m_l Número cuántico magnético.

Cuantiza (fija) el radio mayor de la órbita (elipse).

Cuantiza (fija) el radio menor de la órbita (elipse).

Cuantiza (fija) la orientación de la órbita en el espacio.

Si ahora consideramos al electrón como una partícula situada en determinada órbita, a la energía de la órbita hemos de sumar una energía propia del electrón (podemos imaginar que el electrón gira sobre su propio eje). Esta energía está también cuantizada (es decir, no puede tomar cualquier valor) y es función de un cuarto número cuántico, **m_s**, llamado “**número cuántico de spin**”.

En resumen, la energía de un electrón situado en una órbita depende de cuatro números cuánticos: tres que fijan el valor de la energía de la órbita considerada; n, l y m_l y el número cuántico de spin, m_s, que cuantiza la energía propia del electrón:

Como no todos los valores de energía son posibles, los números cuánticos deberán tener sólo ciertos valores:

El número cuántico principal (n) puede tomar valores enteros: n = 1, 2, 3, 4, 5.....

El número cuántico secundario (l) puede tomar valores desde 0 hasta n - 1 : l = 0... n-1

El número cuántico magnético (m_l) toma valores desde - l a +l, incluyendo el valor cero: - l ... 0 +l

El número cuántico de spin (m_s) sólo puede tomar dos valores - 1/2 y + 1/2

A la hora de ir llenando con electrones los distintos estados de energía disponibles hay que tener en cuenta el llamado

Principio de Exclusión de Pauli: “No pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”.

Para n = 1 (primera órbita), l sólo puede tomar un valor: l = 1 - 1 = 0. En consecuencia m_l = 0 y s = +1/2 y -1/2. Luego para la primera órbita existen dos posibles valores de energía para el electrón:

Energía	n	l	m _l	m _s
E(1,0,0,1/2)	1	0	0	+1/2
E(1,0,0,-1/2)				-1/2

Para n = 2 (segunda órbita), l puede tomar valores desde cero hasta l = 2-1 = 1. Por tanto, dos valores: l = 0, 1.

Para l = 0, y según lo visto más arriba, existen dos posibles valores de energía:

Energía	n	l	m _l	m _s
E(2,0,0,1/2)	2	0	0	+1/2
E(2,0,0,-1/2)				-1/2

Para l = 1, m_l puede tomar tres valores: -1, 0, 1, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número

cuántico de espín, tendremos un total de seis estados de energía distintos:

Energía	n	l	ml	ms
E(2,1,-1,1/2)	2	1	-1	+1/2
E(2,1,-1,-1/2)				-1/2
E(2,1,0,1/2)			0	+1/2
E(2,1,0,-1/2)				-1/2
E(2,1,1,1/2)			1	+1/2
E(2,1,1,-1/2)				-1/2

Para $n=3$ (tercera órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 3-1 = 2$. Por tanto, tres valores: $l=0, 1$ y 2

Para $l=0$ y $l=1$ ya se ha visto que son posibles dos y seis estados de energía. Para $l=2$, ml puede tomar cinco valores: $-2, -1, 0, +1, +2$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de diez estados de energía distintos.

Para $n=4$ (cuarta órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 4-1 = 3$. Cuatro valores: $l=0, 1, 2$ y 3

Para $l=3$ ml puede tomar siete valores: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de catorce estados de energía distintos.

Por razones históricas a los estados de energía correspondientes a los distintos valores del número cuántico secundario, l , se les denomina con las letras s, p, d y f y según lo visto se concluye que en un estado "s" puede haber como máximo dos electrones, seis en uno "p", diez en un "d" y catorce en un "f":

l	Letra	Max. e
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Orbitales Atómicos

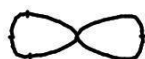
Los electrones no se encuentran pululando aleatoriamente por todo el espacio alrededor del núcleo, sino que se mueven por zonas determinadas del espacio denominadas **orbitales atómicos**. Los orbitales atómicos se diferencian entre sí por su forma y su tamaño. Los orbitales atómicos del "mismo" tamaño se agrupan en *capas electrónicas*.

Por otro lado, en función de su forma los orbitales se clasifican en **orbitales s, orbitales p, orbitales d y orbitales f**. Los orbitales s son esféricos, los orbitales p tienen, más o menos, forma de ocho, y los orbitales d y f tienen formas más complicadas. El centro de todos los orbitales coincide con la posición del núcleo. La distribución de orbitales por capas electrónicas es como sigue:

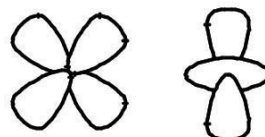
- hay 1 orbital s por capa
- hay 3 orbitales p por capa, empezando a partir de la segunda
- hay 5 orbitales d por capa, empezando a partir de la tercera
- hay 7 orbitales f por capa, empezando a partir de la cuarta



orbital s



orbital p



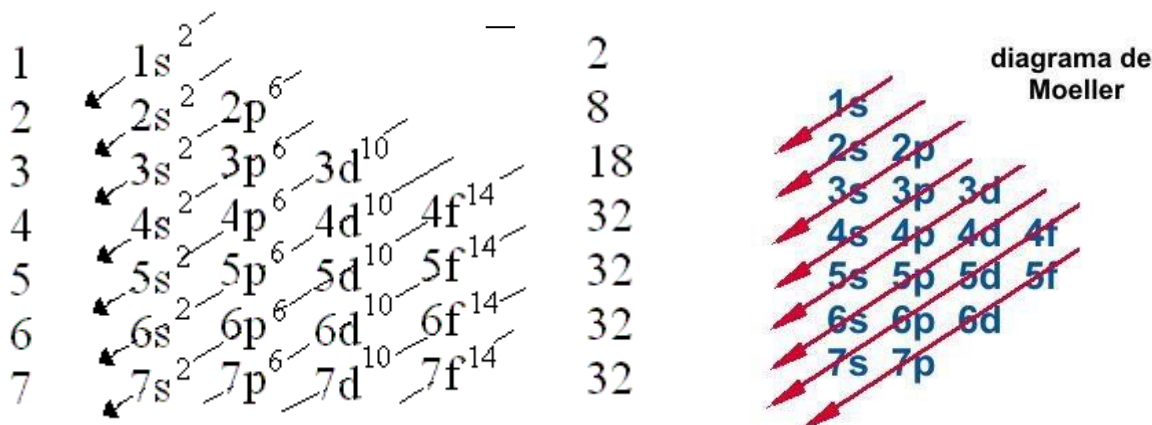
orbitales d

En cada orbital puede haber hasta un máximo de 2 electrones, aunque puede ocurrir que el orbital esté semiocupado (1 electrón) o vacío (0 electrones). Por tanto, en la primera capa puede haber un máximo de 2 electrones, en la segunda capa un máximo de 8, en la tercera un máximo de 18, en la cuarta un máximo de 32, etc.

2.2.7. Configuración electrónica

Una vez que conocemos los distintos niveles de energía en los que pueden situarse los electrones y el concepto de orbital, el siguiente paso será calcular su energía y ordenarlos según un orden creciente. Cuando se trata de hacer eso se comprueba que **en condiciones normales (ausencia de campos magnéticos) los valores de energía dependen únicamente de los valores de los números cuánticos n y l .**

Para recordar el orden de energía (de menor a mayor) se recurre al llamado **diagrama de Möeller**:



Orden de energía creciente: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p... (Este orden obedece a que la suma que representa la energía $n + l$ sea mínima) (EN CLASE)

Se puede observar que a partir de la tercera capa estados con un valor de n superior (por ejemplo el 4s) tienen menos energía que otros con un valor de n inferior (por ejemplo el 3d). Con todos estos datos la configuración electrónica de un átomo (esto es, la distribución de sus electrones entre los estados de energía posibles) se obtiene siguiendo las siguientes normas:

Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

1. **Considerar el número de electrones que se deben distribuir.** Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z .
2. **Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.** Cuando un nivel se complete, pasar al siguiente (recordar el principio de exclusión y para establecer el orden de llenado usar el diagrama de Möeller).
3. **La configuración final debe darse ordenada por capas.**

Ejemplos		
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

Si queremos afinar un poco más en la configuración electrónica deberemos usar el **Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund que establece que a la hora de ocupar estados de energía degenerados (por ejemplo los tres estados "p") los electrones tienden a situarse lo más desapareados posible.**

Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno ($Z=7$). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del espín por una flecha que apunta hacia arriba cuando el espín valga $+1/2$ y hacia abajo cuando valga $-1/2$

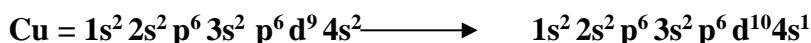
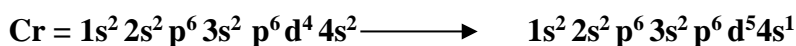
Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno ($Z=7$). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del spin por una flecha que apunta hacia arriba cuando el spin valga $+1/2$ y hacia abajo cuando valga $-1/2$

<p>2 p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/></p> <p>2 s <input type="checkbox"/></p> <p>1 s <input type="checkbox"/></p>		<p>Los dos primeros electrones se sitúan en el estado de energía más bajo. Como han de respetar el principio de exclusión se colocan con "espines contrarios".</p> <p>Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s):</p> <p style="text-align: center;">$(1, 0, 0, +1/2)$</p>
<p>2 p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/></p> <p>2 s <input type="checkbox"/></p> <p>1 s <input type="checkbox"/></p>		<p>Los dos siguientes electrones se sitúan en el siguiente estado de energía. Para respetar el Principio de Exclusión se colocan con "espines contrarios".</p> <p>Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s):</p> <p style="text-align: center;">$(2, 0, 0, +1/2)$</p>
<p>2 p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/></p> <p>2 s <input type="checkbox"/></p> <p>1 s <input type="checkbox"/></p>		<p>El quinto electrón puede situarse en cualquiera de los tres niveles de energía 2p, ya que todos ellos tienen la misma. Supongamos que se sitúa en el primero $(2, 1, 0, +1/2)$. El próximo electrón tiene ahora dos posibilidades: situarse en el mismo estado que el electrón precedente, para lo cual debería de "invertir" su spin para no tener los cuatro números cuánticos iguales, o situarse en otro nivel 2p (de igual energía) con el mismo spin. Esta última es la opción energéticamente más favorable (regla de Hund).</p> <p>Los valores de los números cuánticos para los electrones quinto y sexto serán entonces $(n, l, m_l, s): (2, 1, -1, +1/2) (2, 1, 0, +1/2)$</p> <p>El séptimo electrón repetirá lo dicho para el sexto. Esto es, se coloca en el tercer nivel 2p (de igual energía) con el mismo spin que los precedentes.</p> <p>Los valores de los números cuánticos para los tres últimos electrones serán entonces $(n, l, m_l, s): (2, 1, -1, +1/2) (2, 1, 0, +1/2) (2, 1, 1, +1/2)$</p>
<p>2 p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/></p> <p>2 s <input type="checkbox"/></p> <p>1 s <input type="checkbox"/></p>		

Sabemos que la configuración $ns2p6$ (configuración de gas noble) en la última capa es especialmente estable.

Aunque la estabilidad es considerablemente menor que la correspondiente a la estructura de gas noble, también presentan una estabilidad considerable las estructuras que se corresponden con los niveles p o d llenos o semilenos. Para alcanzarlas algunos elementos pueden promocionar electrones desde niveles de energía inferior a niveles superiores. Este efecto se observa, sobre todo, entre los metales de transición, en los cuales los niveles $(n-1)d$ y ns están muy próximos energéticamente.

EJEMPLOS:



Este efecto es muy importante en la química del carbono el cual, a pesar de tener la estructura $1s^2 2s^2 p^2$, presenta la configuración $1s^2 2s^1 p^3$ en la mayoría de sus combinaciones. La energía empleada en promocionar un electrón desde un nivel 2s al 2p se compensa con creces al formar cuatro enlaces en vez de dos.

2.3. Sistema Periódico

2.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.

Le tableau périodique de Mendeleiev (1869)

Eau = H₂O ; H₂S (boules puantes - œufs pourris)
Sel = NaCl ; Acide chlorhydrique = HCl

La ley química que dice que las propiedades de todos los elementos son las funciones periódicas de sus masas atómicas se desarrolló independientemente por dos químicos, en 1869 por el ruso **Dimitri Mendeleiev** y en 1870 por el alemán **Julius Lothar Meyer**. La llave del éxito de sus esfuerzos era el reconocer que un número de elementos no habían sido descubiertos hasta ahora y que los lugares vacantes deben dejarse para tales elementos en la clasificación, logrando incluso predecir las propiedades químicas y físicas de los elementos aún no descubiertos a partir de sus posiciones en la tabla.

En 1913, el físico inglés **Henry G. J. Moseley** realizó el primer estudio detallado de los espectros característicos de rayos X emitidos por 38 elementos diferentes. Quedó claro que el

número atómico es una magnitud más fundamental que la masa atómica y posiblemente la clave para el establecimiento de una clasificación periódica de los elementos. Antes de su muerte a los 28 años durante la Primera Guerra Mundial, Moseley llegó a dos conclusiones importantes. En primer lugar, que el número atómico es una medida de la carga positiva del núcleo de un átomo y segundo, el establecimiento de una nueva ley periódica: **Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos.**

Así, los elementos se reordenaron de acuerdo a sus números atómicos Z.

2.3.2. El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

La Tabla Periódica o Sistema Periódico actual más utilizado por la comunidad científica internacional es la versión del Premio Nobel de Química **Glenn T. Seaborg** propuesto en 1967, en su versión de tabla corta.

Tabla periódica de los elementos

Fe (Hierro) [Ar] 3d⁶4s²
masa atómica: 55.845, número atómico: 26, electronegatividad: 1.83, configuración electrónica: [Ar] 3d⁶4s²

Legend:
 - metales alcalinos (orange)
 - alcalinotérreos (yellow)
 - otros metales (light green)
 - metales de transición (green)
 - lantánidos (light blue)
 - actínidos (dark blue)
 - metaloides (purple)
 - no metales (pink)
 - halógenos (light purple)
 - gases nobles (grey)
 - elementos desconocidos (black)

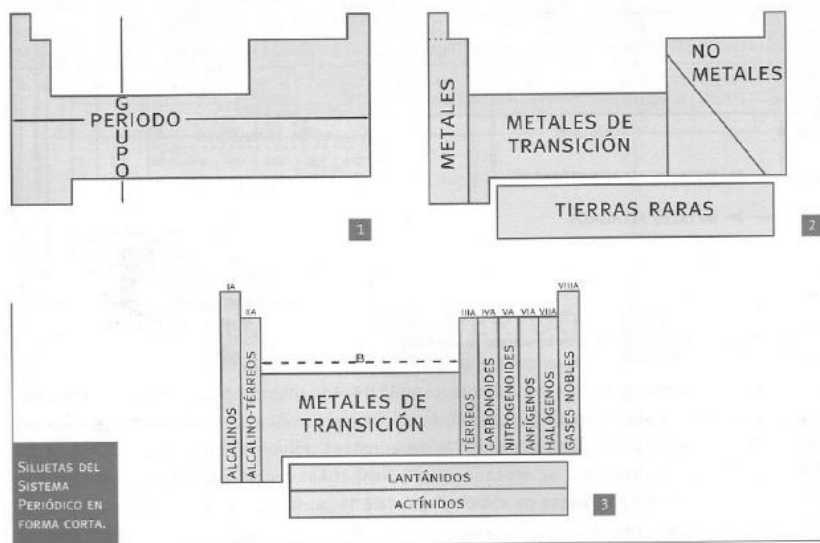
Notas:
 * 1 g/mol = 96.485 eV.
 * Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
 * Los estados de oxidación de los elementos 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
 * Las configuraciones electrónicas de los elementos 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.

El este Sistema Periódico existen **7 periodos** horizontales, **18 grupos o familias** verticales y otro grupo constituido por dos series de elementos (lantánidos y actínidos) que se pone aparte.

Los periodos se designan por su número (periodo 1, periodo 2, etc). Los grupos, a su vez se designan mediante nombres que aluden o bien al primero de los elementos del grupo (alcalinos, alcalinotérreos, térreos, etc) o bien a alguna propiedad característica del mismo (gases inertes o nobles, halógenos -generadores de sales-, etc). Cada vez existe una tendencia más acusada a numerar los 18 grupos del Sistema Periódico correlativamente del 1 al 18 (grupo 1, grupo 2, etc), pero también se suelen dividir en 8 grupos A y 8 grupos B, uno de los cuales es triple representados con números romanos (grupos IA, IB, IIA, IIB, et). Dentro de estos grupos, los dos primeros y los seis últimos se denominan **elementos representativos** (grupos A) y el resto **metales de transición** (grupos B). Además están los

elementos de transición interna o tierras raras que aunque no estén en disposición vertical pueden considerarse como dos familias similares, los **lantánidos** (siguientes al lantano) y los **actínidos** (siguientes al actinio).

Hasta que no se dispuso de una visión clara sobre la estructura electrónica de los átomos no se pudo dar una explicación de por qué existen tales familias o grupos ni del motivo por el cual las propiedades de los elementos varían de manera periódica.



Efectivamente, es la **configuración electrónica**, o forma en que se distribuyen los electrones en el átomo, lo que determina las propiedades de los elementos.

Si clasificáramos los elementos según su configuración electrónica, nos sería fácil apreciar que, según el orbital que se está llenando, quedarían agrupados en cuatro grandes bloques, que podemos llamar *s*, *p*, *d* y *f*. Los grupos 1 y 2 de los elementos representativos forman el bloque *s*, los grupos del 3 al 12, el bloque *d*, los grupos del 13 al 17, el bloque *p* y los lantánidos y actínicos el bloque *f*.

Así, en los elementos del primer grupo (el de los metales alcalinos) la configuración electrónica de todos ellos tiene un hecho relevante en común, y es que el último electrón ocupa un orbital *s*. De modo análogo, todos los elementos del último grupo, el de los gases nobles, tienen los mismos electrones en su último nivel (8 electrones) ocupando completamente un orbital *s* (dos electrones) y tres orbitales *p* (seis electrones). Entre ambos grupos, la configuración electrónica de los elementos representativos va llenando gradualmente dichos orbitales (alcalino-térreos s_2 , térreos o boroideos s_2p_1 , carbonoides s_2p_2 , etc.). La característica común de los metales de transición consiste en que una vez han llenado el último orbital *s*, comienzan a llenar un orbital *d* (desde el Sc, $Z=21$, hasta el Zn, $Z=30$, desde el Y, $Z=39$, hasta el Cd, $Z=48$, y desde el Hf, $Z=72$, hasta el Hg, $Z=80$), mientras que en los elementos de transición interna, lantánidos y actínicos, lo que llenan es un orbital *f* (desde el La, $Z=57$, hasta el Lu, $Z=71$, y desde el Ac, $Z=89$, hasta el Lr, $Z=103$). La existencia de familias o grupos en el Sistema Periódico queda pues justificada gracias a la configuración electrónica. Igualmente se observa que el periodo en que se encuentra cada elemento coincide con el número de niveles que posee. Así en los elementos del primer periodo (que sólo son el H y el He) hay un único nivel, en los del segundo periodo (Li, Be, B, C, N, O, F y Ne) hay dos niveles, en los del tercer periodo hay tres, y así sucesivamente hasta el periodo 7 en que existen 7 niveles. El átomo de **Ge**, por ejemplo, se encuentra en el cuarto periodo y dispone por lo tanto de 4 niveles, y como pertenece al grupo de los carbonoides, en dicho cuarto y último nivel tendrá lleno el orbital *s* con dos electrones y en los tres orbitales *p* tendrá otros dos (en total cuatro), de manera que su último nivel tendrá la configuración $4s_2 p_2$. La presencia de los periodos del Sistema Periódico también encuentra pues justificación en el marco de la configuración electrónica de los átomos.

Es importante destacar que más del 80% de los elementos químicos que se encuentran a la izquierda de la “escalera” del Sistema Periódico tienen propiedades metálicas, son **metales** y los que se encuentran en el lado superior derecho son netamente **no metales**. Hay una media docena de elementos cuyas propiedades son intermedias, situados en la “escalera” que se llaman **metaloides o semimetales**: boro, silicio, germanio, arsénido, antimonio y telurio.

ACTIVIDAD DESARROLLADA					
Indicar a qué grupo y período pertenecen los siguientes elementos: ^{12}Mg , ^{27}Co , ^{36}Kr , ^{38}Sr , ^{46}Pd , ^{53}I .					
Configuración electrónica	Capa de valencia	Nº de electrones de valencia	Última capa n	Periodo	Grupo
Mg ($Z=12$): $[\text{Ne}] 3s^2$	$3s^2$	2	3	3º	2 o IIA
Co ($Z=27$): $[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$	$3d^7 4s^2$	9	4	4º	9 u VIII B
Cl ($Z=17$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^5$	7	3	3º	17 o VIIA
Sr ($Z=38$): $[\text{Ar}] 5s^2$	$5s^2$	2	5	5º	2 o IIA

2.3.3. Las propiedades periódicas.

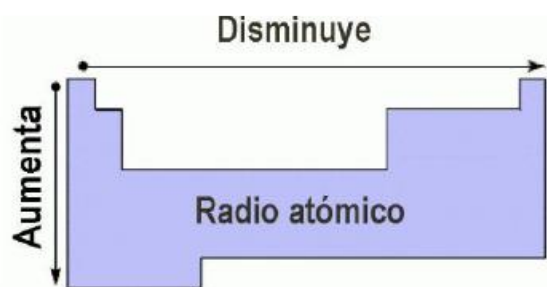
La ordenación y coherencia del Sistema Periódico está pues, como acabamos de ver, estrechamente relacionada con

la configuración electrónica de los átomos de los elementos que lo integran. Es posible, sin embargo, ir todavía más allá y justificar la periodicidad de las propiedades de dichos elementos. Para ello escogeremos algunas de estas como más significativas.

Volumen atómico o radio atómico.

Es fácil ver que, en un mismo **grupo**, el **volumen del átomo aumenta al aumentar el número atómico**. Esto se debe a que los electrones se sitúan en niveles cada vez más alejados del núcleo (más capas).

En un mismo **período**, el **volumen disminuye al aumentar el número atómico**. La razón es que los electrones se van situando conforme aumenta el número atómico en un mismo nivel energético, pero la carga positiva del núcleo va igualmente aumentando y la atracción es cada vez mayor, produciendo una disminución del volumen.



Energía de ionización.

La energía o potencial de ionización de un átomo es la energía necesaria para arrancar un electrón de este átomo en estado gaseoso. Es decir: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$ siendo X un elemento cualquiera y X^+ el catión correspondiente en estado gaseoso.

Si representamos los valores de la primera energía de ionización en función del número atómico, es fácil percatarse, a la vista de la misma, que la energía de ionización es una propiedad periódica, y además de que las mayores energías de ionización corresponden a los gases inertes y las menores a los metales alcalinos. Es claro pues que aquellos tienen una estabilidad peculiar poco frecuente, mientras que los alcalinos tienen gran tendencia a perder su electrón exterior y transformarse en cationes, ya que se precisa muy poca energía para ello.

En general, en un mismo **grupo** o familia los potenciales de ionización **disminuyen al aumentar el número atómico**, lo que es debido a que el último electrón se coloca en orbitales cada vez más alejados del núcleo (y recordemos que aunque la carga del núcleo también aumenta, la atracción electrostática disminuye con el *cuadrado* de la distancia), y a que la carga negativa de los otros electrones, cada vez más numerosos, apantalla la acción del núcleo sobre los electrones externos.

En un mismo **período**, y salvo algunas irregularidades correspondientes a átomos con subniveles llenos o semillenos (lo que les proporciona una estabilidad adicional), las energías de ionización **aumentan al aumentar el número atómico**. Esto se debe a que el último electrón de todos los elementos del mismo período se sitúa en el mismo nivel energético, pero la carga del núcleo es cada vez mayor y por lo tanto la atracción que éste ejerce sobre los electrones también lo es.

Puesto que en todos los elementos (menos en el hidrógeno) se puede arrancar más de un electrón, podemos referirnos al primer, segundo, tercer,... potencial de ionización. El electrón que más fácilmente se arranca es, lógicamente, el primero, y por ello el primer potencial de ionización es menor que el segundo, éste menor que el tercero, etc.

Energías de ionización (kJ / mol)

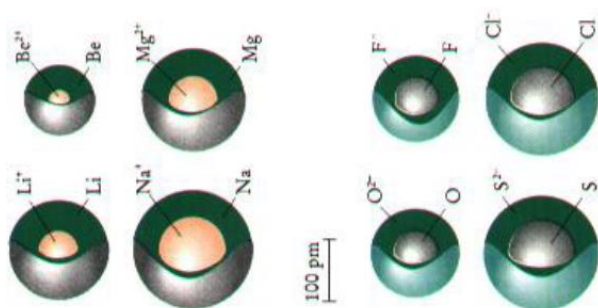
Energías de ionización (kJ / mol)				
Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4
Na	496	4560		
Mg	738	1450	7730	
Al	577	1816	2744	11,600

Electronegatividad.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

La electronegatividad es una medida de la mayor o menor atracción de un átomo sobre un par de electrones mediante los que está enlazado con otro átomo. Está relacionada con la energía de ionización y con la afinidad electrónica.

Para establecer esta medida, el norteamericano Linus Pauling propuso una escala arbitraria asignando al flúor, el átomo más electronegativo, un valor de **4,0**, y calculando las de los demás en relación a él.



Comparación entre los elementos y sus respectivos cationes o aniones:

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2018

b) Completa la siguiente tabla: (1 punto)

Elemento	Z	A	protones	neutrones	electrones	representación
Sodio	11			12		
Aluminio		27	13			
Flúor						${}^{19}_{9}\text{F}^{-}$
Calcio	20	42			18	

2017

4. a) Completa la tabla siguiente: (1 punto)

Elemento	Z	A	electrones	protones	neutrones	representación	Configuración electrónica
Carbono						${}^{12}_{6}\text{C}$	
Litio	3				4		$1s^2 2s^1$
Oxígeno						${}^{16}_{8}\text{O}^{2-}$	
Cloro	17	35					$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Magnesio			10	12	12		

2015

a. Completa la tabla siguiente:

Átomo o ion	Potasio	Berilio	Flúor	Oxígeno	Oxígeno
Nº de protones			9	8	
Nº de neutrones			10	8	10
Nº de electrones					
Nº atómico		4			
Nº másico		9			
Carga neta			-1	-2	0
Representación	${}^{31}_{19}\text{K}^{+}$				
Configuración electrónica		$1s^2 2s^2$			

2014

4) a) Dados los elementos de configuraciones electrónicas: [W] = $1s^2 2s^2 2p^4$

[X] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ [Y] = $1s^2 2s^2 2p^6 2s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Razona la validez o no de las siguientes afirmaciones:

a1) Pertenece al mismo periodo; a2) Pertenece al mismo grupo; a3) Y pertenece al 4º periodo a4) El número atómico de X es 14. a5) Y es el elemento más electronegativo

2013

4. a) Si un átomo tiene 18 electrones y 20 neutrones. ¿Cuál será su número atómico y su número másico?. Escribe su configuración electrónica. y justifica de qué tipo de elemento se trata.

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018

2. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

i) (2, 1, -1, -1/2) ; ii) (3, 0, -1, -1/2) ; iii) (4, 2, 2, 1/2) ; iv) (3, 0, 0, -1/2)

a) ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta. (1 punto)

b) En los casos posibles, identifica el orbital que representan. (1 punto)

2018

3. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente 8, 9 y 11.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas. (0,7 puntos)

b) Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos. (0,6 puntos)

c) Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico. (0,7 puntos)

2017

3. La configuración electrónica del Calcio (Ca) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Indica:

a) Su número atómico. (0,5 puntos)

b) El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos)

c) Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos)

d) Justifica el tipo de enlace que forma con los no metales del grupo 17. (0,5 puntos)

2016

Pregunta 2. Para los siguientes átomos ${}_{34}^{80}X$ ${}_{34}^{82}Y$ ${}_{36}^{82}Z$

a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.

b) Explica si estos átomos pueden ser isótopos entre si.

2015

Pregunta 3.

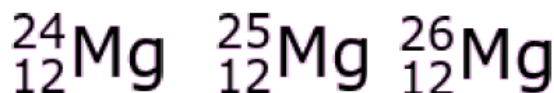
a) Escribe la configuración electrónica del cloro (Z = 17) y del calcio (Z = 20).

b) Indica el grupo y el periodo de cada elemento.

c) Explica cuál de los dos tendrá mayor energía de ionización.

2015

Pregunta 2. El magnesio tiene tres isótopos naturales:



a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada isótopo.

b) La masa atómica del magnesio es 24,3 u. Razona qué isótopo será el más abundante.

2014

2. Completa la siguiente tabla:

	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Li	3	7			
F		19	9		
Cl	17			20	
Ca				22	20

3. Las configuraciones electrónicas del Magnesio, Cloro y Bromo son, respectivamente: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

- Indica el período y el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen.
- Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Magnesio.
- Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Bromo.

2014

Pregunta 3. Para los elementos de número atómico 10, 19 y 35:

- Escribe su configuración electrónica.
- Indica la valencia iónica, el grupo y el periodo de cada elemento.

2013

Pregunta 2. Sea el potasio (K) de $Z=19$. Se pide:

- Escribe su configuración electrónica.
- Justifica el tipo de ión estable que forma.
- Justifica el enlace que formará al unirse con el oxígeno ($Z=8$).
- Indica el conjunto de combinaciones de números cuánticos de los electrones del orbital 4s.

Pregunta 3. Si la configuración electrónica del elemento X es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de que la afirmación sea falsa **corrígela** de forma que la afirmación que resulte sea correcta.

- X está en el período 18 de la tabla periódica.
- X está en el grupo 6 de la tabla periódica.
- El número másico de X es 36.
- El elemento X formará iones estables del tipo X^{+2} .
- X es no metal.

2013

Pregunta 2. Sabiendo que la configuración electrónica de un isótopo del elemento Flúor(F) es $1s^2 2s^2 2p^5$ y que tiene un número másico $A=19$. Se desea saber:

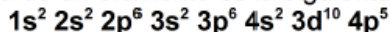
- El número atómico del flúor.
- El número de protones, neutrones y electrones.
- La posición que ocupa el flúor en la tabla periódica.
- Cómo es la electronegatividad del Flúor. ¿por qué?

2012

Pregunta 2. Sea el Aluminio ($Z= 13$ y $A= 27$) y el oxígeno ($Z= 8$ y $A= 16$). Se desea saber:

- Las partículas que constituyen cada uno de ellos.
- Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indica el ión estable que forma cada uno (justifica tu respuesta).
- Razona qué enlace formarían al combinarse el aluminio y el oxígeno.

Pregunta 3. La configuración electrónica de un elemento es la siguiente:



- ¿Cuál es su **número atómico**?
- ¿En qué **período** de la tabla periódica está?
- ¿En qué **grupo** de la tabla periódica está?
- ¿Cuántos **electrones de valencia** tiene?
- Justifica si se trata de un metal, no metal, semimetal o gas noble e indica las propiedades más características que tiene.
- Indica qué **ión** estable formaría y cómo (Escribe un esquema del proceso)
- Explica el enlace que forma cuando se enlaza consigo mismo.
- ¿De qué elemento se trata?

2011

Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Z	A	protones	neutrones	configuración electrónica
	Mg			12	12	
Litio		3	7			$1s^2 2s^1$
Argón		18			22	

**EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA**

2019

2018

2017

2015

2015

- b) Indique, razonadamente, cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son conjuntos válidos y cuáles no lo son, para un átomo de oxígeno en su estado fundamental. (1 punto)

	n	l	m_l	m_s
i)	1	0	1	1/2
ii)	2	1	-1	1/2
iii)	2	3	1	-1/2
iv)	3	1	1	-1/2

Datos: número atómico: $Z(O) = 8$.

2014

- 1-b) Complete las celdas vacías de la tabla siguiente ($Z =$ número atómico). (1,5 puntos)

Símbolo	Z	Nº protones	Nº electrones	Configuración electrónica
Si			14	
F ⁻ (anión fluoruro(1-))	9			
K ⁺ (catión potasio(1+))		19		

Solución:

a) La configuración electrónica de la capa de valencia $4s^2 3d^{10} 4p^3$, pone de manifiesto que el átomo que la posee se encuentra situado en el 4º período, $n = 4$, y por tener 3 electrones en el orbital 4p, pertenece a la familia del nitrógeno, grupo 15 ($12 + 3$ electrones p).

Para adquirir configuración electrónica del gas noble siguiente ha de ganar 3 electrones, por lo que adquiere un estado de oxidación -3 .

b) La única combinación de números cuánticos para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental es $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$, pues estos valores son los permitidos para uno de los electrones situado en un orbital 2s.

La combinación b.1 no es válida porque para $n = 1$ y $l = 0$, m_l nunca puede tomar un valor distinto de 0.

La combinación b.3 no es válida porque nunca el valor de l puede ser el mismo que el de n , 2.

La combinación b.4 no es válida por no presentar el átomo de carbono en su estado fundamental ningún electrón con $n = 3$.