

QUÍMICA APLICADA



ASPECTOS GENERALES DEL CURSO

- ▶ Asignatura Teórica– Práctica (Laboratorio)
- ▶ Evaluaciones: 3Pruebas y 1 Promedio
(cuc + informes de laboratorios)

Nota mínima de eximición: 8.0

Nota Presentación: 60%

Nota Examen: 40%

Nota de aprobación: 6.0



ASPECTOS GENERALES DEL CURSO

La asignatura de Química Aplicada tiene las siguientes reglas:

- 1.- No se borran notas de CUC o laboratorio.
- 2.- Si el cadete se ausenta a CUC o laboratorios la nota correspondiente queda nula.
- 3.- El informe de laboratorio se entrega en el laboratorio. Si por tiempo no alcanza a terminar se entregara al dia siguiente hasta las 8:00 de la mañana, de lo contrario se evaluará con nota 1.
- 4.- Para el desarrollo de las pruebas:
 - Responda cada pregunta en la hoja correspondiente con letra y números legibles indicando claramente cada respuesta.
 - Use calculadora si lo necesita.
 - Puede responder con lápiz pasta y/o grafito.
 - Al utilizar lápiz pasta **NO** está permitido el uso del corrector, si desea corregir, utilice tachado (---).
 - Si utiliza lápiz grafito, **NO** tendrá derecho a re-corrección.

ASPECTOS GENERALES DEL CURSO

▶ Apoyo Académico: Guía de Apuntes y Ejercicios (Plataforma Moodle).

▶ Consultorías.

▶ Bibliografía guía: (Biblioteca ESNAVAL)

- Sherman, A., Sherman, S. y Russikoff, L.
Conceptos Básicos de Química
Compañía Editorial Continental, S.A. de C.V. México, 1999.
- Chang, R. y Collage W. Química
Editorial Mc Graw-Hill, México
Séptima edición, 2002.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B.
Química la Ciencia Central
Ed. Prentice-Hall, 7ª edición.
- Plank, R. (1980) " El empleo del frío en la industria de la alimentación".
Recuperado el 15 de septiembre 2015 de: https://books.google.com/.../El_empleo_del_frío_en_la_industria_de_la.html/

ASPECTOS GENERALS DEL CURSO

Contenido:

U.T. 1: Estructura atómica.

U.T. 2: Tabla periódica y reactividad.

U.T. 3: Estados físicos de la materia.

U.T. 4: El agua y la preservación de alimentos.

U.T. 5: Fibras textiles.

U.T. 6: Mercaderías peligrosas.

ESTRUCTURA ATÓMICA



TALES DE MILETO

LEUCIPO

DEMOCRITO

ARISTOTELES

ESTRUCTURA ATÓMICA

- EL PRIMER REGISTRO QUE SE TIENE DE LOS QUE HABLARON DE QUE ESTA HECHA LA MATERIA ES DE TALES DE MILETO,



- LUEGO APARECIERON DOS FILÓSOFOS: LEUCIPO Y DEMOCRITO QUIENES SUGIRIERON QUE LA MATERIA ESTABA FORMADA POR PEQUEÑAS PARTICULAS Y LAS LLAMARON ÁTOMOS (INDIVISIBLES).



ESTRUCTURA ATOMICA

- ARISTÓTELES DECÍA QUE LA MATERIA SE PODÍA DIVIDIR, Y PROPUSO QUE TODAS LAS COSAS EN LA TIERRA ESTÁN FORMADAS POR TIERRA, AGUA, AIRE Y FUEGO.

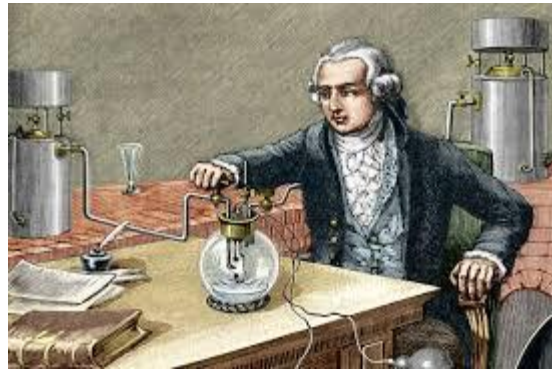


- EN EL SIGLO XVII RESURGIÓ NUEVAMENTE EL CONCEPTO DE ÁTOMO, CUANDO CIENTÍFICOS QUISIERON MEDIR CANTIDADES DE ELEMENTOS PARA PODER CREAR NUEVAS SUSTANCIAS.
- ESTO ESTABLECIÓ LA BASE PARA UNA NUEVA TEORÍA ATÓMICA QUE VINCULABA LA IDEA DE 8 ELEMENTOS CON LA IDEA DE ÁTOMOS.

ESTRUCTURA ATÓMICA

- 
- LAVOISIER
 - DALTON
 - THOMSON
 - RUTHERFORD
 - BOHR

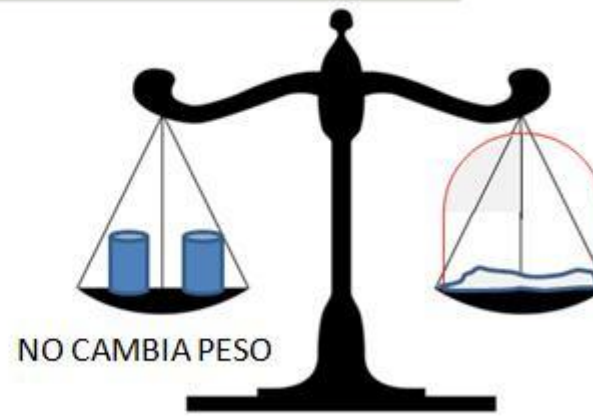
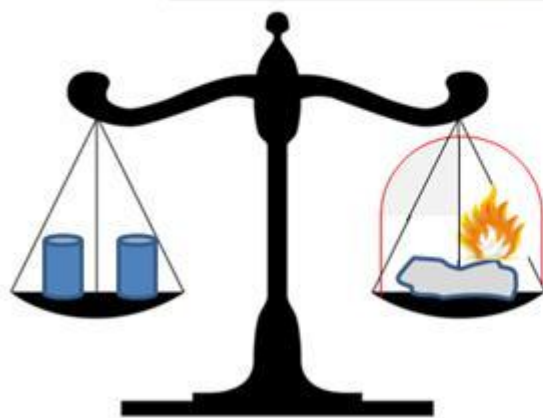
ESTRUCTURA ATOMICA



- **Ley de conservación de la masa:**

- Lavoisier demostró que en una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, lo que se conoce como la ley de conservación de la masa.

EXPERIMENTO DENTRO DE UNA CAMPANA (SISTEMA AISLADO)



NO CAMBIA PESO

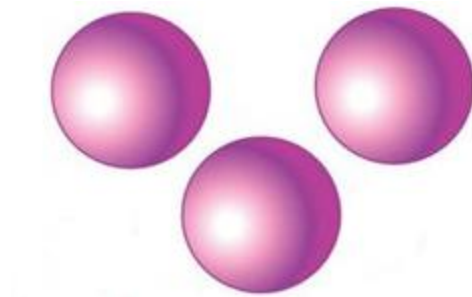
TEORIA ATOMICA DE DALTON

EN 1808 JOHN DALTON UN CIENTÍFICO INGLÉS MARCÓ EL PRINCIPIO DE LA ERA MODERNA.

LAS HIPÓTESIS EN LAS QUE SE BASA LA TEORÍA ATÓMICA SE PUEDEN RESUMIR DE LA SIGUIENTE MANERA:

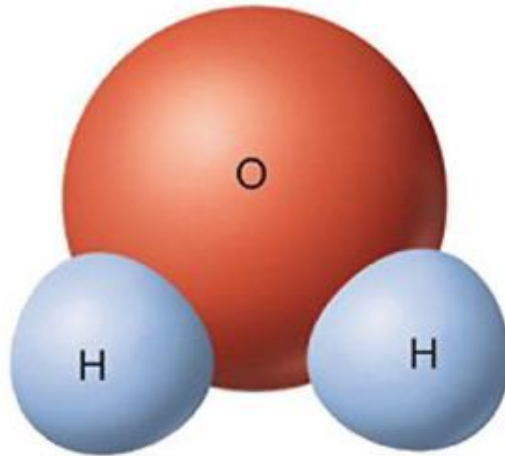
1.- LOS ELEMENTOS ESTÁN FORMADOS POR PARTÍCULAS MUY PEQUEÑAS LLAMADAS ÁTOMOS.

TODOS LOS ÁTOMOS DE UN MISMO ELEMENTO SON IDÉNTICOS (IGUAL TAMAÑO, MASA Y PROPIEDADES QUÍMICAS).



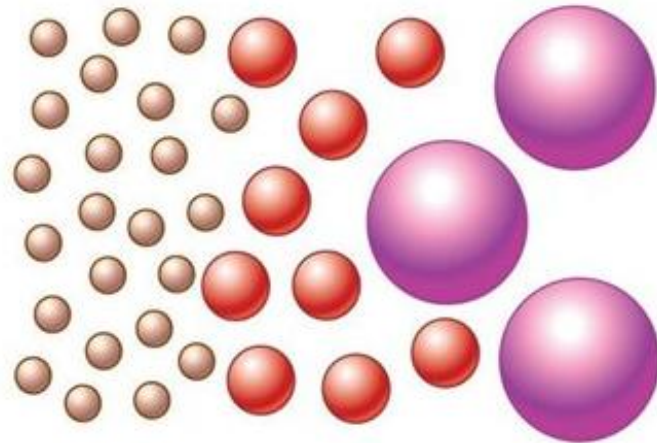
TEORIA ATOMICA DE DALTON

2.- LOS COMPUESTOS ESTÁN FORMADOS POR ÁTOMOS DE MÁS DE UN ELEMENTO. EN CUALQUIER COMPUESTO, LA RELACIÓN DEL NÚMERO DE ÁTOMOS ENTRE LOS DOS ELEMENTOS PRESENTES SIEMPRE ES UN NÚMERO ENTERO.



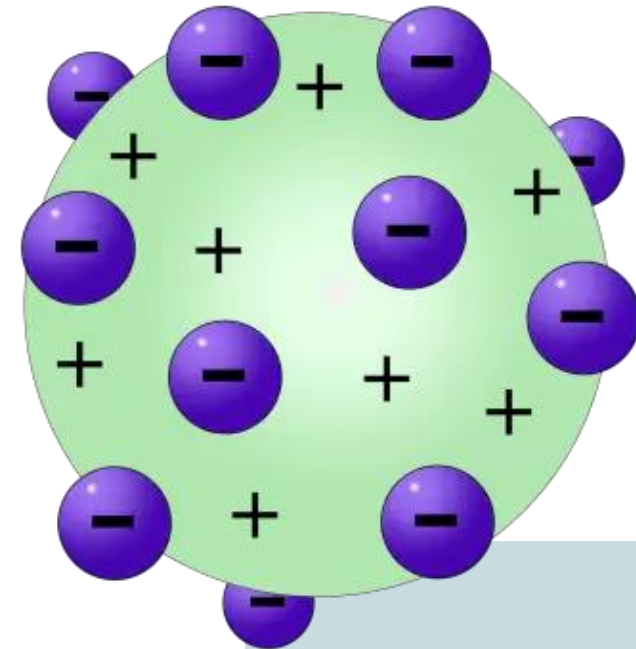
TEORIA ATOMICA DE DALTON

3.- UNA REACCIÓN QUÍMICA IMPLICA SÓLO LA SEPARACIÓN, COMBINACIÓN O REORDENAMIENTO DE LOS ÁTOMOS; **NUNCA** SUPONE LA CREACIÓN O DESTRUCCIÓN DE LOS MISMOS.



MODELO ATÓMICO DE THOMSON

- **DIVISIBLE, PORQUE POSEE PARTÍCULAS EN SU INTERIOR.**
- **ESTÁ FORMADO POR ELECTRONES QUE POSEEN CARGA ELÉCTRICA NEGATIVA.**
- **CONSISTE EN UNA ESFERA, UNIFORME, CON CARGA ELÉCTRICA POSITIVA, EN LA QUE SE ENCUENTRAN INCRUSTADOS LOS ELECTRONES.**
- **ES ELÉCTRICAMENTE NEUTRO.**

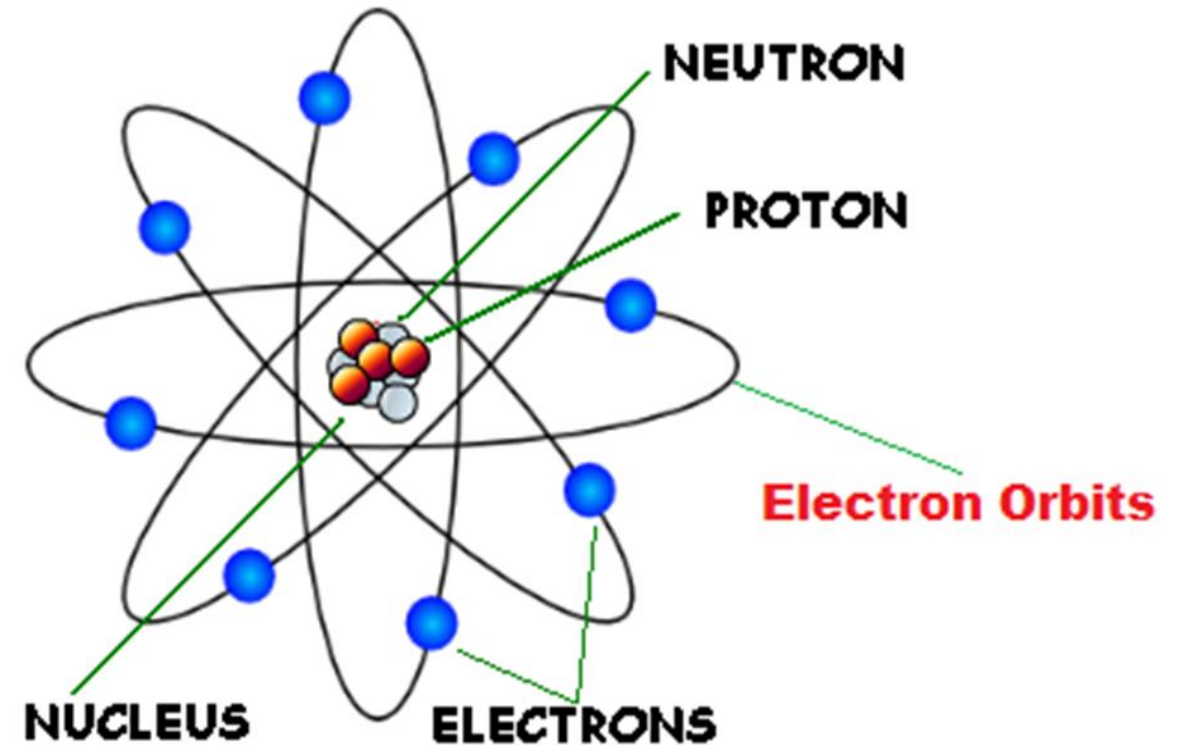
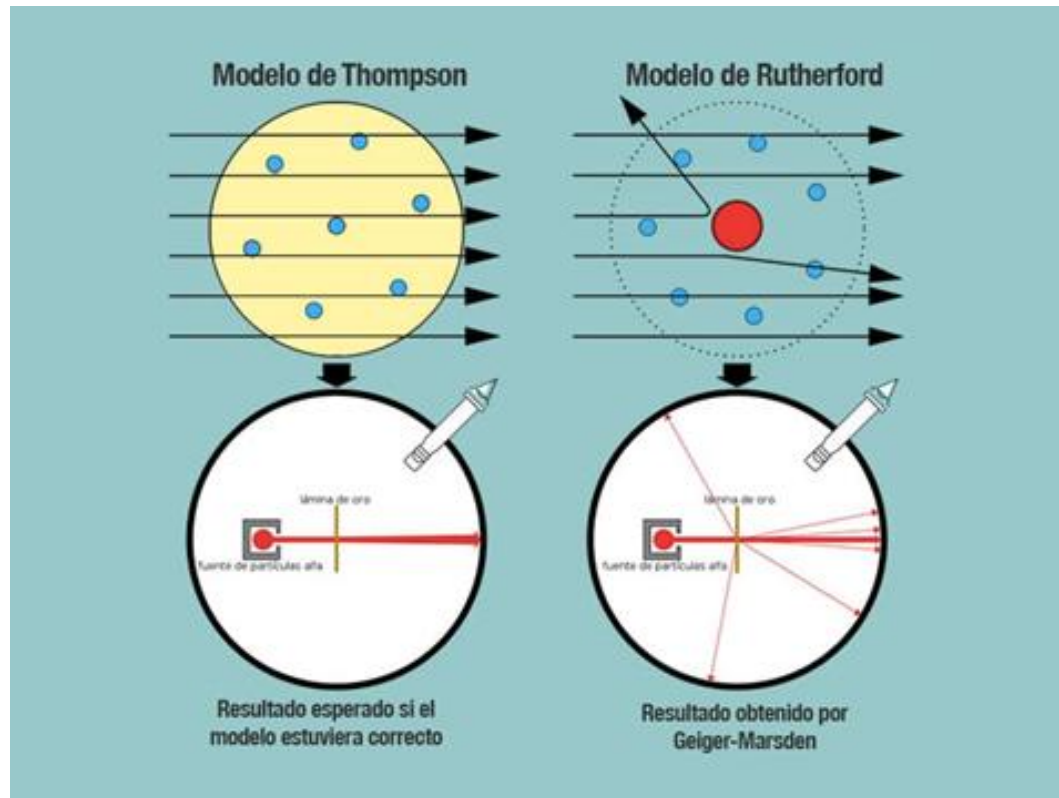


MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

EL MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD PUEDE RESUMIRSE EN LAS SIGUIENTES TRES PROPOSICIONES:

- LA MAYOR PARTE DE LA MASA ATÓMICA SE CONCENTRA EN EL NÚCLEO, DE MAYOR TAMAÑO Y MAYOR PESO QUE EL RESTO DE LAS PARTÍCULAS, Y DOTADO DE CARGA ELÉCTRICA POSITIVA.
 - ALREDEDOR DEL NÚCLEO Y A GRANDES DISTANCIAS DE ÉL SE ENCUENTRAN LOS ELECTRONES, DE CARGA ELÉCTRICA NEGATIVA, QUE LO ORBITAN EN TRAYECTORIAS CIRCULARES.
 - LA SUMA DE LAS CARGAS ELÉCTRICAS POSITIVAS Y NEGATIVAS DE UN ÁTOMO DEBERÍA DAR CERO COMO RESULTADO, ES DECIR, DEBERÍAN SER IGUALES, PARA QUE EL ÁTOMO SEA ELÉCTRICAMENTE NEUTRO.
- LLEGÓ A LA CONCLUSIÓN DE QUE UNA BUENA PARTE DE LA COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO ES ESPACIO VACÍO

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD



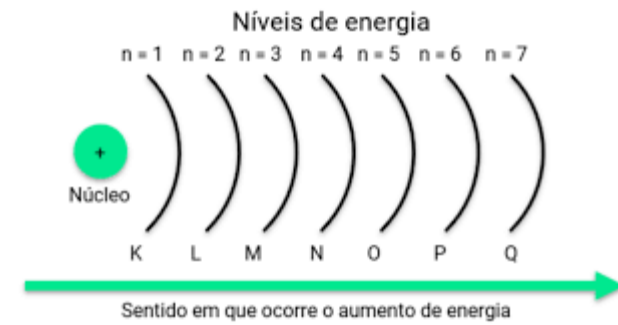
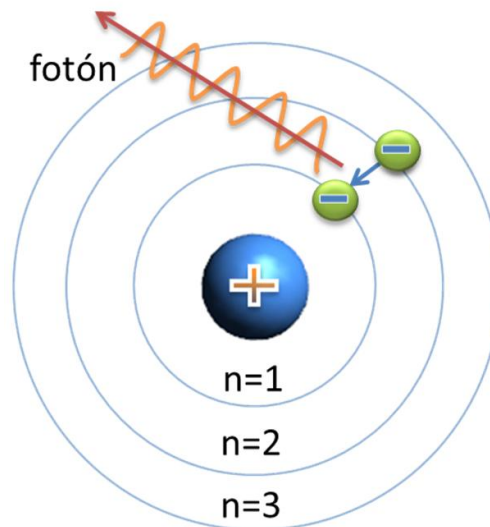
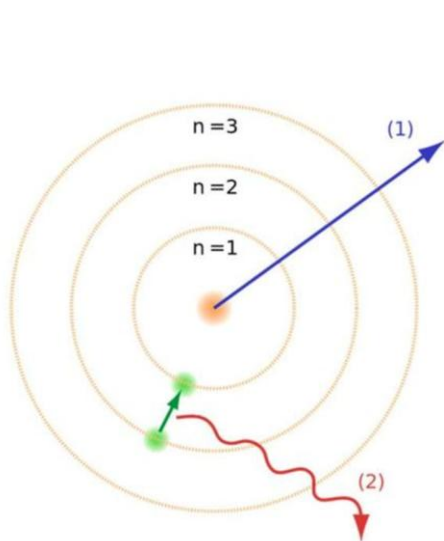
MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

EL PRINCIPAL PROBLEMA DEL MODELO DE RUTHERFORD:

- **ASUMIÓ QUE LOS ELECTRONES GIRABAN EN ÓRBITAS CIRCULARES EN TORNO AL NÚCLEO, SEGÚN ESTO LOS ELECTRONES SE DEBERÍAN MOVER A GRAN VELOCIDAD, LO QUE JUNTO CON LA ÓRBITA QUE DESCRIBEN LOS HARÍA PERDER ENERGÍA COLAPSANDO CON EL NÚCLEO. HOY SE SABE QUE ESTO NO SUCEDE.**
- **POR OTRO LADO, ASUMIÓ QUE EL NÚCLEO ESTABA FORMADO SÓLO POR PARTÍCULAS POSITIVAS, PERO LUEGO SE CONOCERÍAN LOS NEUTRONES (PARTÍCULAS NEUTRAS).**

MODELO ATÓMICO DE BOHR

- TOMO EL MODELO PLANETARIO DEL ÁTOMO DE RUTHERFORD Y POSTULÓ QUE LOS ELECTRONES ORBITAN ALREDEDOR DE CAPAS O NIVELES DE ENERGÍA CUANTIFICADAS (VALOR DETERMINADO)
- ESTOS NIVELES ESTÁN ETIQUETADOS CON EL NÚMERO CUÁNTICO n ($n = 1, 2, 3$, ETC.)
- ESTE MODELO DE NIVELES DE ENERGÍA, SIGNIFICABA QUE LOS ELECTRONES SOLO PUEDEN GANAR O PERDER ENERGÍA SALTANDO DE UNA ÓRBITA PERMITIDA A OTRA Y AL OCURRIR ESTO, ABSORBERÍA O EMITIRÍA RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA EN EL PROCESO.



MODELO ATÓMICO DE BOHR

- Planteó que en estado basal los electrones se encuentran girando en torno a su nivel de energía, pero que éstos pueden pasar de uno a otro, para ello necesitan absorber energía, si el electrón “salta” a un nivel de energía superior adquieren un estado excitado y se produce un espectro de absorción.
- Al regresar a su estado basal emiten energía en forma de luz o fotones y producen un espectro de emisión. El éxito del modelo de Bohr consistió en que pudo predecir con precisión basándose en su modelo el espectro del Hidrógeno.

Limitaciones:

- El modelo atómico de Bohr era capaz de modelar el comportamiento de los electrones en átomos de hidrógeno, pero no era tan exacto cuando se trataba de elementos con mayor cantidad de electrones.
- Elude el problema de las atracciones de carga entre el núcleo y los electrones

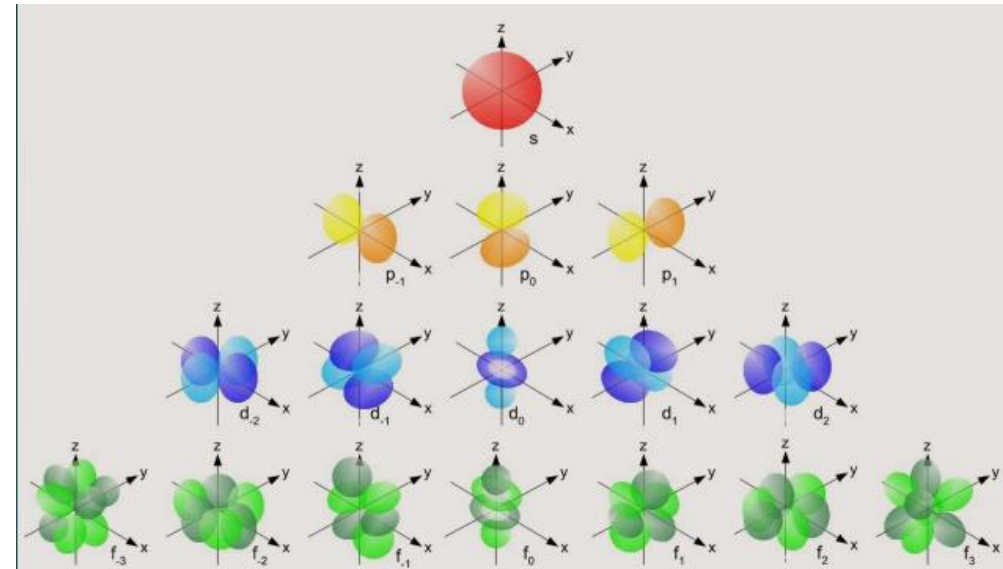
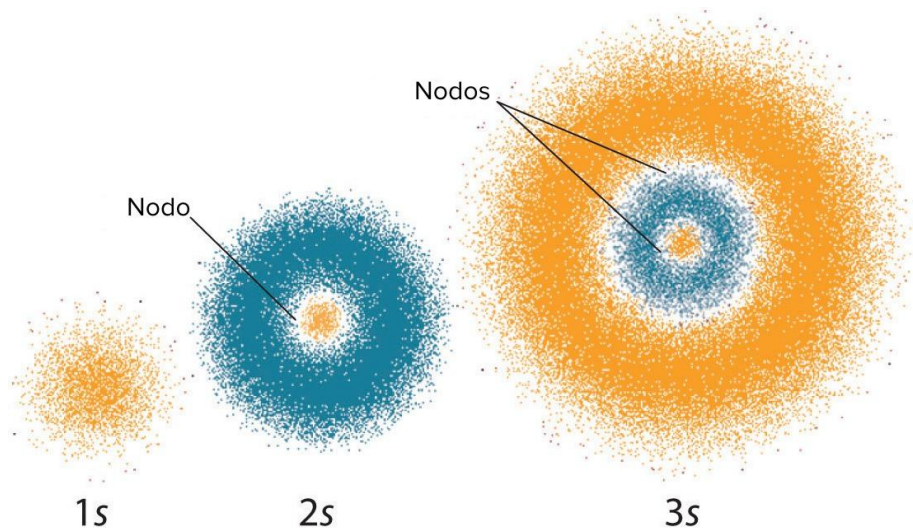
MODELO CUANTICO

Modelo cuántico

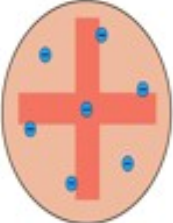
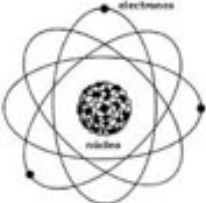
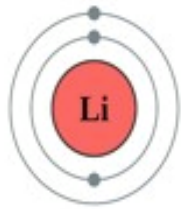
- El modelo atómico actual se debe a los trabajos realizados por el físico Erwin Schrödinger.
- Este modelo, plantea que la estructura del átomo estaría organizada de la siguiente manera:
 - Los electrones se disponen en capas electrónicas como si fuera una escalera donde cada escalón sería un nivel energético diferente. Las capas más alejadas del núcleo son las que reúnen electrones con más energía y las más cercanas al núcleo las que reúnen electrones con menos energía. Cada nivel o capa tiene subniveles denominados orbitales.
 - Los electrones no giran en órbitas circulares ni elípticas, es decir, no desarrollan una órbita en torno al núcleo, sino que se mueven en una determinada región alrededor del mismo denominada orbital, de acuerdo a la energía que posean.

MODELO CUANTICO

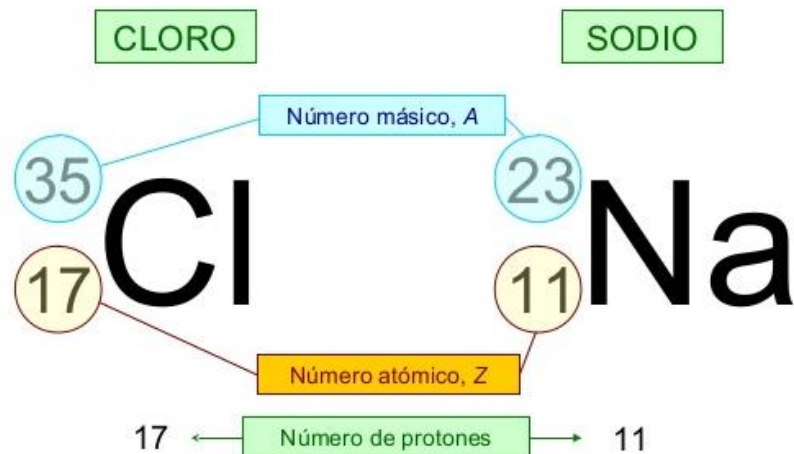
- Los orbitales pueden ser de 4 tipos diferentes en cuanto a la forma y la ubicación en cada nivel energético, se los denomina: s, p, d, f.
- El principio de incertidumbre de Heisenberg:
“nunca podemos saber en dónde está un electrón y su energía con exactitud al mismo tiempo”.



MODELOS ATÓMICOS

Científico	Nacionalidad	Año	Sus aportaciones acerca del átomo	Experimento o Procedimiento para obtener su propuesta	Modelo atómico
John Dalton	Ingles	1804	Pastilla sólida, formado de partículas diminutas, indivisibles, indestructibles y de peso fijo	Estudio la naturaleza de las partículas gaseosas	
J.J. Thomson	Ingles	1897	Esfera de electrificación positiva en la que están incrustados los electrones (átomo de naturaleza eléctrica y divisible)	Con tubos de descarga o de Crookes estudiando los rayos catódicos	
Ernest Rutherford	Neozelandés	1911	Átomo nuclear denso y pequeño de carga positiva, en su mayor parte es espacio vacío y los electrones giran a manera de satélites	Bombardeo de una lamina muy delgada de oro con partículas alfa	
Niels Bohr	Danés	1913	Átomo cuántico introduciendo los niveles de energía	Espectros de emisión del átomo de hidrógeno, comportamiento Dual de la luz y las ideas de Max Planck	

IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS



$$A - Z = 35 - 17 = 18 \quad \text{Número de neutrones} \quad A - Z = 23 - 11 = 12$$

Número atómico

- Corresponde al número de protones de un átomo.
- Se representa por la letra Z

Número másico

- Corresponde al número de protones y de neutrones de un átomo.
- Se representa por la letra A

https://phet.colorado.edu/sims/html/build-an-atom/latest/build-an-atom_all.html?locale=es

EJERCICIOS

- Un átomo de zinc (Zn) tiene un número másico 65 y número atómico 30, con esta información indique el número de protones, neutrones y electrones del zinc.
- Un átomo de carbono (C) tiene un número másico 12 y número atómico 6, con esta información indique el número de protones, neutrones y electrones del carbono.
- Escriba el símbolo atómico para los siguientes átomos:
8 p + , 8 n y 8 e –
17 p + , 20 n y 17 e –
47 p + , 60 n y 47 e –

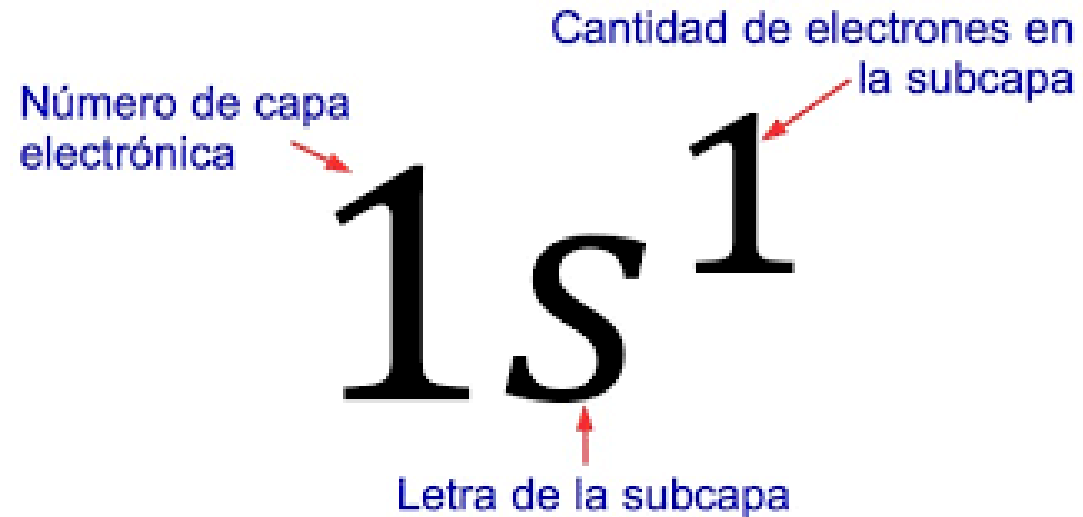
EJERCICIOS

Átomo/lón	Z	A	protones	electrones	neutrones
K	19	39			
K ⁺	19	39			
F	9	19			
F ⁻	9	19			
Cu ²⁺	29	64			

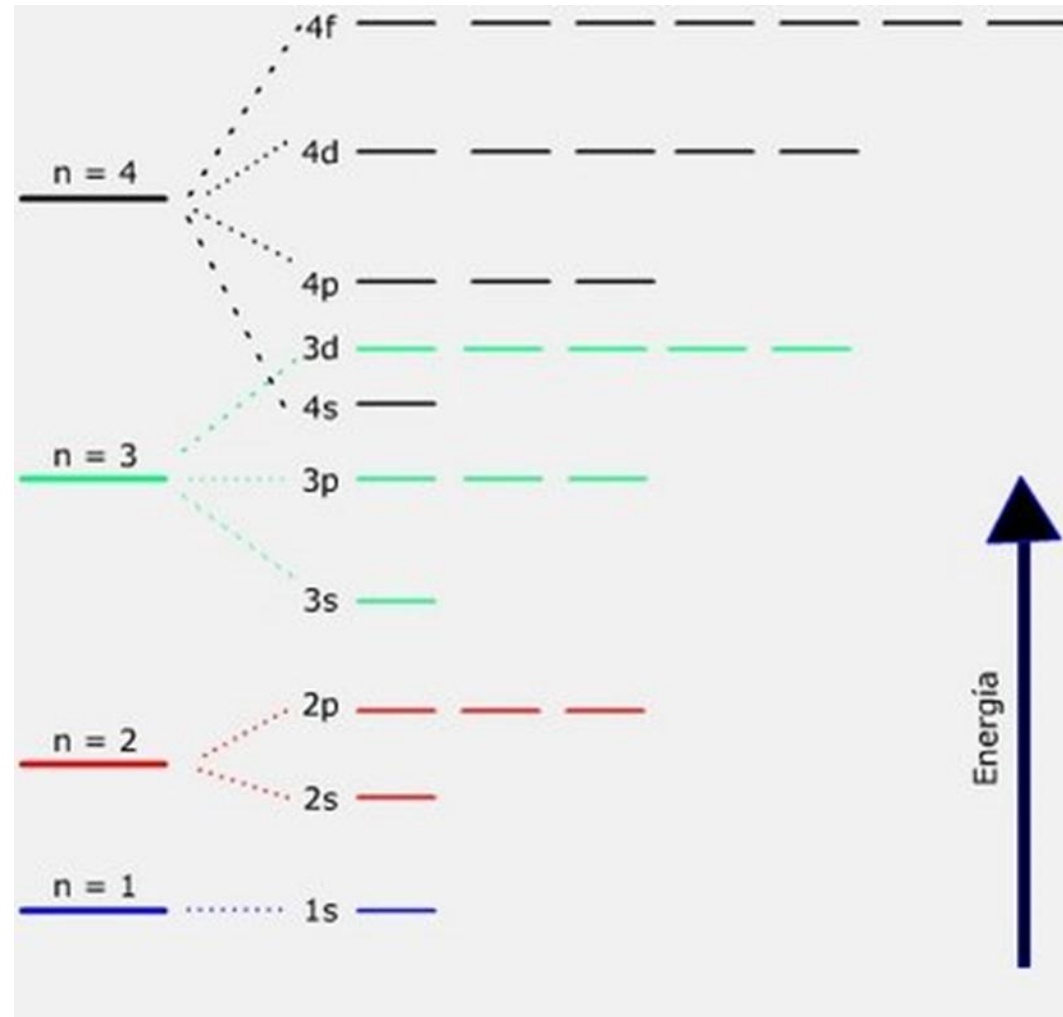
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Configuración electrónica

Es la forma en la cual se distribuyen los electrones en los orbitales del átomo en su Estado Fundamental.



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

- El primero, 1, es el de menor energía y más cercano al núcleo atómico. Conforme aumenta el nivel energético, los electrones tendrán más energía, pero estarán más alejados del núcleo.

Dentro de cada nivel hay subniveles o subcapas que albergan electrones. Dependiendo del subnivel, podrá contener uno o más pares de electrones:

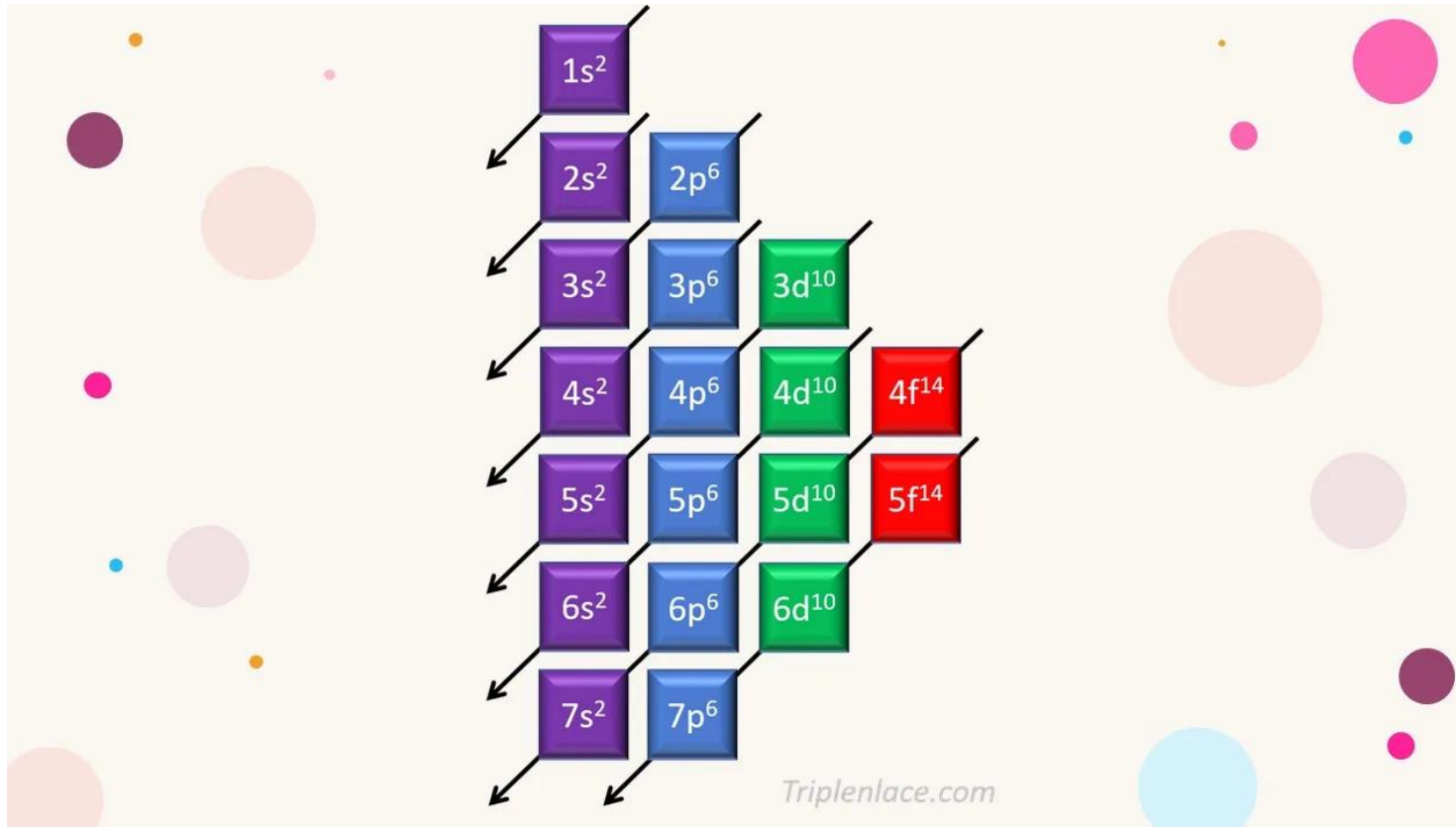
Subnivel s: es el subnivel más pequeño. Contiene un orbital, por lo que puede albergar un par de electrones, con un total de 2.

Subnivel p: contiene tres orbitales, por lo que puede albergar tres pares de electrones, con un total de 6.

Subnivel d: contiene cinco orbitales, por lo que puede albergar cinco pares de electrones, con un total de 10.

Subnivel f: contiene siete orbitales, por lo que puede albergar siete pares de electrones, con un total de 14.

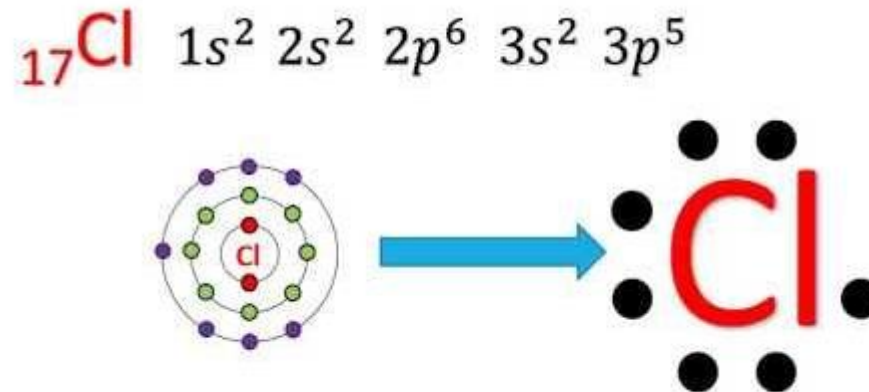
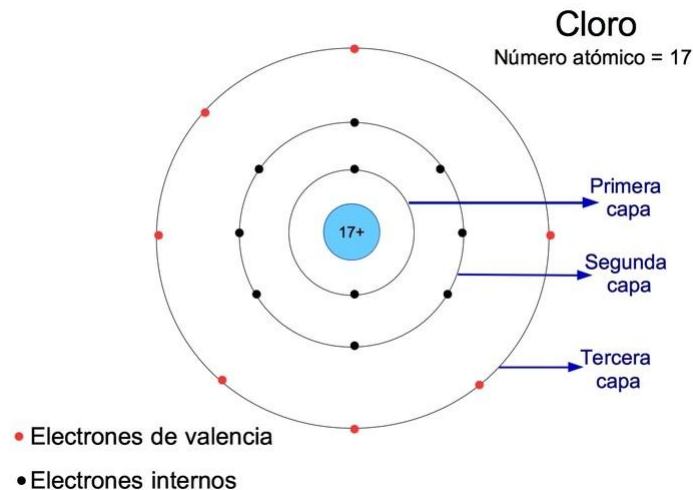
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Electrones de valencia

Los electrones de valencia son los electrones en la capa más externa, o nivel de energía, de un átomo.



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Determine la configuración electrónica de un elemento cuyo Z es igual a 20, indique grupo, período y electrones de valencia.

■

Indique ion más probable.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Iones

Se conoce como ion a una partícula cargada eléctricamente y que está constituida por un átomo o molécula que no es eléctricamente neutro, es decir, que en su constitución ha ganado o perdido electrones.

Se conoce como anión (o aniones) a los iones que poseen una carga eléctrica negativa, o sea, que han ganado electrones.

Los cationes son iones que tienen carga eléctrica positiva, es decir, que han perdido uno o varios electrones.

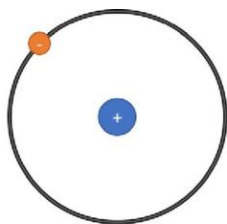
ISOTOPOS

TODOS LOS ÁTOMOS DE UN ELEMENTO QUÍMICO TIENEN EL MISMO NÚMERO DE PROTONES, PERO PUEDEN DIFERENCIARSE EN EL NÚMERO DE NEUTRONES.

SE LLAMAN ISÓTOPOS LOS ÁTOMOS QUE TIENEN EL MISMO NÚMERO DE PROTONES Y SE DIFERENCIAN EN EL NÚMERO DE NEUTRONES. POR TANTO, PRESENTAN EL MISMO NÚMERO ATÓMICO (Z) Y DIFERENTE NÚMERO MÁSIKO (A).

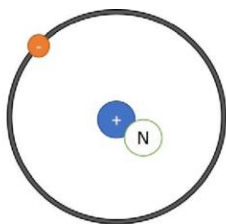
LOS ISÓTOPOS TIENEN MASA DIFERENTE, YA QUE TIENEN DISTINTO NÚMERO DE NEUTRONES.

ISOTOPOS



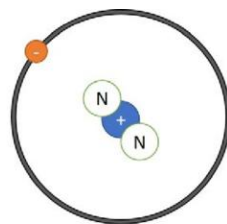
PROTIO

0 neutrones
1 masa atómica
Estable
99.99 % del H terrestre



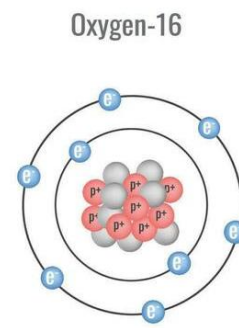
DEUTERIO

1 neutrón
2 masa atómica
Estable
0.01 % del H terrestre



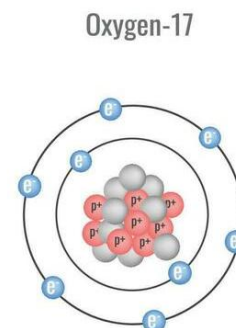
TRITIO

2 neutrones
3 masa atómica
Radioactivo
0.000001 % del H terrestre



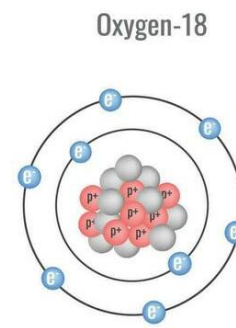
Oxygen-16

8 Protons
8 Neutrons
8 Electrons



Oxygen-17

8 Protons
9 Neutrons
8 Electrons



Oxygen-18

8 Protons
10 Neutrons
8 Electrons

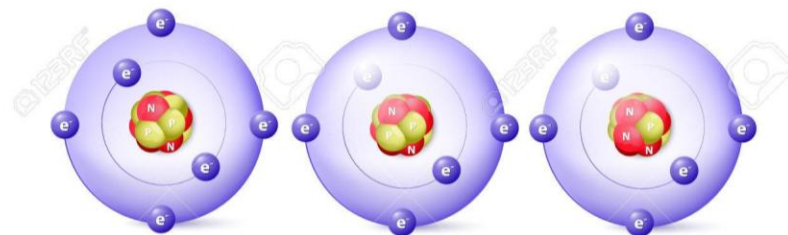
Carbon-12



Carbon-13

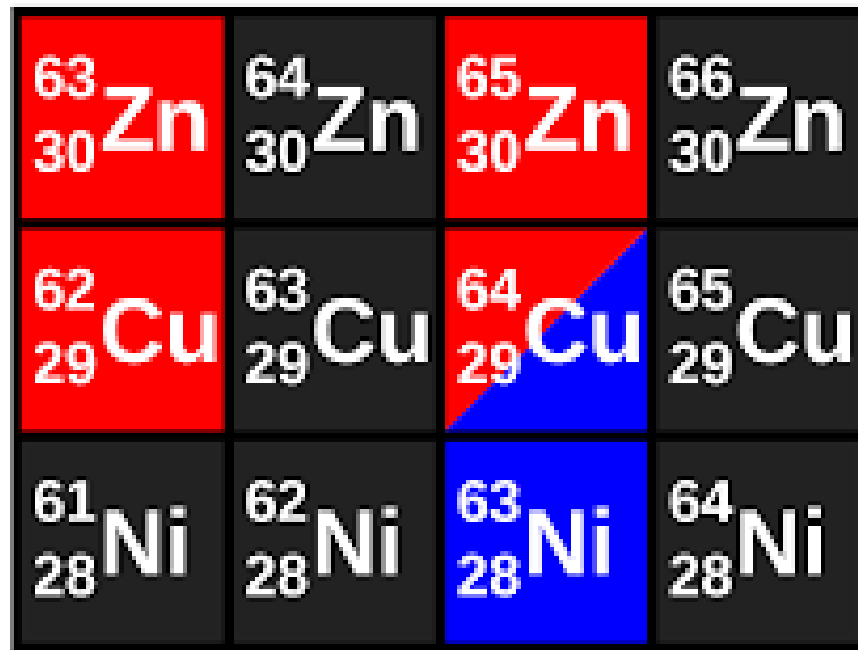


Carbon-14



e⁻ electron -1 (orbit) n neutron 0 (nucleus) p⁺ proton +1 (nucleus)

ISOTOPOS



$^{63}_{30}\text{Zn}$	$^{64}_{30}\text{Zn}$	$^{65}_{30}\text{Zn}$	$^{66}_{30}\text{Zn}$
$^{62}_{29}\text{Cu}$	$^{63}_{29}\text{Cu}$	$^{64}_{29}\text{Cu}$	$^{65}_{29}\text{Cu}$
$^{61}_{28}\text{Ni}$	$^{62}_{28}\text{Ni}$	$^{63}_{28}\text{Ni}$	$^{64}_{28}\text{Ni}$