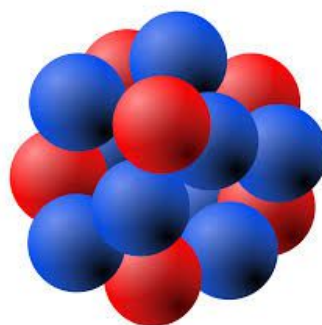
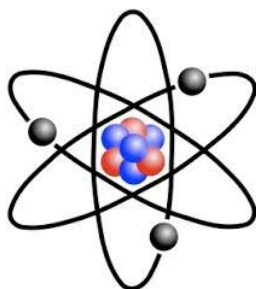


Matches.

Make the chemistry sexy

HOJAS DE TRABAJO DE QUÍMICA PARA ALUMNADO DE SECUNDARIA
COLEGIO ANTONIO GALA



ÍNDICE:

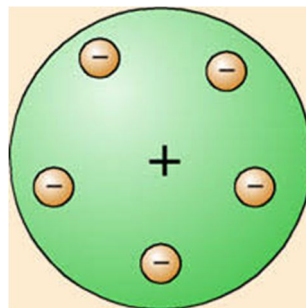
- Modelo atómico de Thomson3
- Modelo atómico de Rutherford.....4
- Inconsistencias del modelo de Rutherford.....4
- Modelo atómico de Bohr.....5
- Espectros atómicos y modelo de Bohr.....6
- Orbitales atómicos.....7
- Sistema periódico de Mendeleiev.....8
- Sistema periódico actual.....9
- Configuración electrónica.....9
- Propiedades periódicas y grupos de elementos.....15
- Sistema periódico y configuración electrónica.....16
- Bibliografía.....18

PRIMEROS MODELOS ATÓMICOS

MODELO ATÓMICO DE THOMSON:

- 1º Descubre el electrón.
- 2º En su modelo el átomo está formado por electrones de carga negativa incrustados en una esfera de carga positiva como en un "budin de pasas".
- 3º Los electrones están repartidos de manera uniforme por todo el átomo
- 4º El átomo es neutro de manera que las cargas negativas de los electrones se compensan con la carga positiva

El modelo atómico de Thomson, también llamado "budin de pasas", fue propuesto por [Joseph John Thomson](#) en 1897. El físico británico Thomson, descubrió el electrón, al deducir que los rayos catódicos estaban formados por partículas negativas. Dedujo que los rayos catódicos no estaban cargados, ni eran átomos, así que eran fragmentos de átomos, o partículas subatómicas, a estas partículas le puso el nombre de electrones. A Thomson también se le reconoce por el descubrimiento de los isótopos, así como el inventor del espectrómetro de masa.



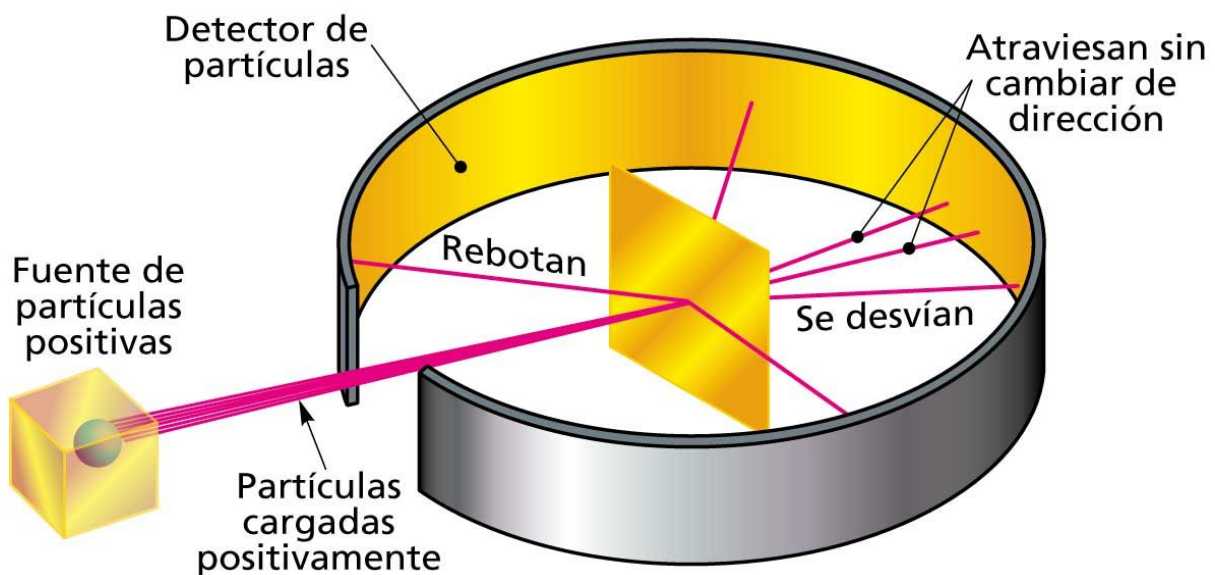
MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD:

Antes de que Rutherford presentara su modelo atómico, los físicos aceptaban que las cargas eléctricas en el átomo tenían una distribución más o menos equivalente. Rutherford trató de ver cómo era la dispersión de las partículas alfa por parte de los átomos de una lámina de oro muy delgada.

Era de esperar que, si las cargas estaban distribuidas equivalentemente según el modelo atómico de Thomson, la mayoría de las partículas atravesarían la delgada lámina desviándose lo más mínimo, siguiendo una trayectoria aproximadamente recta.

El experimento fue el siguiente:

Gran parte de las partículas alfa que daban en la pequeña lámina de oro eran



prácticamente rebotadas.

¿Qué descubrió con esto?

-Que el modelo atómico de Thomson no llevaba toda la razón, pues, en los puntos en el que el rayo alfa rebotaba era el núcleo de los átomos.

Por lo tanto descubrió que los átomos sí tenían núcleo.

-INCONSISTENCIAS DEL MODELO DE RUTHERFORD

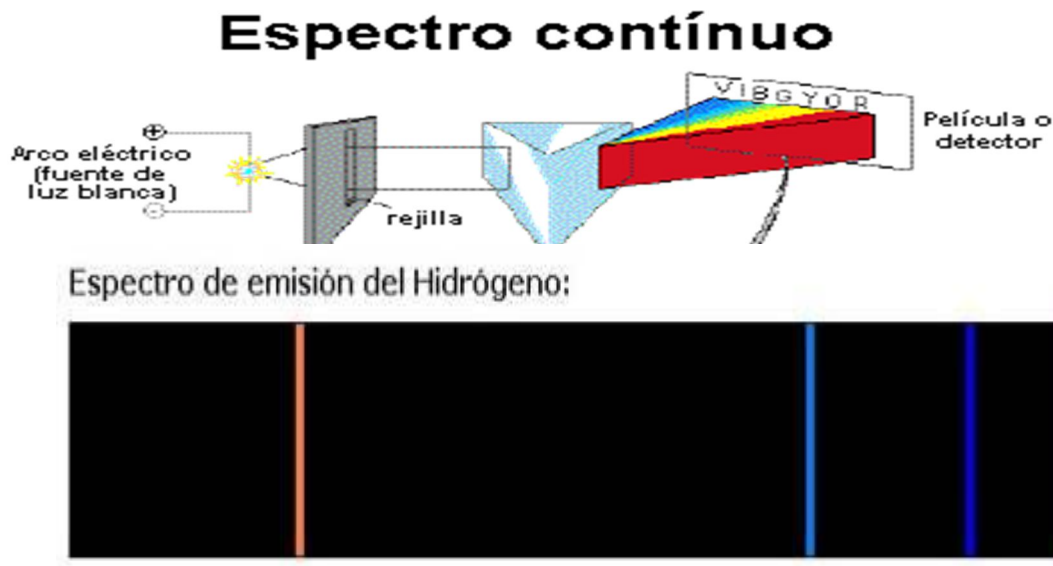
El modelo de Rutherford contenía dos inconsistencias : el primer problema , según el electromagnetismo clásico , el electrón no podía estar girando en cualquier órbita , al ser una partícula cargada emitirá energía en su giro , perdiéndose gradualmente , lo que implica que se va acercando al núcleo hasta colisionar con el.

El segundo problema es que no podía explicar un fenómeno que ocurriría cuando un prisma se descomponía la luz emitida por sustancias incandescentes, los espectros atómicos.

Tipos de espectros:

La luz blanca que emite una lámpara incandescente se descompone en colores al pasar a través de un prisma de vidrio. Estos colores son el espectro de la luz que atraviesa el prisma (luz refractada). A cada franja de color le corresponde un intervalo diferentes energías, y el espectro que se obtiene es un espectro continuo, es decir, la separación entre los colores no es nítida.

Si en vez luz blanca utilizamos la emitida por una sustancia lo suficientemente caliente, y la hacemos pasar por un prisma, vemos que solo existen algunas líneas. Esto es un espectro discontinuo.



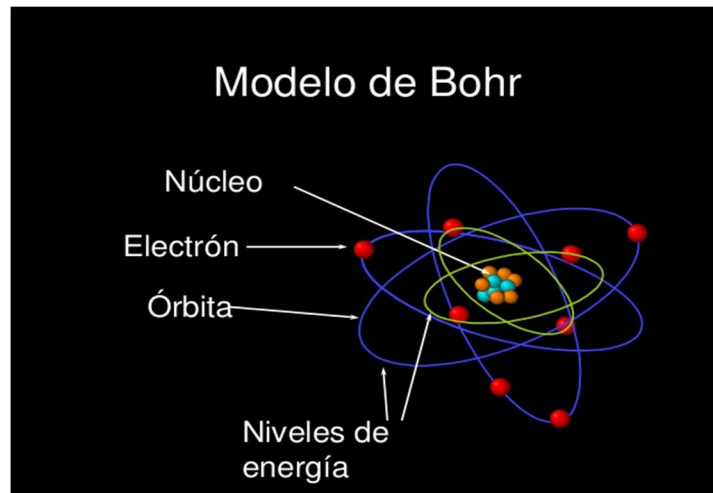
Modelo atómico Bohr

Bohr fue un físico danés que propuso un nuevo modelo para explicar la estructura del átomo y su comportamiento. Desde la época de los antiguos griegos se pensaba que la materia estaba constituida por partículas sumamente pequeñas e indivisibles. Bohr fue el que entendió y describió la organización de partículas menores que el átomo cargadas negativamente, que son los electrones.

Bohr describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y a su alrededor los electrones.

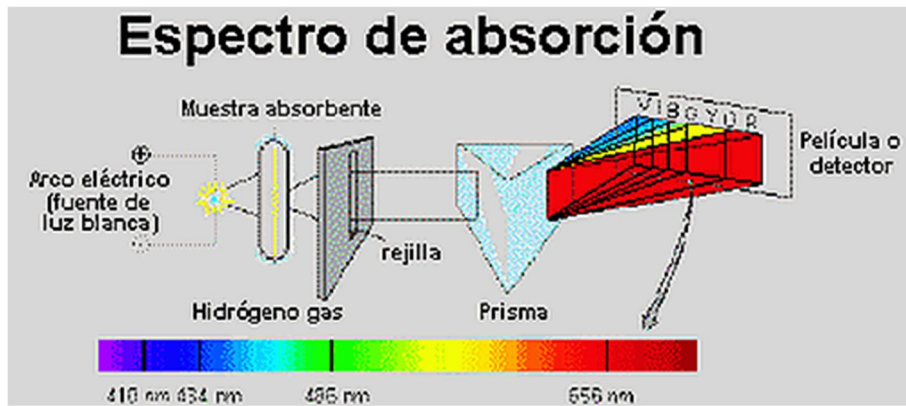
El modelo consiste en :

- Los electrones giran alrededor del núcleo
- Ocupan una órbita con menor energía posible, o sea la órbita más cercana al núcleo.



ESPECTROS ATÓMICOS Y MODELO DE BOHR:RELACIÓN

La cuantización de las energías de los electrones en la corteza de los átomos es una propiedad fundamental de estos. Bohr determina cuantitativamente los niveles de energía de los electrones de un átomo y un parámetro, n , cuyo valor siempre es un número natural, que dice el número de la órbita. Podemos relacionar directamente la energía de un nivel con su valor correspondido n . Un electrón no se encuentra el nivel átomo está en estado excitado, por el contrario, los electrones ocupan niveles de menor energía posible, se encuentra el átomo en estado fundamental.



EJERCICIO 1:

Indica quien descubrió las siguientes partículas subatómicas.

- A) Electrón
- B) Neutrón
- C) Protón

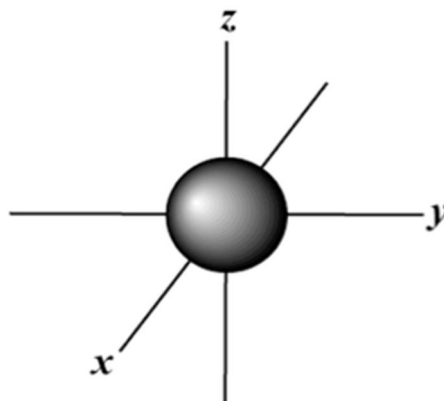
ORBITALES ATÓMICOS

Un orbital atómico es una región del espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es casi segura. Como máximo en un orbital puede haber dos electrones.

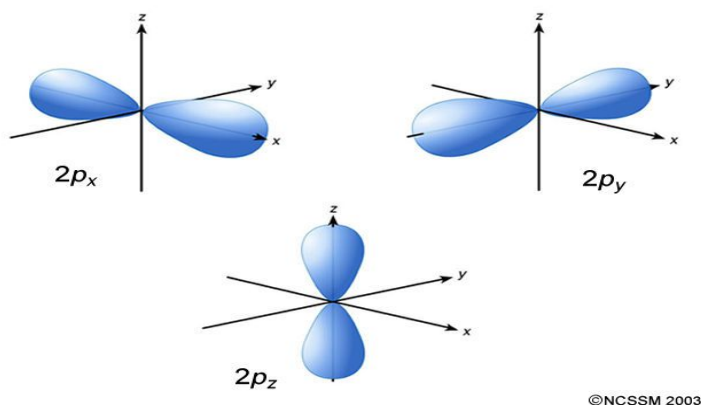
Los cuatro orbitales más simples son: s, p, d y f.

ORBITALES ATÓMICOS S Y P:

Orbital s:



Orbitales P_x, P_y y P_z :

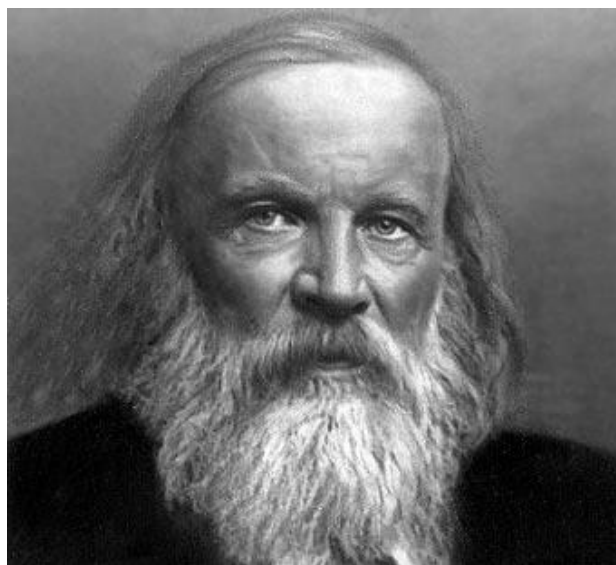


- Al tratarse de regiones del espacio, los orbitales atómicos tendrán distintas formas geométricas.
- La más sencilla es la esférica, que entra dentro de las orbitales del tipo s.
- Existen tres tipos orbitales tipo p; cada uno de ellos corresponde a una dirección, X, Y o Z. Su aspecto es lobular.
- Hay cinco orbitales tipo d en cada nivel principal de energía, a partir del tercer nivel.
- Existen orbitales tipo f a partir del cuarto nivel de energía. Hay siete orbitales f diferentes.

EL SISTEMA PERIÓDICO DE MENDELEIEV :

La ordenación de los elementos químicos y físicos periodicidad observada por Mendeleiev y Meyer en 1869. Colocaron los elementos conocidos hasta entonces en función de su masa atómica y observaron patrones de repetición en sus propiedades. Los elementos con propiedades similares quedaron agrupados. Además, Mendeleiev dejó huecos para elementos químicos que no eran conocidos entonces, que fueron descubiertos con posterioridad.

Este es un ejemplo de la capacidad de predicción de la ciencia.



EL SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL:

Los primeros intentos de clasificar los elementos químicos, se basaron en la masa atómica. Se identificó el número atómico de un elemento con su número de protones. El sistema periódico actual se basa en la ordenación de los elementos químicos según orden creciente de números atómicos, ya que se ha mostrado que las propiedades químicas, y algunas propiedades físicas, dependen de la configuración electrónica de la última capa de los átomos.

CARACTERÍSTICAS DE LA TABLA:

- Las columnas se llaman grupos. La tabla actual consta de 18 grupos. Reciben este nombre por agrupar elementos de propiedades químicas similares.
- Las filas de la tabla se llaman periodos. Hay 7 periodos. Dentro de cada uno de ellos, los elementos están ordenados por número atómico creciente de izquierda a derecha.
- Hay dos filas de 14 elementos fuera de la tabla. En realidad, deberían estar situadas a la derecha del bario y el radio, pero se colocan fuera porque la tabla quedaría muy alargada, y su manejo resultaría incómodo.

EJERCICIO 2:

Escribe el nombre o símbolo de los siguientes elementos.

Cr:

V:

Estaño:

Yodo:

Sodio:

Pd:

Boro:

O:

Cs:

Astato:

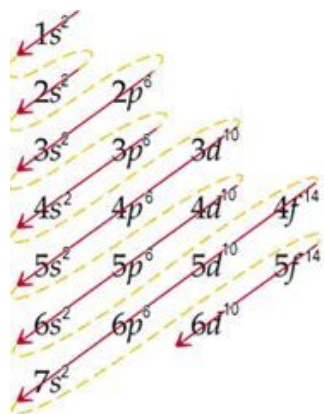
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

Modo en el que los electrones están ordenados/distribuidos en los niveles y subniveles de energía de la corteza del átomo.

Antes de saber cómo colocar los electrones debemos de saber las reglas de llenado de los mismos.

REGLAS DE LLENADO:

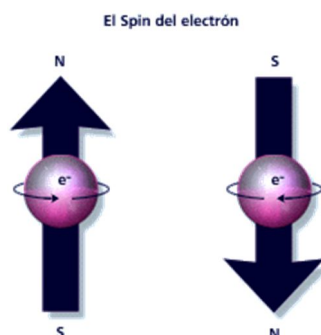
1-Los orbitales atómicos se completarán de menor a mayor energía. Para ello debemos conocer el orden de los orbitales en cuanto a energía. Aquí mostramos el diagrama de möeller qué es una regla muy simple para recordar el llenado de los electrones siguiendo las flechas.



2-Al completar los orbitales del mismo valor de energía se comenzará a llenar el siguiente, es decir; cuando el orbital 4d esté completo se pasará al 5p.

3-Regla de máxima multiplicidad: Nos dice que si hay más de 2 electrones en el mismo orbital van a seguir este principio o también llamada regla de Hund. Consiste en que los electrones que pertenecen a un mismo nivel se colocan de manera que exista el mayor número de electrones desapareados en cada nivel con el mismo valor de espín.

El espín es una propiedad de la partícula que indica en qué sentido gira el electrón. Si gira en sentido de las agujas del reloj, se indica con una flecha hacia arriba (\uparrow) y si gira hacia el



sentido contrario, con una flecha hacia abajo (\downarrow)

Después de esta breve explicación pongámoslo en práctica.

1.Ejercicio resuelto:

Representa la configuración electrónica del potasio(K) e indica su posición en la tabla periódica.

K(Z=19)

- 1- Hacemos una tabla donde representaremos el diagrama de orbitales del elemento.
- 2- Rellenamos las capas.

3-Representamos los espines mediante flechas colocadas de la siguiente manera.

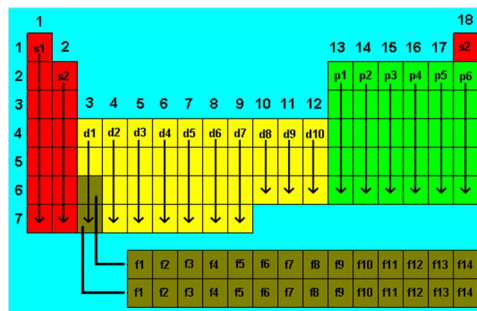
-Las flechas se rellenan mediante pares en el caso que el elemento tenga la capacidad de un par. Primero pondremos la flecha hacia arriba y luego hacia abajo en las 2 primeras celdas.

En el caso que haya más de 2, se divide en subceldas pares y en ellas se repartirán primero las flechas hacia arriba y luego hacia abajo, respetando el número de electrones.

1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	4s ¹
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓

Ya tendríamos representado nuestro elemento en el diagrama de orbitales.

Lo siguiente sería colocarlo en la tabla periódica. Para ello utilizaremos los electrones de valencia, que son los electrones del último orbital ocupado. En nuestro caso 4s¹.



¿Qué quiere decir 4s¹?

- El número 4 indica el nivel de energía, el PERIODO.
- La letra S indica la zona donde se ubica nuestro elemento.
- Y el nº 1 (electrones) indican el grupo al que pertenecen.

En resumen, nuestro elemento estaría en el periodo 4, zona S y grupo 1, veamos si es correcto.

La tabla periódica muestra la posición del elemento en el periodo 4, zona S y grupo 1. El elemento es el Potasio (K), con número atómico 19. Está ubicado en la columna 1 y la fila 4.

-RELACIONES ENTRE ENERGÍA Y ORBITALES:

·Cada orbital electrónico se llena con 2 electrones. Los orbitales s solo aceptan hasta 2 electrones;el conjunto de los orbitales p,hasta 6 electrones;los d,hasta 10 electrones,y los f,hasta 14 electrones.

·Como regla general,podemos decir que el número de electrones que contiene cada tipo de orbital es el doble del número de orbitales de ese tipo que hay en cada nivel.

EJERCICIO 3:

Si el último término de la distribución electrónica es $4p^3$ ¿Cuál es el número atómico correspondiente.

EJERCICIO 4:

Sitúa los siguientes elementos en la tabla periódica.

A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

EJERCICIO 5:

Indica a qué grupo pertenecen estos elementos, mediante su configuración electrónica.

$ns^1 np^1$:

ns^1 :

$ns^1 np^6$:

$ns^1 np^3$:

GRUPOS CUYO NOMBRE DEBES SABER:

1. Alcalinos
2. Alcalinotérreos

- 3. Halógenos
- 4. Gases nobles

Tabla periódica de los elementos

Elemento destacado: Hierro (Fe)

- Número atómico: 26
- Masa atómica: 55.845
- Simbolo químico: Fe
- Nombre: Hierro
- Configuración electrónica: $[Ar] 3d^6 4s^2$

Legenda de grupos:

- metales alcalinos
- metales alcalinotérreos
- metales de transición
- metales
- halógenos
- gases nobles
- actínidos
- metales
- no metales
- actínidos

Diagrama de configuración electrónica:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

EJERCICIO 6:

Dado el elemento de número atómico 38:

A)Escribe su configuración electrónica e indica sus electrones de valencia.

B)¿De qué elemento se trata?

EJERCICIO 7:

Indica a qué grupo pertenecen estos elementos.

Cloro:

Helio:

Magnesio:

Galio:.

Fósforo

Potasio:

Boro:

Silicio:

PROPIEDADES PERIÓDICAS Y GRUPOS DE ELEMENTOS:

En el sistema Periódico podemos distinguir:

- Metales:es el grupo más numeroso.
- No metales: no son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Semimetales o metaloides:significa "parecido a un metal".
- Gases nobles: todos son gaseosos y difícilmente forman compuestos.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

·Al colocar los elementos químicos en orden creciente de sus números atómicos,se observa una variación periódica en algunas propiedades. Son las denominadas propiedades periódicas.

·La afinidad electrónica(AE) es la variación de energía que tiene lugar cuando un átomo en estado gaseoso consigue un electrón y formando así un anión. Cuanto mayor sea esta energía,mayor es la tendencia del elemento a formar aniones.

·La energía de ionización(EI) es la cantidad de energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para perder un electrón y formar así un catión. Cuanto menor sea esta energía,mayor será la tendencia de un elemento a formar cationes.

SISTEMA PERIÓDICO Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

A partir de la configuración electrónica de un elemento, podemos situarlo en el sistema periódico. Por ejemplo los elementos del grupo 14:

(C): $1s^2 2s^2 2p^2$

(Si): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

(Ge): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$

Termina en p^2 .

Podemos decir que un elemento cuya configuración electrónica termine en p^2 es un elemento del grupo 14.

El nivel principal de energía de los electrones de valencia, coincide con el periodo al que pertenece.

Nos permite saber la ubicación de un elemento en la tabla periódica , escribir su configuración electrónica acertada y decir su comportamiento químico.

La configuración electrónica acertada incluye la de los gases

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS SEGÚN LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

GRUPO 1. Hidrógenos y metales alcalinos. (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr):

Tienen un electrón en su última capa.

Su configuración electrónica es ns^1 .

Pierden fácilmente ese electrón, formando iones positivos.

Tienden a formar compuestos iónicos.

Se combinan muy fácilmente con los halógenos (grupo 17)

GRUPO 2. Metales alcalinotérreos.

Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra

Tienen 2 electrones en su última capa

Su configuración electrónica es ns^2

Pierden fácilmente 1 de los 2 electrones

Tienden a formar enlaces iónicos

Se combinan con halógenos, con O y con S

GRUPO 13. Térreos.

B, Al, Ga, In, Tl

Tienen 3 electrones en su última capa

Su configuración electrónica es $ns^2 np^1$

No pierde electrones fácilmente

Forma enlaces covalentes o metálicos.

GRUPO 14. Carbonoideos.

C, Si, Ge, Sn, Pb

Tienen 4 electrones en su última capa

Su configuración electrónica es $ns^2 np^2$

No pierden ni ganan electrones

Forma enlaces covalentes

GRUPO 15. Nitrogenoideos

N, P, As, Sb, Bi

Tienen 5 electrones en su última capa

Su configuración electrónica es $ns^2 np^3$

No pierden electrones

Forma enlaces covalentes

GRUPO 16.Anfígenos

O, S, Se, Te, Po

Tienen 6 electrones en su última capa

Su configuración electrónica es $ns^2 np^4$

Gana electrones

Forma iones negativos, enlaces iónicos y covalentes

GRUPO 17.Halógenos

I, Cl, Br, F, At

Tienen 7 electrones en su última capa

Su configuración electrónica es $ns^2 np^5$

Gana electrones

Forma iones negativos

Se combina con H para formar ácidos y con alcalinos y alcalinotérreos para formar sales

GRUPO 18.Gases nobles

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Tienen 8 electrones en su última capa

Su configuración electrónica es $ns^2 np^6$

Es casi imposible que gane o pierda electrones

Todos son gases

GRUPO 3-12.Metales de transición.

Forma enlaces metálicos

Puede perder electrones y formar iones positivos

GRUPO 3-12.Metales de transición interna.

Añade el electrón diferenciador a la capa F

EJERCICIO 8 :

Indica a qué grupo pertenecen estos elementos, mediante su configuración electrónica.

Ns1 Np1:

Ns1:

Ns1 Np6:

Ns1 Np3:

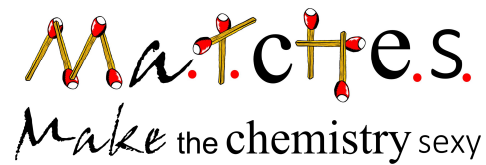
BIBLIOGRAFÍA

PÁGINAS WEBS UTILIZADAS:

- Wikipedia
- Puraquímica
- Junta de Andalucía.es

OTRAS FUENTES DE BÚSQUEDA:

- Libro de física y química 4º de ESO editorial Anaya



El presente proyecto ha sido financiado con el apoyo de la Comisión Europea. Esta publicación (comunicación) es responsabilidad exclusiva de su autor. La Comisión no es responsable del uso que pueda hacerse de la información aquí difundida.



Authors

There is no author. Every partner has work groups – so each contribution is a work of many.

Representative for all this people the ERASMUS+ - coordinator of each school shall be mentioned.

Hellweg-Schule

Lohackerstr. 13
44867 Bochum
Germany
<http://www.hellweg-schule.de/>

Coordinator: Lars Moser

C.E.P.A. Sdad. Coop. And.

Colegio Antonio Gala
Barriada Vistazul s/n Apartado 166
41700 Dos Hermanas
Spain
<http://www.galacolegio.com/es/>

Coordinator: Salvador Martí Recasens

BIGA MEHMET AKIF ERSOY ANADOLU LİSESİ

Kevser Ozangil Caddesi 2/2
17200 Biga
Turkey
<http://bimael.meb.k12.tr/>

Coordinator: Ömer Namlica

1st Primary School of Pefka

Dimocratias 59
57010 Pefka-Thessaloniki
Greece
<http://dim-pefkon.thess.sch.gr/>

Coordinator: Zoe Milka (up to October 2017) /
Anastasia Iska (from November 2017 on)

Gimnazjum nr 9 im. Powstancow

Wielkopolskich
Gajowa 94
85-717 Bydgoszcz
Poland
<https://gim9blog.wordpress.com/>

now:

Zespół Szkół Handlowych im. Marii Dąbrowskiej

w Bydgoszczy
ul. Kaliska 10
85-602 Bydgoszcz
Poland
<http://www.zsh.bydgoszcz.pl>

Coordinator: Hanna Kozakiewicz (up to
September 2017) / Ewa Bułatowicz (from
September 2017 on)



This project has been funded with support from the European Commission.

This publication reflects the views only of the author, and the Commission cannot be held responsible for any use which may be