

QUÍMICA

ESTRUTURA ATÓMICA

PROYECTO DE MEJORA DE FORMACIÓN EN
CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES EN LA ESCUELA SECUNDARIA

DIRECCIÓN DE PLANEAMIENTO ACADÉMICO
SEMINARIO UNIVERSITARIO



UNIVERSIDAD
TECNOLÓGICA NACIONAL
FACULTAD REGIONAL
RESISTENCIA



Decana

Mg. Ing. Liliana R. Cuenca Pletsch

Vicedecano

Ing. Gustavo Alberto Bernaola

Secretario Académico

Ing. Fernando H. Soria

Directora de Planeamiento Académico

Lic. María del Carmen Maurel

Coordinación Seminario Universitario

Ing. Claudia R. García

Equipo de Diseño y Producción de contenidos

Matemática: Ing. Claudia García

Física: Prof.^a Mariana Cancián

Química: Ing. Yanina Zuazquita

Resistencia, Octubre 2016.



ÍNDICE

| | | |
|------|--|----|
| 1 | Contenidos..... | 4 |
| 2 | Destinatarios | 4 |
| 3 | Competencias | 4 |
| 4 | Introducción | 4 |
| 5 | Modelo Atómico | 5 |
| 6 | Principio de incertidumbre..... | 9 |
| 7 | NÚMEROS CUÀNTICOS..... | 10 |
| 8 | Configuración Electrónica | 11 |
| 9 | ¿Cómo usar la regla de las diagonales? | 14 |
| 10 | LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS..... | 15 |
| 10.1 | ESTRUCTURA DE LA TABLA PERIÓDICA | 17 |
| 10.2 | BLOQUES DE LA TABLA PERIÓDICA | 18 |
| 11 | Enlaces químicos o uniones químicas | 19 |
| 12 | Actividades de cierre..... | 21 |
| 13 | Bibliografía | 24 |



1 CONTENIDOS

El átomo a través del tiempo. Modelos atómicos. Modelo mecánico - cuántico. Números cuánticos. Configuración electrónica. Tabla Periódica. Grupos y Períodos. Bloques. Isótopos e Isóbaros.

2 DESTINATARIOS

El módulo de Introductorio a Ingeniería Química está dirigido a todos los estudiantes que deseen ingresar a la Carrera de Ingeniería Química de la Universidad Tecnológica Nacional – Facultad Regional Resistencia.

El mismo comprende los conceptos básicos requeridos para el desempeño en las incumbencias profesionales de un Ingeniero Químico, en el ámbito de aplicación del futuro profesional.

3 COMPETENCIAS

En el desarrollo de ésta asignatura se pretende que el alumno pueda:

- Elaborar la idea de modelo (atómico) y entender el concepto de la construcción de éste a partir de su evolución en el tiempo;
- Reconocer en la Tabla Periódica los elementos que la conforman y la relación que existe entre ellos.
- Registrar que propiedades tienen los elementos según su distribución en la Tabla Periódica.

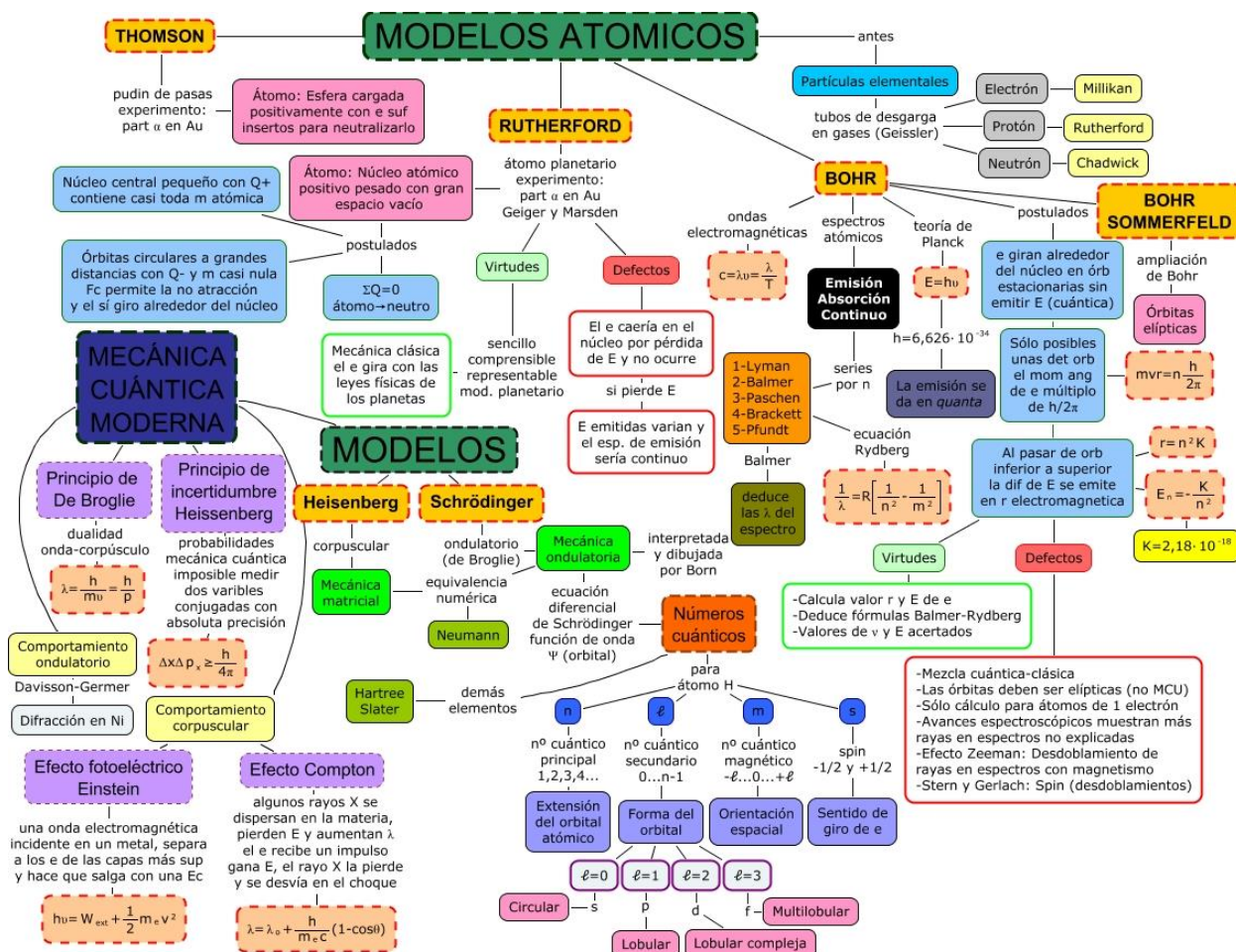
4 INTRODUCCIÓN

Desde el siglo V a. de C. la humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales.

El desarrollo de la teoría atómica actual se logró luego de una serie de investigaciones que se realizaron desde los inicios del siglo XIX, lo que permitió descubrir a las partículas que conforman los átomos.



5 MODELO ATÓMICO



Fuente: <http://cursa.ihmc.us/rid=1JY1T6J7F-1DGC48G-9T/MODELOS%20AT%C3%93MICOS%20Pedro%20Barber.cmap>



Para ampliar la información aportada hasta este punto, puedes mirar el video

Clicando sobre el siguiente link, [Los Modelos Atómicos](#)

Los griegos fueron quienes por primera vez se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia, aunque desde una perspectiva puramente teórica, pues no creían en la importancia de la experimentación.

Cerca del año 450 a. de C., **Leucipo** y su discípulo, **Demócrito**, propusieron que la materia estaba constituida por pequeñas partículas a las que llamaron **átomos**, palabra que significa indivisible.

Los postulados del atomismo griego establecían que:

- Los átomos son sólidos.



-
- Entre los átomos sólo existe el vacío.
 - Los átomos son indivisibles y eternos.
 - Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial.
 - Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y como estén agrupados.

En 1805 el inglés **John Dalton** (1766-1844), publicó la obra *Nuevo sistema de la filosofía química*, en la cual rescataba las ideas propuestas por Demócrito y Leucipo dos mil años atrás.

La teoría atómica de Dalton comprendía los siguientes postulados:

- La materia está constituida por átomos, partículas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí, en cuanto a masa, tamaño y cualquier otra característica, y difieren de aquellos que componen otros elementos.
- Los átomos se combinan para formar entidades compuestas. En esta combinación los átomos de cada uno de los elementos involucrados están presentes siguiendo proporciones definidas y enteras. Así mismo, dos o más elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.

Modelo Atómico de Thomson

El descubrimiento del **electrón**, en 1879, el físico inglés William Crookes, J; fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado tubo de rayos catódicos, que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. **Thomson** 1895 estableció, que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que recibieron el nombre de **electrones**. En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $-1,602 \times 10^{-19}$ culombios y que posee una masa de $9,11 \times 10^{-28}$ g.

Eugen Goldstein (1850-1930), realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos. Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como **protones** y se determinó que su carga era de igual magnitud que la de un electrón, es decir, $-1,602 \times 10^{-19}$ culombios, mientras que su masa tenía un valor cercano a $1,673 \times 10^{-24}$ g.

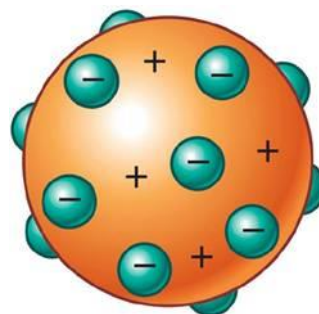
Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico.



**Investiga sobre las aplicaciones prácticas del tubo de rayos catódicos.
¿Qué aparato de uso común se basa en este principio?**

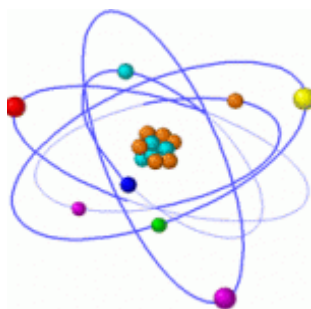
Luego, te sugiero revisar el siguiente video para conocer el uso del CRT (clickeá sobre el enlace): Tubos de Rayos Catódicos [Así se hace](#)

En 1904, **Joseph Thomson** propuso un modelo en el cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuida uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas en un budín



Fuente: Química I. Editorial Santillana. 2010. Bogotá - Colombia

A principios del siglo XX, **Ernest Rutherford** realizó un experimento, observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro, algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico**, como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal.



Fuente: Química I. Editorial Santillana. 2010. Bogotá - Colombia

También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, en 1932

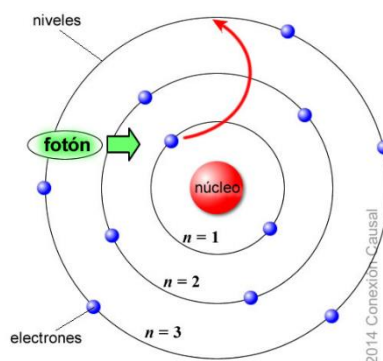
James Chadwick, observó que, al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**. Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es $1,675 \times 10^{-24}$ gramos.



Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones.

| PARTICULA | SIMBOLO | CARGA | CARGA NETA | MASA (g) | Masa relativa a la masa de un e ⁻ |
|-----------|----------------|----------------------------|------------|---------------------------|--|
| Electrón | e ⁻ | -1,602 X 10 ⁻¹⁹ | -1 | 9,11X 10 ⁻²⁸ | 1 |
| Protón | p | 1,602 X 10 ⁻¹⁹ | +1 | 1,673 X 10 ⁻²⁴ | 1,836 |
| Neutrón | n | Neutra | 0 | 1,675 X 10 ⁻²⁴ | 1,838 |

Niels Bohr propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas.



Surgieron nuevas condiciones sobre el comportamiento del electrón:

✿ Los electrones giran alrededor del núcleo en un número limitado de órbitas (niveles de energía) estables. Cada uno de esos niveles posee un valor determinado de energía. Es decir, los electrones pueden situarse en uno u otro nivel, pero no entre dos niveles.

✿ Cuando los electrones se encuentran en sus órbitas (estado fundamental) no emiten energía. Solo pueden ganar o perder energía cuando pasan de una órbita a otra.

✿ El electrón pasara de una órbita superior (estado excitado) cuando se le suministre energía.

✿ Cuando el electrón vuelva a su estado fundamental perderá energía.

Desde el punto de vista de la mecánica cuántica, la introducción de los números cuánticos es una de las soluciones para la ecuación que se emplea para describir las regiones del átomo en las que es altamente probable encontrar un electrón. Estas regiones se denominan orbitales.



Cuando una persona se fractura o lesiona algún hueso, generalmente, los médicos solicitan una radiografía. Por medio de esta imagen, es posible identificar claramente la gravedad de la lesión y así mismo proporcionar el tratamiento adecuado al paciente.

La tecnología radiológica utiliza rayos de alta energía que pueden atravesar determinados tejidos del cuerpo y crear imágenes vitales para el diagnóstico y el tratamiento. La máquina de rayos X comprende un tubo de rayos X, que contiene un par de electrodos o conductores, denominados cátodo y ánodo. Antes de continuar, te sugiero repasar los siguientes conceptos (clickeá sobre el enlace para visitar el contenido): [Así se hacen las radiografías](#)

Luego contesta las siguientes preguntas:

- ¿Qué fenómenos químicos y físicos se presentan al tomar una radiografía?
- ¿Cuál es la relación entre éste tipo de técnica y los fundamentos de la estructura atómica?



Comprobamos lo aprendido

Marca con una X la respuesta correcta en las preguntas:

- ☐ Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:
 - Periferia
 - Niveles de energía
 - Núcleo
 - Orbitas
- ☐ Las líneas producidas por un espectro llevaron a establecer la existencia de unas zonas muy importantes en el átomo. Bohr denominó estas zonas como:
 - Orbitas
 - Subniveles
 - Orbitales
 - Niveles

6 PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Se enuncia **EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE**, según el cual no es posible medir simultáneamente y con precisión la posición y velocidad de un electrón. Por lo que su



trayectoria no puede fijarse con exactitud. Solo se puede decir que hay una cierta probabilidad de que la partícula se encuentre en determinada posición.

ORBITAL ATÓMICO: es la región del espacio en la cual existe mayor probabilidad de encontrar al electrón.

7 NÚMEROS CUÁNTICOS

Los números cuánticos de un electrón se emplean para describir matemáticamente un modelo tridimensional del átomo.

- **Nº cuántico principal (n):** puede tomar valores enteros (1, 2, 3...). Está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo en un determinado orbital y, por tanto, con el tamaño de este e indica el nivel de energía. Se incrementa a medida que aumenta la distancia del electrón con respecto al núcleo.
- **Nº cuántico secundario (ℓ):** puede tener todos los valores desde 0 hasta $n - 1$. Está relacionado con la forma del orbital e indica el subnivel de energía. Cada uno de estos valores se designa con una letra 0 (s), 1 (p), 2 (d), y 3 (f).
- **Nº cuántico magnético (m_ℓ):** puede tener todos los valores desde $-\ell$ hasta $+\ell$ pasando por cero. Describe la orientación espacial del orbital e indica el número de orbitales presentes en un subnivel determinado.
- Para explicar determinadas características de los espectros de emisión se consideró que los electrones podían girar en torno a un eje propio, bien en el sentido de las agujas del reloj, bien en el sentido contrario. Para caracterizar esta doble posibilidad se introdujo el **nº cuántico de espín (m_s)** que toma los valores de $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

Fuente: *Basic Chemistry*, 7ª Edición. 1996 by Prentice Hall. A Simon&Schuster. New Jersey.



| Estado | Número cuántico principal n | Número cuántico orbital ℓ | Número cuántico magnético m_ℓ | Número cuántico de espín m_s | Número máximo de electrones |
|--------|--|---|---|---|-----------------------------------|
| 1s | 1 | 0 | 0 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 2 |
| 2s | 2 | 0 | 0 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 2 } 8 |
| 2p | 2 | 1 | -1,0,+1 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | |
| 3s | 3 | 0 | 0 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 2 } 18 |
| 3p | 3 | 1 | -1,0,+1 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | |
| 3d | 3 | 2 | -2,-1,0,+1,+2 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | |

$(n, \ell, m_\ell) \Rightarrow$ Definen un orbital

$(n, \ell, m_\ell, m_s) \Rightarrow$ Definen a un electrón en un orbital determinado

8 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA de un átomo es la manera en que están distribuidos los electrones entre los distintos orbitales atómicos.

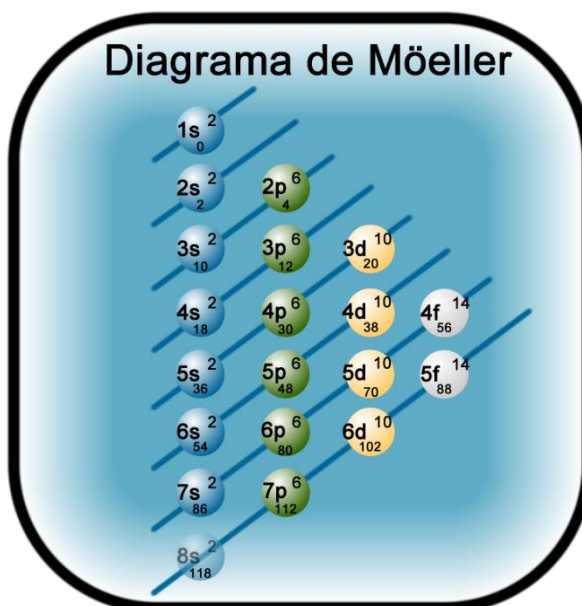
● El conocimiento de las configuraciones electrónicas es fundamental para entender y predecir las propiedades de los elementos.

● En el estado fundamental de un átomo, los electrones ocupan orbitales atómicos de tal modo que la energía global del átomo sea mínima.

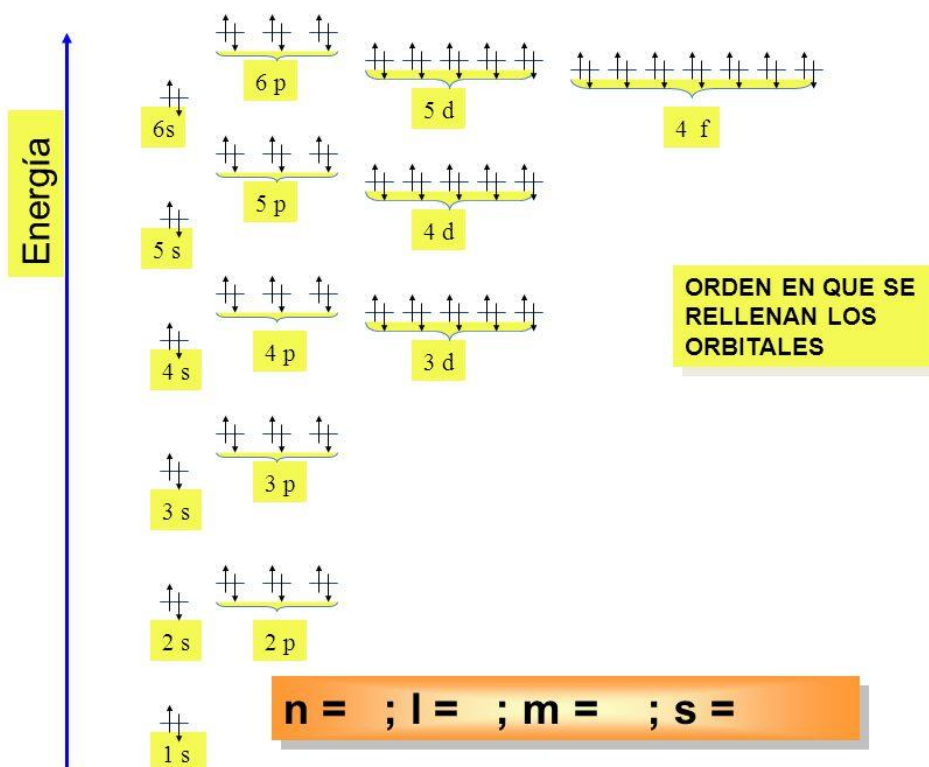
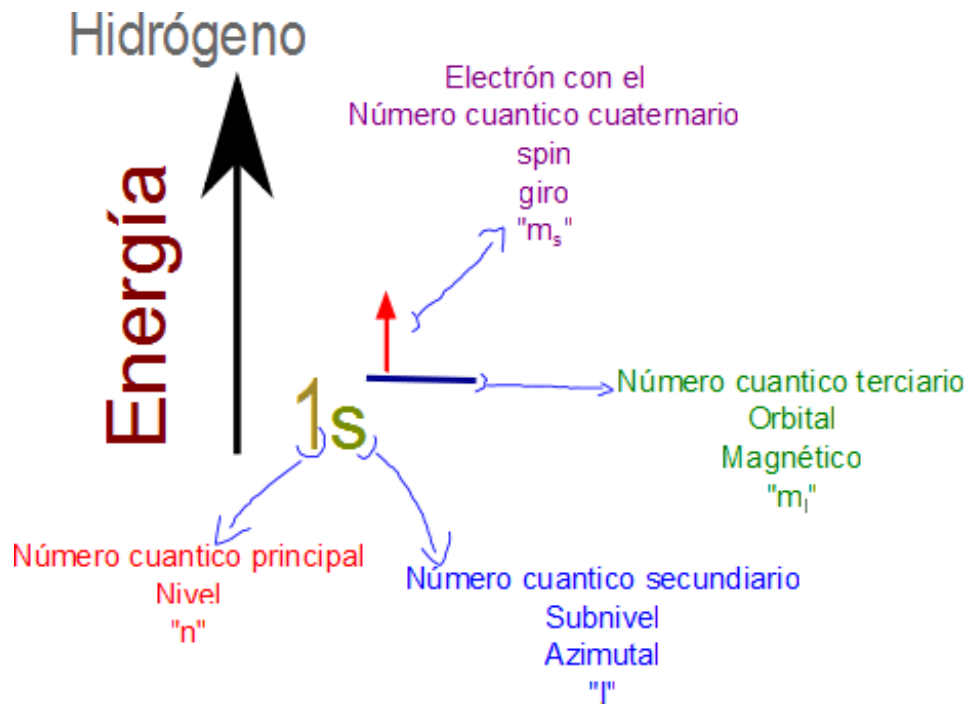


Se denomina **PRINCIPIO DE CONSTRUCCIÓN** (Aufbau) al procedimiento para deducir la configuración electrónica de un átomo, y consiste en seguir un orden para el llenado de los diferentes orbitales, basado en los diferentes valores de la energía de cada uno de ellos. Para recordarlo se utiliza el **diagrama de Möller** o de las diagonales, así como la regla de la mínima energía ($n+l$).

Además del principio de construcción hay que tener en cuenta:



- **El principio de exclusión de Pauli:** establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos iguales. Esto implica que en un mismo orbital atómico sólo pueden coexistir dos electrones con espines opuestos.
- **La regla de Hund:** los electrones de un determinado subnivel de energía no se aparean en un orbital hasta que todos los orbitales del subnivel tengan por lo menos un electrón cada uno.



Fuente: <http://iiquimica.blogspot.com.ar/2006/03/configuracin-electrnica.html>



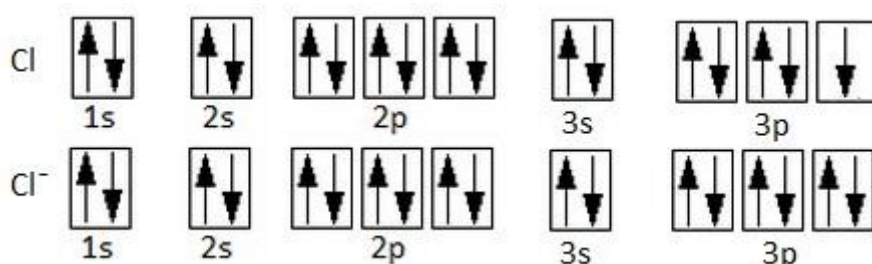
9 ¿CÓMO USAR LA REGLA DE LAS DIAGONALES?

La configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro, Cl, sería como sigue:

Dado que el número atómico es 17 ($Z=17$), sabemos que el cloro tiene 17 protones y 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

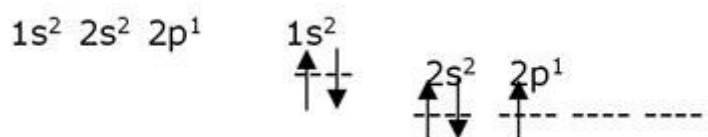
Diagrama de orbitales:



Fuente: <http://iiquimica.blogspot.com.ar/2006/03/configuracin-electrnica.html>

También se muestra en el diagrama de orbitales, el cloro como ion Cl⁻.

Veamos la configuración electrónica para el Litio, Li ($z=3$)



Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el carbono, C ($z=6$)



Comprobamos lo aprendido

Teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos, indicá cuál es el número atómico de cada uno.

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
c) $1s^2$
d) $1s^2 2s^2 2p^2$



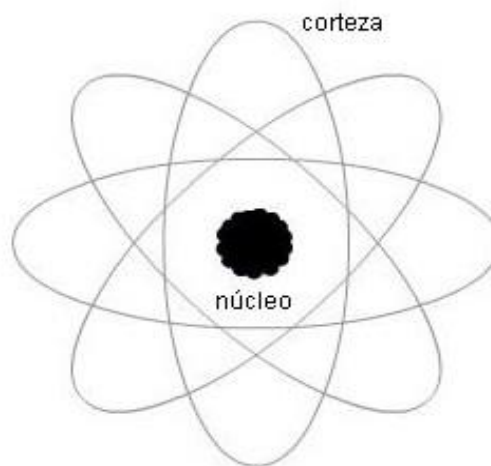
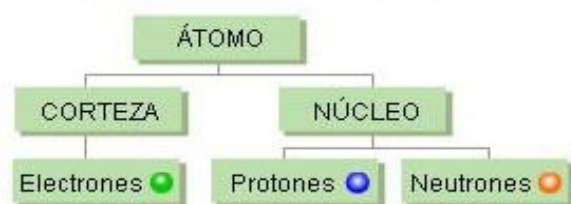
A continuación, para seguir en el tema, puedes repasar un poco más y abrir el siguiente video de EDUCATINA

Clickeando sobre el siguiente [link](#) [CONFIGURACION ELECTRÓNICA](#) y [CONFIGURACION ELECTRONICA II](#)

Recordemos...

¿Cómo está constituido un átomo?

Los átomos están constituidos por:



Fuente: Creación propia del autor

10 LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Tabla Periódica para tu dispositivo móvil, podés descargar la siguiente
Tabla: PTE Merck

- El número de protones que existen en el núcleo se denomina **número atómico** y se designa por la letra, "**Z**".
- La suma del número de protones y neutrones en el núcleo se denomina **número másico** del átomo y se designa por la letra, "**A**".





**Número de neutrones = Número másico (A) -
Número atómico (Z)**

La diferencia entre la masa atómica y la cantidad de protones presentes en el núcleo de un átomo, nos da como resultado un número entero que denominamos número de neutrones. Ese número no se recolecta de la tabla periódica.



Comprobamos lo aprendido

Completa la información de la siguiente tabla:

| Elemento | Configuración | Grupo | Periodo | A | Z |
|----------|--------------------------------------|-------|---------|-----|----|
| | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | IA | 3 | | |
| Cl | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | VII A | | 35 | |
| | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ | | 4 | | 26 |
| Mg | | | 3 | 24 | |
| Ba | | II A | | 137 | |



A continuación, para seguir en el tema, puedes repasar un poco más y abrir el siguiente video,

Clicando sobre el siguiente *link* de EDUCATINA: [ISOPTOPOS](#)

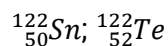
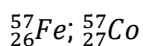
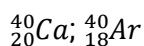
ISOTOPOS

Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico, Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa, A).

- Átomo de Oxígeno: $^{16}_8O$; $^{17}_8O$; $^{18}_8O$
- Átomo de Carbono: $^{12}_6C$; $^{13}_6C$; $^{14}_6C$

ISOBAROS

Existen átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A éstos elementos se les da el nombre de isóbaros y son comunes en elementos radiactivos.





Antes de continuar, Determina para el isótopo $^{109}_{47}\text{Ag}$

- a) Número atómico y número de protones:
- b) Número de electrones:
- c) Número de masa:
- d) Número de neutrones:

10.1 ESTRUCTURA DE LA TABLA PERIÓDICA

Existe una relación entre el comportamiento químico de los elementos originados por su configuración electrónica y su ubicación en la tabla periódica.

En la tabla periódica actual los elementos se organizan en grupos y periodos. Los **periodos** son siete filas horizontales señaladas con números del 1 al 7. Los 3 primeros son grupos cortos y los siguientes son largos. Los **grupos** de elementos son las columnas verticales y son 18.

Existen varias clasificaciones, una de ellas

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| Fr | Ra | Ac | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | |
| | | | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr | |

Los Elementos Representativos

- 1 (metales alcalinos)
- 2 (metales alcalinos térreos)
- 13 (Familia del boro)
- 14 (familia del carbono)
- 15 (familia del Nitrógeno)



- **16** (calcógenos)
- **17** (halógenos)
- **18** (gases nobles)

Fuente: Autor Marifer Chi Pérez

Los Elementos de Transición

- **Grupo 3** (elementos de transición interna)
- **Periodo 6** (metales lantánidos)
- **Periodo 7** (metales actínidos)

Las propiedades de los elementos químicos son consecuencia del ordenamiento de los electrones en los niveles de energía más externos.

En los elementos representativos se observa que:

Todos los elementos de un mismo grupo tienen, por regla general, igual configuración electrónica en su nivel más externo. El número de grupo indica la cantidad de electrones que hay en ese nivel.

La importancia de los electrones exteriores es que participan en las reacciones químicas, lo que explica por qué los elementos de un mismo grupo tienen propiedades similares

El número de electrones aumenta de uno en uno, mientras que el número de niveles de energía es el mismo para todos los elementos de un mismo periodo.



Clickeando sobre los siguientes *links*, podrás encontrar una serie de videos sobre la Tabla Periódica y sus propiedades:

[LA TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS](#)

[PROPIEDADES PERIODICAS](#)

10.2 BLOQUES DE LA TABLA PERIÓDICA

Teniendo en cuenta las configuraciones externas de los átomos de los elementos, observamos 4 bloques dentro de la tabla periódica.

- **El bloque S:** comprende dos grupos que incluyen los elementos cuyas configuraciones electrónicas externas se ubican en el **subnivel S** (este subnivel tiene un solo orbital, que pueden contener dos electrones como máximo).



- **El bloque P:** comprende seis grupos que incluyen los elementos cuyas configuraciones electrónicas externas se ubican en el **subnivel P** (este subnivel presenta tres orbitales capaces de alojar 6 electrones como máximo).
- **El bloque d:** está formado por los elementos de transición. comprende los elementos cuyas configuraciones electrónicas externas se ubican en el **subnivel d** (este subnivel presenta cinco orbitales capaces de alojar 10 electrones como máximo).
- **El bloque f:** comprende 14 grupos, está formado por los elementos de transición interna. Comprende los elementos cuyas configuraciones electrónicas externas se ubican en el **subnivel f** (este subnivel presenta siete orbitales capaces de alojar 14 electrones como máximo).

SÍMBOLO DE LEWIS

Sirve para representar los electrones externos, es decir los pertenecientes al último nivel de energía.

Ejemplo el átomo de Flúor (F)



Clickeando sobre los siguientes *links*, podrás encontrar una serie de videos sobre los tipos de uniones químicas y sus características:

[UNIONES QUIMICAS I: ELECTRONEGATIVIDAD Y REGLA DEL OCTETO](#)

[UNIONES QUIMICAS II: METALICA E IONICA](#)

[UNION QUIMICA COVALENTE](#)

11 ENLACES QUÍMICOS O UNIONES QUÍMICAS

Prácticamente todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Las intensas fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan **ENLACES QUÍMICOS O UNIONES QUÍMICAS**.

¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados.



Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a ocho, estructura que coincide con la de los gases nobles.

Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados. Sus átomos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel. Esta configuración electrónica es extremadamente estable y a ella deben su poca reactividad.

Podemos explicar la unión de los átomos para formar enlaces porque con ella consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de regla del octeto y aunque no es general para todos los átomos, es útil en muchos casos.

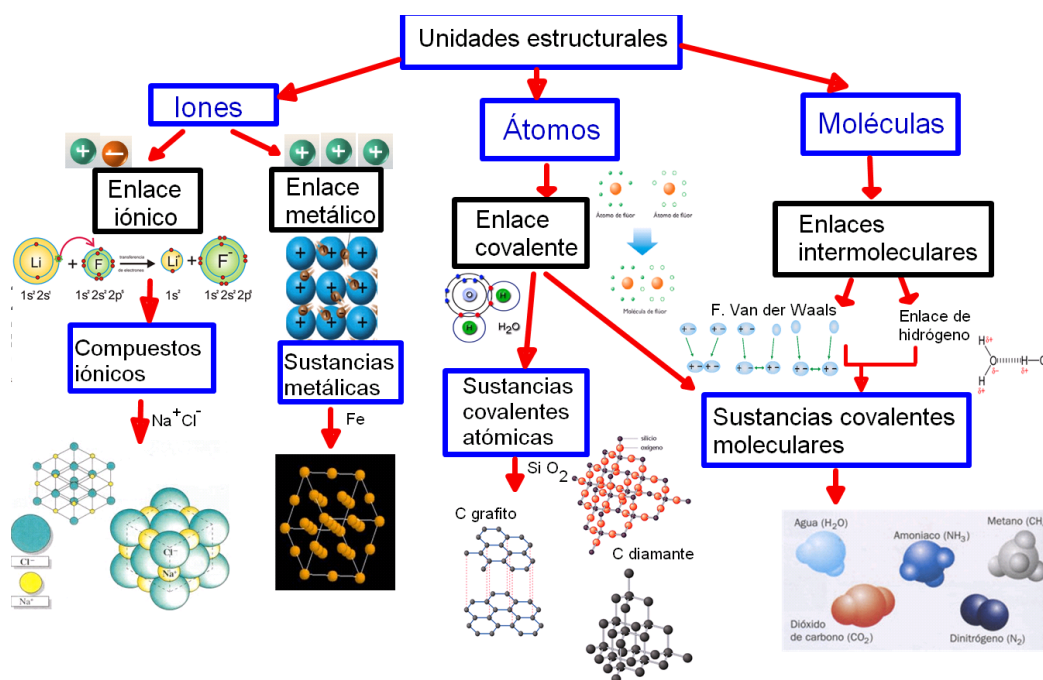
Distintos tipos de UNIONES

Existen tres tipos principales de enlaces químicos: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico. Estos enlaces, al condicionar las propiedades de las sustancias que los presentan, permiten clasificarlas en: iónicas, covalentes y metálicas o metales.



Antes de continuar, te sugiero repasar los siguientes conceptos (clickeá sobre los enlaces para visitar los contenidos de UNIONES QUIMICAS) y luego esquematiza en un cuadro comparativo incluyendo los átomos que intervienen en la unión y las características de cada una de ellas.

Prestá especial atención a la siguiente representación



Fuente: <http://quimicaunmundodeuniones.blogspot.com.ar/>



Comprobamos lo aprendido

Calculá la diferencia de electronegatividad entre los átomos de los siguientes compuestos y con base en los resultados obtenidos, nombrá si el enlace es COVALENTE o IÓNICO en la tabla.

Ejemplo:

- a) Cl_2 : $3 - 3 = 0$ **COVALENTE**
- b) CaO :
- c) CH_4 :
- d) NaCl :
- e) O_3 :
 - De los compuestos del ejercicio anterior elegí dos que cumplan con las siguientes condiciones:
Ejemplo:
 - a) Son solubles en agua: **NaCl y CaO** Justificación de la elección: Los compuestos iónicos son parcialmente solubles en agua.
 - b) Tienen altos puntos de fusión:
 - c) No conducen la corriente eléctrica:

12 ACTIVIDADES DE CIERRE

- 1) Calcula el número de neutrones, protones y el número másico, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:
 - a) El átomo de Si (Si) posee 14 neutrones y su número másico es 28.
 - b) El átomo de plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones.
 - c) El átomo de oro (Au) tiene un número atómico igual a 79 y A es igual 197.

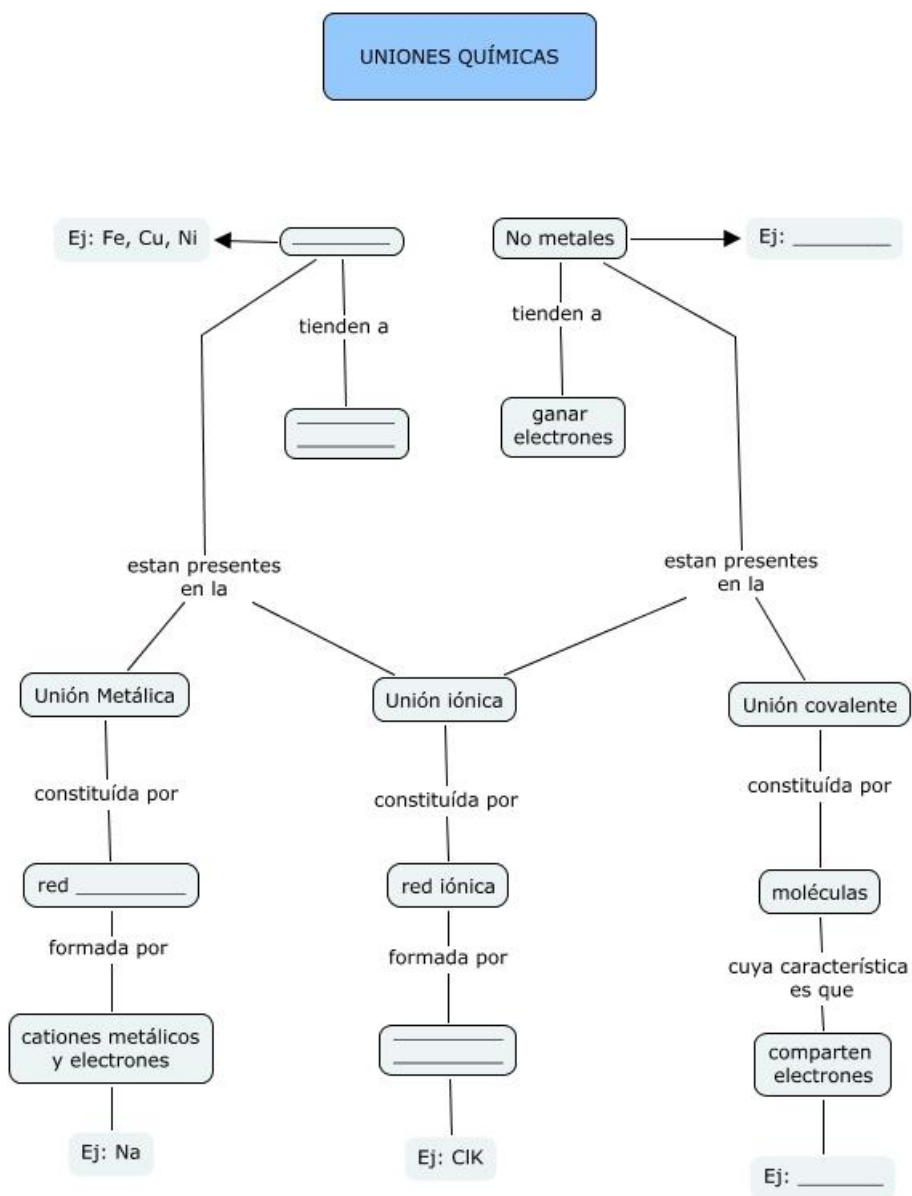
| Elemento | neutrones | protones | A |
|----------|-----------|----------|---|
| Si | | | |
| Ag | | | |
| Au | | | |

- 2) El núcleo del átomo de aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. Indica su número atómico y su número de masa.
- 3) Completa la siguiente tabla utilizando la información que se encuentra en ella.



| ELEMENTO | A | Z | PROTONES |
|-------------------------|----|----|----------|
| ${}^{57}_{26}\text{Fe}$ | | | |
| ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ | 35 | 17 | |
| ${}^{13}_{27}\text{Al}$ | 27 | | 13 |
| ${}^{19}_9\text{F}$ | | | |

- 4) De acuerdo a los videos que pudiste mirar, comprueba tus aprendizajes completando el siguiente mapa conceptual.



Fuente: <http://cursa.ihmc.us/rid=1JGGNYG41-YLWDNZ-X54/Uniones%20Qu%C3%ADmicas.cmap>



13 BIBLIOGRAFÍA

Obligatoria o básica:

- Atkins, P. y Jones, L. Principios de Química. Edit. Médica Panamericana. Buenos Aires. 2006.
- Brown, T. et. al. Química. La ciencia central. Ed. Pearson Educación. México. 2009.
- Burns, R. A. Fundamentos de Química. Edit. Prentice-Hall Hispanoamericana S.A. 1996.
- Chang, R. Química. Editorial McGraw Hill. México. 2007.
- Quiñoá, E. et al. Nomenclatura y Formulación de los Compuestos Inorgánicos. 2° ed. McGraw-Hill. Madrid. 2006.
- Umland, M y Bellama, S. Química General. Editorial Thomson Learning. México. 1999.
- Whitten, K. et al. Química General. Editorial Cengage Learning. México. 2008.