

The page features a decorative design with several overlapping blue circles of varying sizes and shades, and thin blue lines that intersect to form a triangular shape on the right side of the page. The circles are positioned in the upper right, middle right, and bottom right areas.

Guía de Química "GUIA DE BRICEÑO"

Incluye teoría y ejercicios resueltos

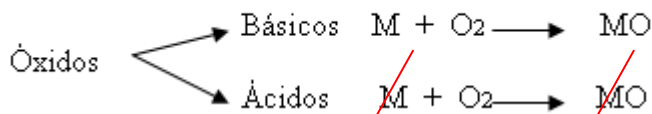
Contiene un conjunto de técnicas para la resolución de ejercicios diseñada para los estudiantes de la UNIVERSIDAD SIMÓN BOLÍVAR para el curso QM-1121. Incluye los temas vistos para parciales a excepción de los temas de gases y ciclo de Born Haber para el tercer parcial.

Creada por: J.BRICEÑO
/2009

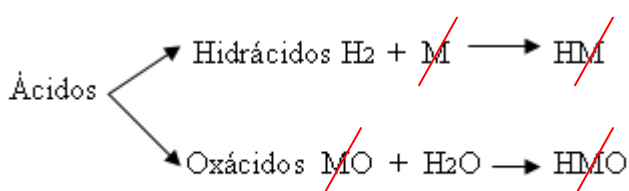
- ✓ Te ayuda a entender la estequiometría
- ✓ Ejercicios resueltos paso a paso
- ✓ Verifica tu comprensión con la sección de respuestas
- ✓ Complementa las prácticas del departamento y las prácticas con ejercicios resueltos
- ✓ Contiene técnicas ingeniosas para resolver problemas

1.-Creando compuestos

Nomenclatura tradicional (NT) y Nomenclatura stock (NS)

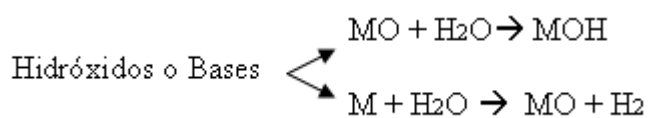


A los óxidos se les nombra en la NT según sus reglas (hipo_oso, ico, oso, per_ico) y en la NS solo debes colocar el nombre del M o ~~M~~ seguido del N° de ox. con el que trabaja en números romanos entre paréntesis



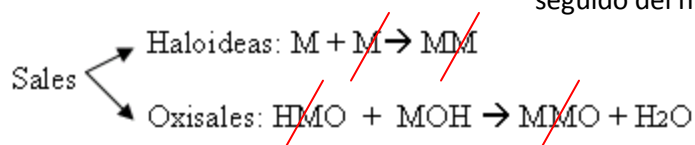
Trabaja con el -N° de ox. del ~~M~~ y se aplica la terminación hídrico en NT al ~~M~~ y en la NS se agrega al M uro y la coletilla "de hidrogeno"

Exclusivamente en este compuesto podemos sumar la cantidad de átomos. Para la NT se aplican las reglas (hipo_oso, ico, oso, per_ico) y para la NS solo colocas el nombre del ~~M~~ seguido del número con el que trabaja en N° romanos paréntesis.



Para su nombre en la NT se aplican las reglas (hipo_oso, ico, oso, per_ico) y para la NS debes colocar entre paréntesis y en números romanos el N° de ox con el que trabaja el M además de su nombre.

Trabajan con el $-N^{\circ}$ de ox. Tanto el M como el M para la NT se le agrega uro al M y según las reglas de la NT (hipo _ oso, ico, oso, per_ico) se coloca el nombre del M y en la NS se coloca uro al M seguido del número de ox. del M entre paréntesis y en romano.

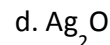
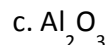
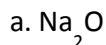


Para la NT si el ácido tiene la terminación **oso se debe colocar ito** y si es **ico se debe colocar ato** al no M y seguido de esto el nombre del M usado en el Hidróxido según las reglas de la NT (hipo _ oso, ico, oso, per_ico). Para la NS solo debes colocar de acuerdo al N° de oxígenos en el compuesto los prefijos mono,di,tri etc...

***Nomenclatura sistemática:** la nomenclatura más actual simplemente decimos el conjunto de elementos con los que trabaja usando prefijos ya conocidos, *por ejemplo* Trifluoruro de aluminio: AlF_3

Ejercicios:

1.-Escriba el nombre de los siguientes óxidos:

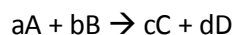


2.-Formula los siguientes óxidos:

- a) Óxido de titanio (IV):
- b) Óxido de cobre (II):
- c) Óxido auroso:
- d) Cloruro de plomo (II):
- e) Bromuro de calcio:
- f) Fluoruro de plata:
- g) Cloruro de cobalto (III):
- h) Dicloruro de níquel:
- i) Pentafluoruro de bismuto:
- j) Trifluoruro de aluminio:

2.-Balanceo de ecuaciones químicas

- Balancear una ecuación química es igualar el número de átomos, iones o moléculas reactantes con los productos, con la finalidad de cumplir la ley de conservación de la masa. Bajo este precepto equilibrar una ecuación química implica simplemente la preservación de ese principio que cita: **LA MASA NO SE CREA, NI SE DESTRUYE, SÓLO SE TRANSFORMA**. En la primera parte del curso el balanceo se realiza a través de la técnica de tanteo ya que sólo se equilibra la masa. En líneas generales, en la ecuación



Cada elemento ficticio (A,B) reactante y (C,D) productos, está acompañado por un coeficiente llamado coeficiente estequiométrico (a,b,c,d), el cual permitirá el balanceo por tanteo.

2.1 Balanceo de ecuaciones por el método de Tanteo:

El método de tanteo consiste en observar que cada lado de la ecuación tenga los átomos en igual cantidad. A continuación se describen ciertos pasos útiles para lograr efectivamente el balanceo apropiado:

PASO 1: Se inspecciona rápidamente la ecuación y se cuenta la cantidad de átomos de los distintos elementos que forman el compuesto tanto de un lado como de otro.

PASO 2: Se modifican los factores estequiométricos dependiendo de la inspección previamente realizada.

PASO 3: Se verifica si se ha balanceado correctamente y que tanto en el miembro izquierdo como derecho de la ecuación se encuentre el mismo número de átomos de los distintos elementos y así lograr el balanceo de masa.

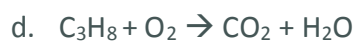
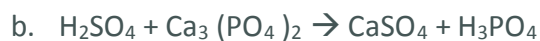
PASO 4 (opcional): Si aun no se ha logrado balancear usemos el siguiente ciclo de balanceo; se irá balanceando de la siguiente manera “ metal→no metal→hidrogeno→oxigeno ”

Ejercicios resueltos:

Ecuación no Balanceada	Ecuación Balanceada
$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$	$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + HF$	$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2 HF$
$K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$	$2 K + 2 H_2O \rightarrow 2 KOH + H_2$

2.1.1 A partir de ahora complete usted el balanceo y compare su resultado con los presentados en la sección de respuestas:

Ecuación no Balanceada



Nota interesante: El balanceo no necesariamente debe ser hecho con número enteros podemos utilizar a su vez número fraccionarios, por ejemplo:

La reacción química representada por la ecuación:



3.- ESTIQUIOMETRIA

- “Se refiere al conjunto de relaciones cuantitativas entre los elementos y los compuestos en reacciones químicas”. Es el tema más importante del curso y ha de ser estudiado a cabalidad; de aquí depende la resolución de la mayoría de los problemas del curso, el eficiente manejo de este operador matemático a través del análisis dimensional permite un mejor entendimiento de la fenomenología química. Antes de hacer uso de la estequiometría véase la siguiente herramienta matemática:
- ✓ Factor unitario: permite el análisis dimensional (análisis de las unidades), valiéndonos de los factores estequiométricos establecemos las relaciones apropiadas para lograr resolver problemas tales como:

¿Cuántas moléculas hay en 1 gr de Au?

Para resolver este problema podríamos valernos de la REGLA DE TRES, sin embargo es un método que no tiene una base analítica y pues carece de cierta validez a nivel universitario; por esto podemos resolver este problema de la siguiente manera:

$$1 \text{ g de Au} \times \frac{1 \text{ mol de Au}}{196,96 \text{ g de Au}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de Au}}{1 \text{ mol de Au}} = 3,05 \times 10^{21} \text{ moléculas de Au}$$

Análisis: Note que se sabe que se tiene un gramo de oro, dividiendo eso entre su masa molecular (de acuerdo a la tabla periódica) se sabe que equivale un mol, pero un mol es equivalente al número de Avogadro, y he allí la respuesta sin necesidad de regla de tres. Ahora bien comprobemos que si usamos la regla de tres, el resultado es el mismo:

196,95 g de Au-----1 mol de Au

1 g de Au----- x mol de Au

$$x = \frac{1 \text{ gr de Au} \cdot 1 \text{ mol de Au}}{196,95 \text{ gr de Au}} = 5,07 \times 10^{-3} \text{ moles de Au}$$

1 mol de Au-----6,02x10²³ moléculas de Au

5,07 x 10⁻³ moles de Au---- x moléculas de Au

$$x = \frac{5,07 \times 10^{-3} \text{ moles de Au} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de Au}}{1 \text{ mol de Au}} = 3,05 \times 10^{21} \text{ moléculas de Au}$$

El problema resulta dar lo mismo sin embargo se requirió de más cálculos, he allí la gran diferencia con el factor unitario que permite evidentemente minimizar las operaciones matemáticas. Para aprender a usar esta poderosa herramienta, realice los siguientes ejercicios:

Diga:

a) Los moles de Pb que representan 1,20x10²³ átomos

$$1,20 \times 10^{23} \text{ átomos de Pb} \times \frac{1 \text{ mol de Pb}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Pb}} = 0,19 \text{ moles de Pb}$$

b) El número de átomos de O en 32 g de O₂

$$32 \text{ g de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{2 \text{ moles de O}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de O}}{1 \text{ mol de O}} = 3,01 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

c) La masa de un átomo de Magnesio

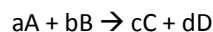
$$1 \text{ átomo de Mg} \times \frac{1 \text{ mol de Mg}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomo de Mg}} \times \frac{24,30 \text{ g de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} = 4,03 \times 10^{-23} \text{ g de Mg}$$

Use el factor unitario y responda:

- ¿Cuántos átomos hay en un gramo de Au? Rpta: 3.05 X10²¹ átomos de Au
- ¿Cuántos moles de Cd son 3,01x10²³ átomos? Rpta: 0.5 mol de Cd
- ¿Cuántos átomos hay en 18,99 g de F₂? Rpta: 6.02x10²³ átomos de F₂

3.1 Estequiometría y ecuaciones químicas

- Cada uno de los coeficientes que acompaña a los distintos elementos pueden resultar útiles a la hora de resolver problemas. Recordando que en una ecuación química de la forma:



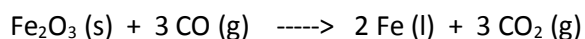
Se puede establecer la siguiente regla de la estequiometría, llamada comúnmente

LA REGLA DE ORO

$$\frac{1 \text{ mol de A}}{a} = \frac{1 \text{ mol de B}}{b} = \frac{1 \text{ mol de C}}{c} = \frac{1 \text{ mol de D}}{d}$$

Que además podemos incluir en el análisis dimensional de un problema, ya que cuando se ha balanceado una ecuación, los coeficientes representan el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

- ❖ Por ejemplo, considere la siguiente reacción:



La misma se encuentra balanceada; si se conoce que posee 0,20 mol de Fe_2O_3 , ¿calcule los moles de CO?

- A través de la regla de oro tenemos que:

$$1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 = \frac{1 \text{ mol de CO}}{3} \longrightarrow 3 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 = 1 \text{ mol de CO}$$

Al sustituir tenemos que: $1 \text{ mol de CO} = 0,60 \text{ mol}$

- Si usamos el análisis dimensional tenemos que :

$$0,20 \text{ mol de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{3 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 0,60 \text{ mol de CO}$$

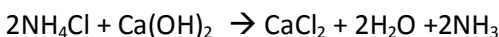
4.- REACTIVO LIMITANTE

- En una reacción química, **el reactivo limitante (RL)** no necesariamente es el que se encuentra en menor cantidad estequiométrica, es aquel que se encuentra en una proporción inferior respecto a los demás reactivos. El reactivo limitante se consume primero y limita la formación de más productos. Los reactivos que participan en una reacción y que no son limitantes se llaman reactivos en exceso o RNL. CON EL REACTIVO LIMITANTE SE REALIZAN LOS CALCULOS ESTIQUIOMETRICOS
- ¿Cómo hallarlo?: Existen diversos métodos para hallar el reactivo limitante en una reacción, pero todo se resume al cálculo estequiométrico. Para ilustrar lo mencionado resolvamos el siguiente problema:

El amoníaco puede obtenerse calentando juntos los sólidos NH_4Cl y $\text{Ca}(\text{OH})_2$, formándose también CaCl_2 y H_2O . Si se calienta una mezcla formada por 33,0 g de cada uno de los sólidos,

1. a) ¿Cuántos gramos de NH_3 se formarán?.
2. b) ¿Qué reactivo queda en exceso y en qué cantidad (expresar en moles) ?

Paso 1: Siguiendo los mandamientos de la química se escribe la ecuación y luego se balancea:



Paso 2: Hallamos el **RL**, y podemos hacerlo de muchas formas, las más usadas son :

A través de **los reactivos**: se toma cada reactivo y aplicando la estequiometría se conoce el número de moles de cada uno el que produzca menor cantidad del otro es el **RL**

$$33,0 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2}{74,0 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2} \times \frac{2 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2} \times \frac{53,46 \text{ g de } \text{NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{Cl}}$$

$$= 47,7 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{Cl}$$

$$33,0 \text{ g de } \text{NH}_4\text{Cl} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{Cl}}{53,46 \text{ g de } \text{NH}_4\text{Cl}} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{Cl}} \times \frac{74,0 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2}$$

$$= 22,8 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

Entonces el reactivo limitante es el NH_4Cl ya que haciendo la estequiometría con este reactante da una menor cantidad de moles de compuesto que el resultante con el otro reactante. Además que obtenemos la respuesta de la pregunta (b) pues quien queda en exceso es el otro reactante.

Ahora a través de los productos: tomamos ambos reactantes y los hacemos combinar con un solo producto en este ejemplo se usara el NH_3

$$\begin{aligned}
 & \cancel{33,0 \text{ g de Ca(OH)}_2} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}}{\cancel{74,0 \text{ g de Ca(OH)}_2}} \times \frac{\cancel{2 \text{ mol de NH}_3}}{\cancel{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}} \times \frac{\cancel{17,01 \text{ g de NH}_3}}{1 \text{ mol de NH}_3} \\
 & = 15,17 \text{ g de NH}_3
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 & \cancel{33,0 \text{ g de NH}_4\text{Cl}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol de NH}_4\text{Cl}}}{\cancel{53,46 \text{ g de NH}_4\text{Cl}}} \times \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{\cancel{2 \text{ mol de NH}_4\text{Cl}}} \times \frac{17,01 \text{ g de NH}_3}{\cancel{1 \text{ mol de NH}_3}} \\
 & = 10.5 \text{ g de NH}_3
 \end{aligned}$$

Nuevamente se hace notar que el RL es el NH_4Cl y además obtenemos la respuesta de la pregunta (a)

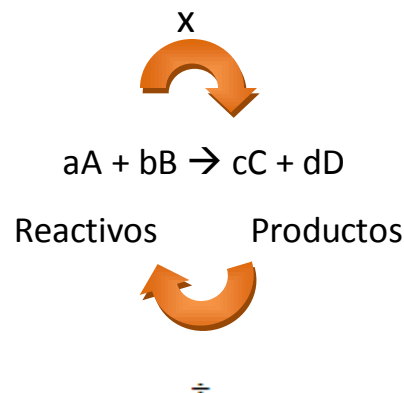
5.-Porcentaje de rendimiento y pureza

- Muchas reacciones no se efectúan en forma completa; es decir, los reactivos no se convierten completamente en productos. El término "rendimiento" indica la cantidad de productos que se obtiene en una reacción. Además en muchas reacciones los elementos no son totalmente puros y ahí viene el concepto de "pureza" que indica la cantidad porcentual del reactivo impuro que va a reaccionar. En este sentido y al igual que en el cálculo del reactivo limitante pueden calcularse tanto la pureza como el rendimiento a través de los productos y reactivos, pero además hay una simple regla matemática que nos va a decir cómo hacer estos cálculos. La ecuación general es de la forma:

El gráfico es una nemotecnia que se lee de la siguiente manera:

De reactivos a productos se multiplica por el rendimiento o la pureza (en porcentaje)

De productos a reactivos se divide por el rendimiento o la pureza (en porcentaje)



Ejemplo:

Calcule la masa de ciclohexanol ($C_6H_{11}OH$) necesaria para obtener 45,0 g de ciclohexeno (C_6H_{10}) mediante la siguiente reacción, sabiendo que el rendimiento porcentual es de 86,2 % y la pureza del ciclohexanol es de 100 %:



Análisis: Por simple inspección notamos que la ecuación ya está balanceada y desde luego no debemos hacer el cálculo de RL puesto que solo hay un reactivo en este sentido para hallar la masa de ciclohexanol para las condiciones dadas debemos partir de la estequiometría:

$$45,00 \text{ g de } C_6H_{10} \times \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{10}}{82 \text{ g de } C_6H_{10}} \times \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{11}OH}{1 \text{ mol de } C_6H_{10}} \times \frac{100 \text{ g de } C_6H_{11}OH}{1 \text{ mol de } C_6H_{11}OH}$$

Elaborado por J. Bri

$$= 54,9 \text{ g de } C_6H_{11}OH$$

Sin embargo, esa no es la masa real pues el problema indica que el rendimiento de la reacción es 86,2%. Como el producto se usó para realizar la estequiometría, es decir, los 45,00 g de C_6H_{10} , entonces para el cálculo de la masa real usamos la mnemotécnica antes mencionada y se divide entre el porcentaje. Entonces:

$$\text{La masa real es} = \frac{54,88 \text{ g de } C_6H_{11}OH \times 100\%}{86,2\%} = 63,7 \text{ g de } C_6H_{11}OH$$

6.- LA TABLA PERIODICA

- La utilidad de la Tabla Periódica reside en que dicha ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos.
- Todo elemento esta representado por una simbología en particular, si definimos un elemento ficticio "X" en general, el resto de los elementos que constituyen la tabla periodica son de la forma:



EL NUMERO ATOMICO COINCIDE CON LA CANTIDAD DE PROTONES Y SI EL ELEMENTO NO ES UN ION ENTONCES ES IGUAL AL NUMERO DE ELECTRONES.

Si queremos saber la cantidad de neutrones correspondientes a ese elemento tan solo debemos realizar la siguiente operación:

$$A - Z = \# \text{ DE NEUTRONES}$$

Ejemplo: Complete la siguiente tabla

Elemento	Número de masa (A)	Protones (Z)	Neutrones	Electrones (e)
${}^{39}\text{K}$	39	19		19
${}^{81}\text{Br}^{-1}$	81	35	46	
${}^{235}\text{Ca}^{+2}$	235			

Entonces para el primer elemento ${}^{39}\text{K}$, buscamos en la tabla periódica el numero de protones que es equivalente al numero atómico (z) para saber los neutrones solo aplicamos la fórmula **A – Z = # DE NEUTRONES**

- $39-19= 20$

Luego para ${}^{81}\text{Br}^{-1}$ para saber los electrones asociados al elemento sabemos que son iguales al número de protones sin embargo el elemento es un ión cargado negativamente por lo tanto se le suma un numero mas al número de protones es decir:

- $35 + 1 = 36$

Finalmente el último elemento es $^{235}\text{Ca}^{+2}$ donde conocemos su número de masa y que es un ión cargado positivamente, entonces en la tabla periódica encontramos el número atómico que sabemos que constituye el número de protones de Ca ($Z=20$), aplicando la fórmula hallamos los neutrones $235 - 20 = 215$ y los electrones simplemente son $20 - 2 = 18$ por consiguiente la tabla quedaría:

Elemento	Número de masa (A)	Protones (Z)	Neutrones	Electrones (e)
^{39}K	39	19	20	19
$^{81}\text{Br}^{-1}$	81	35	46	36
$^{235}\text{Ca}^{+2}$	235	20	215	18

Ejercicios:

Elemento	Símbolo	Número de Protones	Número de electrones	Número de Neutrones	Número de Masa
Sodio	$^{23}_{11}\text{Na}$	11	11		
Argón	^{18}Ar	18			40
Ión cúprico	Cu^{2+}			30	59
Ión Potasio	$^{39}\text{K}^{+}$		18		
Carbono	C		6	12	
Ión Cloruro	Cl^{-}		18		35
			50		112
		12	12	14	
	$^{81}_{35}\text{Br}$				

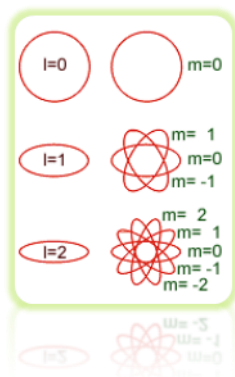
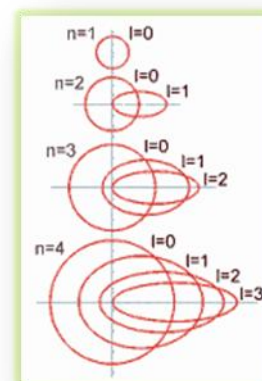
7.-CONFIGURACION ELECTRONICA

- Representación del orden de los electrones en el átomo, los electrones del átomo giran en torno al núcleo en unas órbitas determinadas por los números cuánticos.



NUMERO CUANTICO PRINCIPAL (n): El número cuántico principal determina el tamaño de las órbitas.

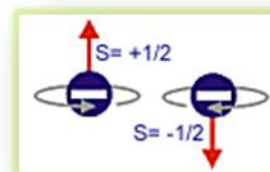
NUMERO CUANTICO ANGULAR (l): El número cuántico angular determina la excentricidad de la órbita, cuanto mayor sea, más excéntrica será, es decir, más aplanada será la elipse que recorre el electrón. Para una secuencia de numeros cuanticos 0,1,2,3,4,5,6,7 cada uno tiene una letra asociada que representa graficamente el orbital 0=s, 1=p, 2=d, 3=f, 4=g, 5=h ; y se sigue el orden del abecedario.



NUMERO CUANTICO MAGNETICO (m): El número cuántico magnético determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses.

Spines(S):

Cada electrón, en un orbital, gira sobre si mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que el de su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante un nuevo número cuántico, el número cuántico spin s , que puede tomar dos valores, $1/2$ y $-1/2$.



Datos interesantes:

Si el número cuántico principal es n entonces el número cuántico angular es $l = \{n-1, n-2, n-3, \dots, 0\}$ y el número cuántico magnético es el intervalo $m = (-l, l)$, por ejemplo:

- Si el número cuántico principal de un electrón es $n=2$ ¿cuáles valores podrían tener los números cuánticos l , m_l y m_s ?

Entonces: $n=2$; $l=0,1$; $m_l = (-1,1)$; $m_s = \pm \frac{1}{2}$

Para los siguientes conjuntos de números cuánticos indique cuáles son incompatibles y por qué:

- a) (3,2,2) b) (2,2,2) c) (2,0,-1)

El b tiene el número cuántico principal igual al número cuántico angular es imposible esta configuración, el c tiene un número angular igual cero pero su número cuántico magnético es -1 lo cual es imposible porque no se encuentra en ese intervalo por lo tanto el único que si cumple las reglas es la configuración a pues posee números cuánticos acordes a las reglas conocidas. Rpta: a) (3,2,2)

Escriba la notación del orbital correspondiente al conjunto de números cuánticos:

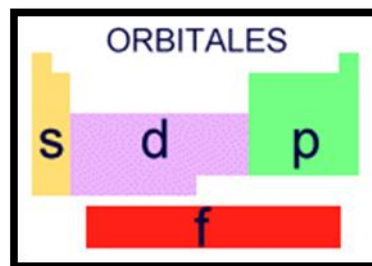
- a) $n=4, l=2$ y $m_l=0$ b) $n=3, l=1$ y $m_l=1$; respuesta:

- a) 4d b) 3p

7.1 ¿Cómo escribir la configuración electrónica?: la distribución de los electrones en los subniveles y orbitales de un átomo está representada en la tabla periódica de acuerdo a los niveles de energía. Cada nivel está dividido en distintos subniveles, que conforme aumenta su **número atómico (Z)** se van llenando en este orden.

Para escribir la configuración debemos enumerar los periodos (filas) y así mismo delimitar en los grupos (columnas) para los orbitales:

Para el orbital s hay 2 columnas
 Para el orbital d hay 10 columnas
 Para el orbital p hay 6 columnas



Se cuenta la fila donde se encuentra el elemento y la columna en la que se ubica, un ejemplo

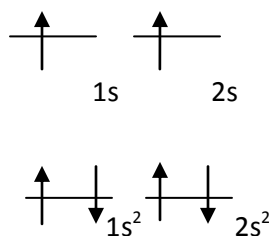
$\text{Li} = 1s^2 2s^1$ El elemento ocupa la fila dos la casilla uno correspondiente al orbital s, y antes había llenado una capa la $1s^2$ por lo tanto también se debe escribir, aunque resulta particular que $1s^2$ es la configuración del He el cual es un gas noble.

Todos los gases nobles en la tabla pueden ayudarnos a escribir nuestras configuraciones ya que sabemos cuáles son las configuraciones de los mismos, por ejemplo:



Regla de Hund: al llenar los orbitales los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus spines paralelos, es decir, que no se cruzan.


Si tenemos $\text{Be} = 1s^2 2s^2$ o $\text{Be} = [\text{He}] 2s^2$, llenamos las casillas con los electrones indicados por el superíndice el orbital, los cuales son 2 por lo tanto:




Se coloca un electrón para cada una de las capas primero para la 1s y luego la 2s


Posteriormente se continúa con el siguiente electrón

Principio de exclusión de Pauli: Permite la estabilidad del orbital, de tal modo que indica que en un orbital los spines no deben permanecer en un solo sentido, sino que se deben anular entre si de tal modo que, para el elemento:

$\text{He} = 1s^2$  entonces se cumple el principio pues es estable si ocurriese lo contrario es decir,

$\text{He} = 1s^2$  los spines no se anularían y se violaría el principio de Pauli.

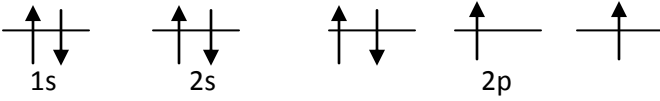
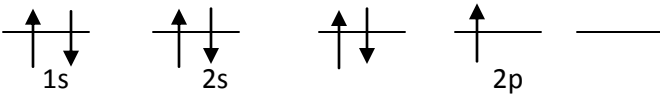
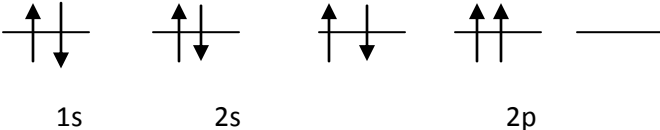
Paramagnetismo y diamagnetismo: se refiere a la configuración de un ión los cuales en ocasiones por ser aniones o cationes pueden dejar en su configuración electrónica electrones sin su par generando el paramagnetismo. Por ejemplo

$\text{Li}^{+2} = 1s^1$  tiene un electrón desapareado, por lo tanto es paramagnético.

En la página de anexos se halla la tabla periódica tómelala y con la misma complete la tabla para los siguientes elementos, luego compare en la sección de respuestas (**ejercicio a**):

Elemento	Configuración electrónica	(P ó D)	elect desap
Li			
Br^{-1}			
F			
Mg			
Mg^{2+}			
Sr			
Fe^{2+}			
Fe^{3+}			
Na			
S^{2-}			

¿En las siguientes configuraciones cual es el más estable y cuáles no lo son? Explique y razone su respuesta.

- a) 
- b) 
- c) 

La opción b es una configuración que viola la regla de Hund pues hay aun un orbital libre pero ya hay un electro apareado y en cuanto a la opción c es una configuración viola el principio de Pauli por tener electrones en un mismo sentido y apareados por lo tanto la opción a es la correcta y corresponde a la configuración electrónica del oxígeno.

Iones isoelectrónicos : corresponde a los iones que contienen el mismo número de protones en su núcleo por lo tanto en ocasiones suelen ser isoelectrónicos con algún elemento como un gas noble. Por lo menos:

Diga si estos elementos son isoelectrónicos y si lo son, ¿con qué elemento?

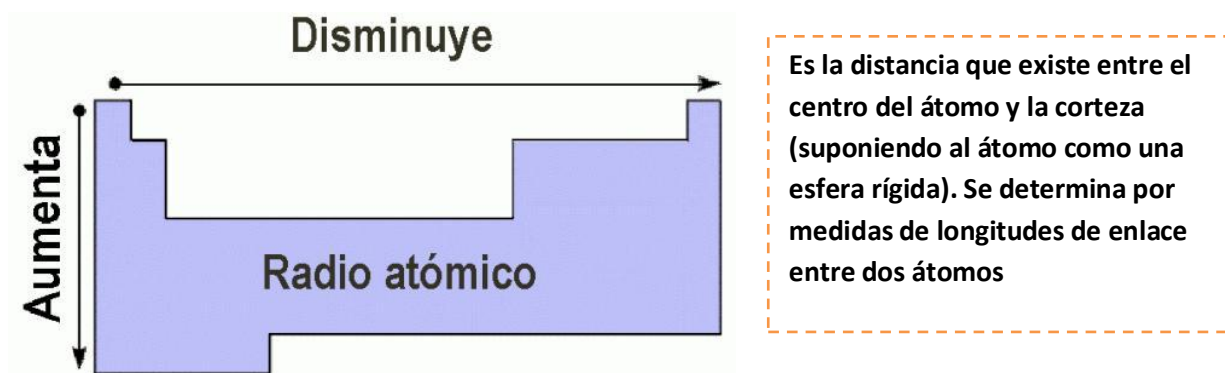
Rb^+ , Sr^{2+} , As^{-3} , Br^- , Se^{-2} Calculamos su número de electrones de acuerdo con el número atómico que se encuentra en la tabla periódica

$$Rb^+ = 37 - 1 = 36 \quad As^{-3} = 33 + 3 = 36 \quad Se^{-2} = 34 + 2 = 36$$

$$Sr^{2+} = 38 - 2 = 36 \quad Br^- = 35 + 1$$

Todos poseen 36 electrones por lo tanto si son isoelectrónicos y el elemento que posee 36 electrones es el kriptón por lo tanto los elementos Rb^+ , Sr^{2+} , As^{-3} , Br^- , Se^{-2} son isoelectrónicos con el Kr.

7.2 Radio atómico



Tendencia de crecimiento en la tabla periódica del R.A

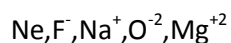
Si tenemos dos elementos como Li y Be y necesitamos saber cuál de ellos tiene mayor radio atómico, se usa la tabla periódica y de acuerdo a la tendencia de crecimiento se nota que el litio está más a la izquierda que el berilio por lo tanto el radio atómico de este último es mayor.



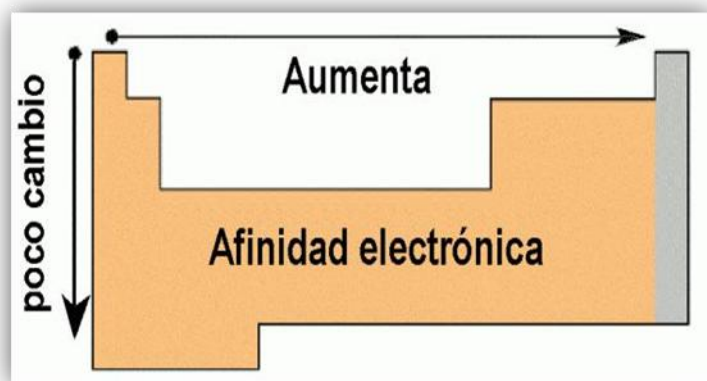
Si se tiene dos iones como por ejemplo Mg^{2+} , Ca^{+2} se podría hacer un tedioso cálculo con las cargas efectivas (como en los libros) o utilizar el ingenio y asociar a estos iones un elemento isoelectrónico a los mismos, entonces para el Mg^{2+} el Ne (neón) y para Ca^{+2} el Ar (argón). Entonces por la tendencia de crecimiento del **R.A**



Ejercicio b: ordene en sentido de radio creciente los siguiente iones



7.3 Afinidad electrónica



Es la energía que se desprende cuando un átomo de un elemento en estado gaseoso capta un electrón, formándose un anión

Si tenemos dos elementos como Li y Be y necesitamos saber cuál de ellos tiene mayor afinidad electrónica, se usa la tabla periódica y de acuerdo a la tendencia de crecimiento se nota que el litio está más a la izquierda que el berilio por lo tanto la afinidad de este último es menor.



Un truco comúnmente usado es ordenar los elementos por su radio atómico y posteriormente en sentido contrario es la afinidad electrónica lo cual es evidente porque su tendencia de crecimiento es opuesta a la del radio por ello si:

Ne < Ar en relación a su radio atómico

Con respecto a su afinidad electrónica el Ne > Ar

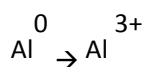
Ejercicio c : ordene en sentido de creciente las afinidades electrónicas de los siguientes iones:

S⁻², Se⁻², O⁻², Te⁻² **pista:** ordénalos según su radio creciente y luego en sentido contrario va su afinidad electrónica.

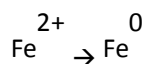
8.-Balanceo de ecuaciones químicas de tipo REDOX:

Recordemos:

Oxidación: Es un cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos pierde electrones. En una ecuación química se nota por el aumento algebraico en su estado de oxidación. Ej. :



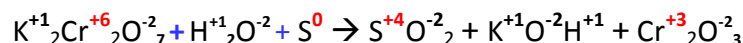
Reducción: Cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos gana electrones. En una ecuación química se distingue por la disminución en su estado de oxidación. Ej. :



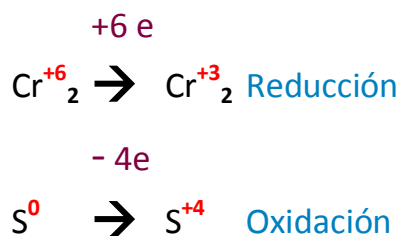
Las reglas para el balanceo redox (para aplicar este método, usaremos como ejemplo la siguiente reacción) son:



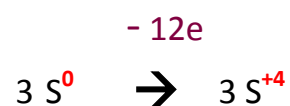
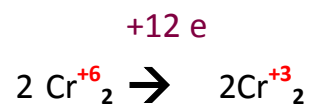
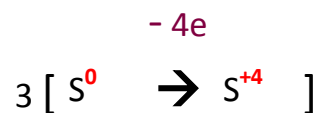
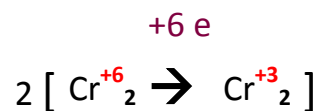
1. Escribir los números de oxidación de todas las especies y observar cuáles son las que cambian.



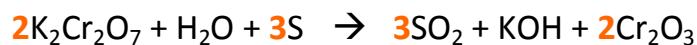
2. Escribir las semirreacciones de oxidación y de reducción, cuando una de las especies cambiantes tiene subíndices se escribe con él en la semirreacción (por ejemplo el Cr_2 en ambos lados de la reacción) y si es necesario, balancear los átomos (en este caso hay dos átomos de cromo y uno de azufre en ambos lados "se encuentran ajustados", en caso de no ser así se colocan coeficientes para balancear las semirreacciones) y finalmente indicar el número de electrones ganados o perdidos (el cromo de +6 a +3 gana 3 electrones y al ser dos cromos ganan 6 electrones y el azufre que pasa de 0 a +4 pierde 4 electrones).



3. Igualar el número de electrones ganados al número de electrones perdidos. Para lograrlo se necesita multiplicar cada una de las semirreacciones por el número de electrones ganados o perdidos de la semirreacción contraria (o por sus mínimo común denominador).



4. Hacer una sumatoria de las semirreacciones para obtener los coeficientes, y posteriormente, colocarlos en las especies correspondientes.



5. Terminar de balancear por tanteo.



Ejercicios

- a) $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{SO}_4^{2-}$
- b) $\text{Cr}^{+3} + \text{ClO}_3^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
- c) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2$
- d) $\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}_3^-$ (en medio básico)
- e) $\text{P}_4 \longrightarrow \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{PO}_2^-$ (en medio básico)
- f) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- g) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
- h) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HgCl}_2 \longrightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$
- i) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2$
- j) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3$

9.-GEOMETRIA DE LA MOLÉCULA

Se refiere a la forma de como los cuerpos atómicos se encuentran en la naturaleza. Para moléculas sencillas se utiliza el modelo de Lewis que se presenta a continuación.

9.1 Reglas para dibujar diagramas de Lewis

1. Determinar el número total de electrones de valencia.
2. Colocar los átomos en sus posiciones relativas.
3. Dibujar una línea que representa un enlace sencillo conteniendo dos electrones entre átomos unidos.
4. Distribuir los electrones restantes (1) como pares de electrones de no enlace en los átomos exteriores, de tal manera que cada átomo tenga ocho electrones, (el hidrógeno sólo dos), si es posible.
Si aún queda algún electrón, éste debe ser colocado en el átomo central.

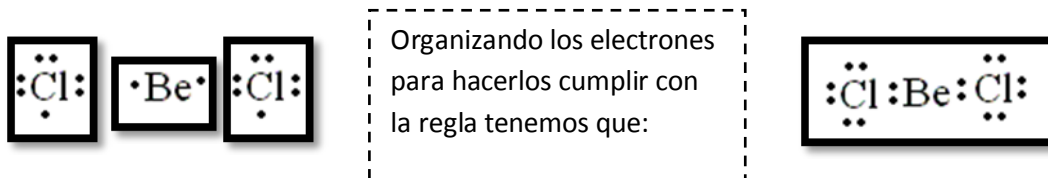
Estos electrones (1) se calculan restando al número total de electrones de valencia dos electrones por cada enlace de los dibujados en la regla 3.

5. Si el átomo central está rodeado por menos de ocho electrones, hay que desplazar el número suficiente de pares de electrones de no enlace de los átomos exteriores, (a excepción de los halógenos), colocándolos entre los átomos enlazados y transformándolos en pares de electrones de enlace con objeto de que el átomo central pasa a estar rodeado de ocho electrones.
6. Asignación de cargas formales. La carga formal de un átomo en una molécula se calcula:

Carga formal = nº electrones de valencia del átomo – [mitad del nº de electrones compartidos + nº de electrones no compartidos]

Ejemplo: recuerde que el número de electrones viene dado por la posición del elemento según la columna en la tabla periódica el berilio está en la columna dos y es tan solo un átomo mientras que el cloro está en la columna 7 y como son dos átomos se multiplica.

BeCl_2 #electrones: $(7 \times 2) + 2 = 16$, ahora se arregla para que cumplan el octeto



Luego para calcular la carga formal aplicamos la formula explicada en el punto 6, por lo tanto la carga formal de los elementos de esa molécula es:

$$\text{Be} = 2 - 2 - 0 = 0$$

$\text{Cl} = 7 - 1 - 6 = (0 \times 2)$ son dos cloros, sumamos los resultados y la carga formal es cero

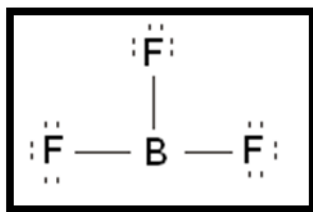
Total de la carga = $0 + 0 = 0$

Ahora veamos la molécula de BF_3

El boro solo comparte 3 electrones y el flúor 7 pero como son tres se multiplica por lo tanto

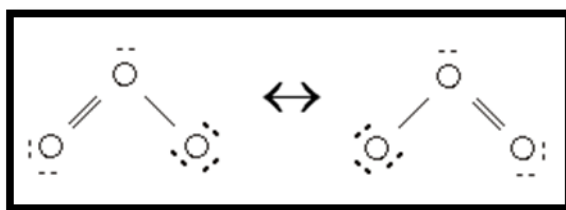
$$\# \text{electrones} = (7 \times 3) + 3 = 24$$

Ordenando



Sin embargo el boro no cumple el octeto por lo tanto debemos realizar un doble enlace, tomando dos pares libres de cualquiera de los átomos de flúor y aplicar la resonancia que se explica a continuación.

Resonancia : Es un modelado matemático que explica las diferentes maneras que se puede organizar una molécula sin embargo, frente a este conjunto de geometrías la más estable será aquella en la cual el elemento más electronegativo tenga carga formal negativa, por ejemplo la molécula de ozono (O_3), aquí el elemento es el mismo así que ambas estructuras son estables



Ejercicio a: Aplique la resonancia para la molécula HCN^- y dibuje la geometría de BF_3 (consulte a su profesor en clases y consiga el resultado)

9.1 ¿Cómo nombrar la geometría obtenida?

Por la teoría orbital molecular (TOM) y la de Repulsión de pares electrones de la capa de valencia (RPECV), sin embargo de modo general tenemos que:

Tipo de molécula	Forma de la molécula	Ejemplo
AX_2	Lineal	$BeCl_2$
AX_3	Trigonal plana	BF_3
AX_2E	Angular	$SnCl_2$
AX_4	Tetraédrica	CCl_4
AX_3E	Pirámide triangular	NH_3
AX_2E_2	Angular	H_2O

Donde **E** representa un par libre. A grosso modo las geometrías pueden seguir las siguientes figuras

Tipo de molécula	Figuras geométricas
AX_2	X-----A-----X
AX_3	
AX_2E	
AX_4	
AX_3E	
AX_2E_2	

Para conocer la hibridación de la molécula tan solo debes saber que los orbitales s, p, d al combinarse se les coloca un superíndice el cual de acuerdo al orbital varía, por lo tanto para:

El orbital s es de la forma s^1

El orbital p es de la forma p^3

El orbital d es de la forma d^5

En este sentido si conocemos la molécula solo contamos los sub-índices más externos por ejemplo: AX_3 el subíndice más externo lo tiene x y es 3 por ello la hibridación correspondiente es sp^2 , si la molécula tiene pares libre estos no se cuenta para la hibridación por ejemplo AX_2E_2 la hibridación correspondiente es sp, ya que subíndice más externo es dos.

TOM: La teoría de orbitales moleculares supone que todos los electrones de una molécula influyen en su estabilidad, además dan idea de la probabilidad de encontrar a un electrón en toda la molécula.

Principio de Aufbau: Indica que la tendencia de crecimiento de la energía aumenta a medida que se va desde el orbital más pequeño hasta los superiores

Orbital enlazante: Tiene menor energía que los orbitales atómicos

Orbital antienlazante: Tiene mayor energía que los orbitales atómicos.

Orden de enlace: magnitud que da información acerca de la fuerza con la que están enlazados los átomos en una molécula

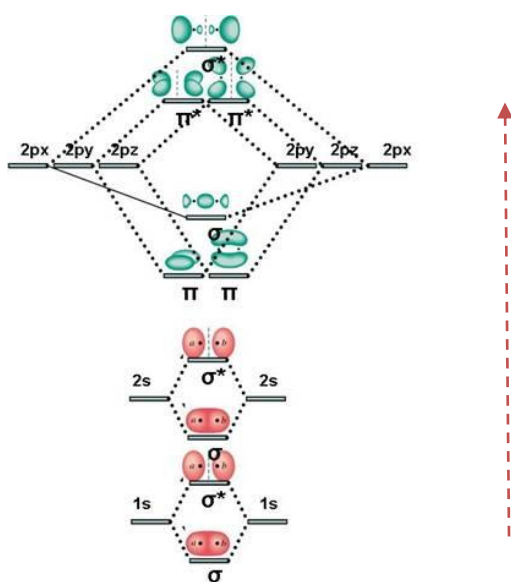
$$OE = \frac{e^-(\text{enlazantes}) - e^-(\text{anti enlazantes})}{2}$$

Recordando:

Moléculas Diamagnéticas: Aquellas con todos sus electrones apareados.

Moléculas Paramagnéticas: Aquellas con algún sus electrón sin aparear.

Para poder hacer uso de esta teoría recuerde el principio de exclusión de Pauli y regla de Hund respectivamente y luego llene los espacios siguiendo consideraciones energéticas recuerde el siguiente esquema (sólo se mostrara como se llena hasta orbitales de tipo p)



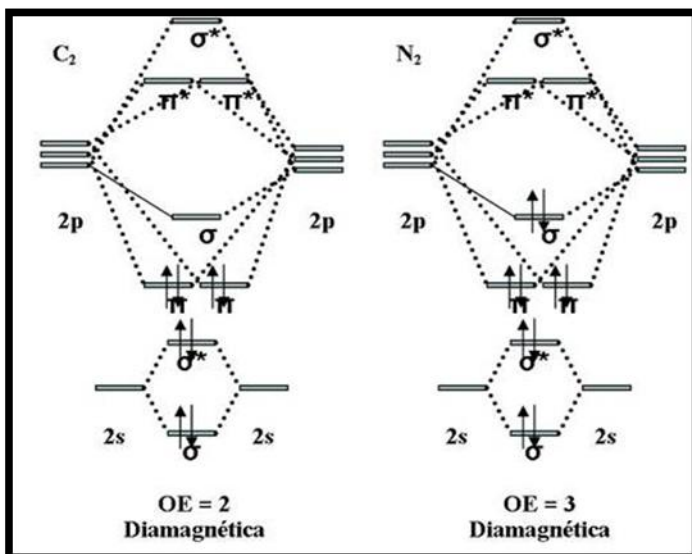
La flecha indica la tendencia de crecimiento de la energía y cada orbital tiene asociado un enlace y un antienlazante por lo menos

El 1s posee sigma y sigma asterisco, el 2s desde luego posee los mismos

El 2p sin embargo posee dos enlaces del tipo pi y uno sigma con sus respectivos antienlazantes pi asterisco y sigma asterisco

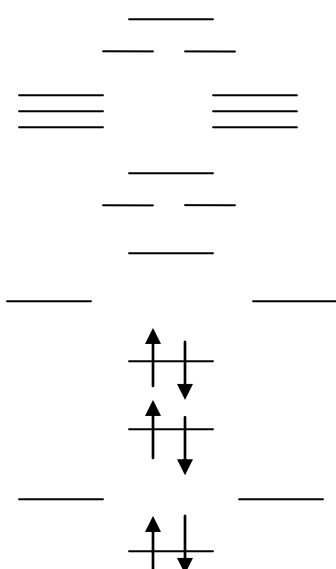
Ejemplo: Nótese que los elementos usados son el C_2 , N_2 al igual que cuando se ordenaba en casillas ahora estas casillas representan los enlaces y se va llenando de abajo hacia arriba luego aplicando la fórmula de orden de enlace podemos conocer la longitud de enlace.

Es destacable que a menor orden de enlace la longitud de enlace es mayor y viceversa.

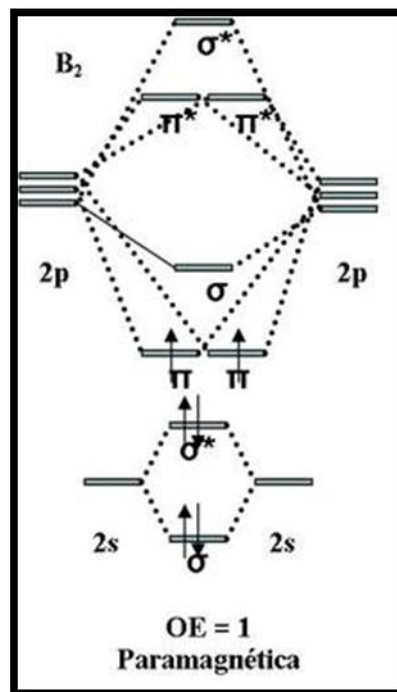


En el siguiente ejercicio primero calcule los electrones y luego distribúyalos siguiendo los principios estudiados:

B_2 , por lo tanto tiene 6 electrones



Uniendo los niveles y las casillas la molécula B_2 queda de la siguiente forma: ----->



10.- MOLARIDAD

- Es una medida de **concentración** de una disolución es la proporción o relación que hay entre la cantidad de moles por unidad de volumen, podemos definirla matemáticamente de la siguiente:

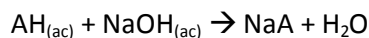
$$[M] = \frac{n \text{ mol}}{v \text{ L}}$$

Donde n es la cantidad de moles de soluto, y v el volumen ocupado por dichos moles en litros.

Relación importante: mol= M x V

Ejercicios:

Un ácido monoprótico de masa 3,664 g se disuelve en H₂O y se requiere de 20,27 ml de NaOH a 0,1578 M para neutralizarlo. Calcule con estos datos la masa molecular de dicho ácido.



Entonces por la regla de oro sabemos que:

Moles de AH= Moles de NaOH

Moles de NaOH= 0,1578M x 0,02027 l= 3,199x10⁻³ moles

Entonces para calcular la MM podemos usar la formula de mol donde $mol = \frac{m}{Mm}$, despejando la MM tenemos que

$$Masamolecular = \frac{Masa \text{ del ácido}}{mol} = \frac{3,664g}{3,199 \times 10^{-3} mol} = 1146 \frac{g}{mol}$$

HOJA DE RESPUESTAS Y ANEXOS

Tema 1

Ejercicios

1.-Escriba el nombre de los siguientes óxidos:

a. óxido de sodio

b. óxido
cuprico

c. óxido de
aluminio

d. óxido de
plata

e. óxido de
zinc

2.-Formula los siguientes óxidos:

a) Óxido de titanio (IV): TiO_2

b) Óxido de cobre (II): CuO

c) Óxido auroso: Au_2O

d) Cloruro de plomo (II): PbCl_2

e) Bromuro de calcio: CaBr_2

f) Fluoruro de plata: AgF

g) Cloruro de cobalto (III): CoCl_2

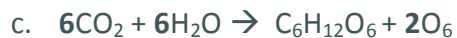
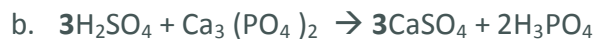
h) Dicloruro de níquel: NiCl_2

i) Pentafluoruro de bismuto: BiF_5

j) Trifluoruro de aluminio: AlF_3

Tema 2

Ecuación Balanceada



Tema 6:

Elemento	Símbolo	Número de Protones	Número de electrones	Número de Neutrones	Número de Masa
Sódio	${}_{11}^{23}\text{Na}$	11	11	12	23
Argón	${}_{18}\text{Ar}$	18	18	22	40
Ión cúprico	Cu^{2+}	29	27	30	59
Ión Potasio	${}^{39}\text{K}^{+}$	17	18	22	39
Carbono	C	6	6	12	18
Ión Cloruro	Cl^{-}	17	18	18	35
Estaño	Sn	50	50	62	112
Magnesio	Mg	12	12	14	26
Bromo	${}_{35}^{81}\text{Br}$	35	35	46	81

Tema 7

Ejercicio a

Elemento	Configuración electrónica	(P ó D)	elect desap
Li	$[\text{He}] 2s^1$	p	uno
Br^{-}	$[\text{Ar}] 4s^2 3s^{10} 4p^6$	d	cero
F	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	p	uno
Mg	$[\text{Ne}] 3s^2$	d	cero
Mg^{2+}	$[\text{Ne}]$	d	cero
Sr	$[\text{Ne}] 5s^2$	d	cero
Fe^{2+}	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$	p	seis

Fe ³⁺	[Ar] 4s ² 3d ³	d	cinco
Na	[Ne] 3s ¹	p	uno
S ²⁻	[Ne] 3s ² 3p ²	d	cero

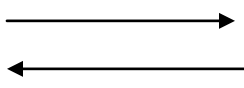
Ejercicio b: Ordene en sentido de radio creciente los siguientes iones:

Ne, F⁻, Na⁺, O²⁻, Mg⁺²

O²⁻ > F⁻ > Ne > Na⁺ > Mg⁺²

Ejercicio c: Ordene en sentido de creciente las afinidades electrónicas de los siguientes iones:

S²⁻, Se²⁻, O²⁻, Te²⁻ **pista:** ordénalos según su radio creciente y luego en sentido contrario va su afinidad electrónica.

Te²⁻ > Se²⁻ > S²⁻ > O²⁻


Tema 8

Respuestas:

- $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{SO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Mn}^{+2} + 5 \text{SO}_4^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{Cr}^{+3} + \text{ClO}_3^- + 5 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + 10 \text{H}^+$
- $2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{Cl}_2 + 6 \text{OH}^- \longrightarrow 5 \text{Cl}^- + \text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $4 \text{P}_4 + 12 \text{OH}^- + 12 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{PH}_3 + 12 \text{H}_2\text{PO}_2^-$
- $2 \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$
- $4 \text{Zn} + 10 \text{HNO}_3 \longrightarrow 4 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{PO}_3 + 2 \text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{HCl}$
- $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + 2 \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{Cl}_2 + 6 \text{NaOH} \longrightarrow 5 \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$