



UNIVERSIDAD LOS ANGELES DE CHIMBOTE

***FACULTAD DE CIENCIAS  
DE LA SALUD***

**ESCUELA:  
FARMACIA Y  
BIOQUÍMICA**



Escuela: Farmacia y Bioquímica

**Química Analítica**

# TEXTO DIGITAL

**AUTOR: Mg Q.F. MARCO A. ALVA  
BORJAS**

## INDICE:

	Pág.
SESIÓN 1: Química analítica. Definición. Cationes, aniones.	03
SESIÓN 2: Reacciones químicas	18
SESIÓN 3: Método Redox	28
SESIÓN 4: Estequiometría	50
SESIÓN 5: Soluciones	63
SESIÓN 6: Ejercicios	76
SESIÓN 7: Química analítica cuantitativa	78
SESIÓN 8: Volumetría	87
SESIÓN 9: Identificación de los puntos finales	96

SESIÓN 10: Gravimetría	102
SESIÓN 11: Separaciones analíticas por extracción	111
SESIÓN 12: Espectrofotometría	117

## SESIÓN 1

### QUÍMICA ANALÍTICA

#### **Definición.-**

Es la ciencia que estudia los métodos y las técnicas que se emplean para determinar la composición de una sustancia que llega al laboratorio con el nombre de muestra.

Comprende no solo las técnicas manipulables, sino también las consideraciones teóricas en que se fundamentan las separaciones, detecciones y medidas.

Hay que tener en cuenta que la característica química completa de la composición de una sustancia debe comprender tanto la información cualitativa como la cuantitativa.

#### **DIVISIÓN**

Según el tipo de información que se busque en el análisis, a la química analítica se le divide en:

Química analítica cualitativa  
Química analítica cuantitativa

### **Química analítica cualitativa.- Definición:**

Es la parte de la química analítica que enseña la manera de descubrir o identificar los componentes que constituyen una muestra dada de una sustancia.

Es decir es la ciencia que determina la naturaleza o la clase de constituyentes que integran una sustancia.

Sus resultados se expresan en palabras, nombres o símbolos de las clases o agrupaciones especiales de átomos, iones o moléculas.

Por ejemplo. Calcio, Ca , Ca ++ , CaCl<sub>2</sub> , proteínas, grasas, carbohidratos, glucosa, etc.

## **ESTRUCTURA ATOMICA**

La concepción moderna del átomo es que es un sistema energético en equilibrio. Está formado por dos zonas:

### **1. ZONA INTERNA : NUCLEO**

Aquí se encuentra concentrado casi la totalidad de la masa del átomo.

Se encuentran las partículas más estables: protones y neutrones, también se les denomina **NUCLEONES**.

#### **❖ PROTONES .**

Son partículas de carga eléctrica positiva, se toma su masa como unidad de masa atómica (U.M.A) equivalente a la doceava parte de la masa del carbono doce.

$$1 \text{ U.M.A.} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

#### **❖ NEUTRON .**

No tiene carga y su masa es igual al protón, son buenos agentes desintegradores.

#### **❖ MESONES .**

Son partículas existentes en el núcleo que evitan la fuerza de repulsión causada por los protones en el núcleo; fueron descubiertos por Anderson.

Tiene igual carga que el electrón, pero su masa es 207 veces mayor.

Los mesones son partículas inestables que se desintegran con rapidez

(tiempo de vida 2 millonésimas de segundo); produciendo otras partículas subatómicas; como el positrón, el neutrino.

❖ **POSITRÓN .**

Posee carga eléctrica positiva igual al del electrón y su masa es idéntica al electrón

❖ **NEUTRINO .**

No posee carga eléctrica, y su masa es inferior en 0,05% al del electrón.

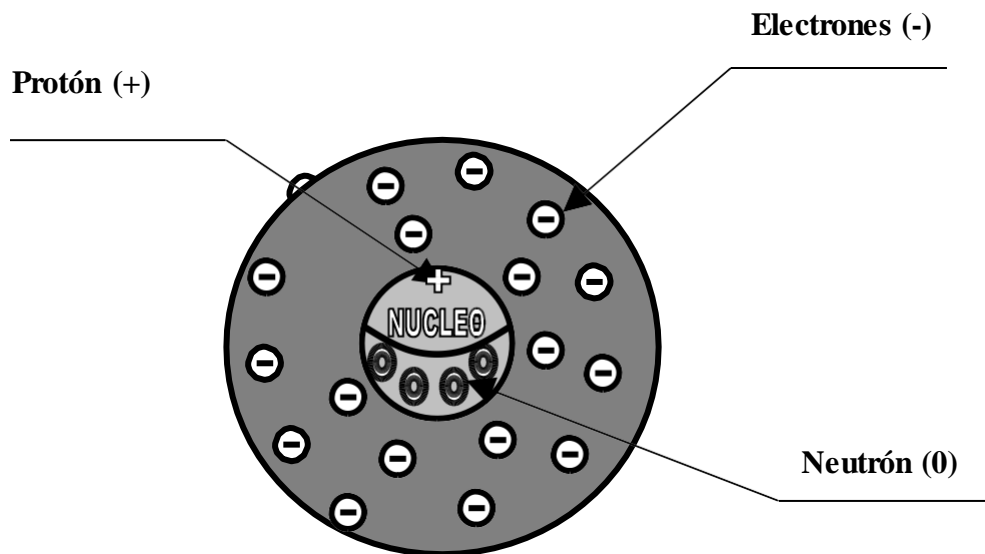
## 2. ZONA EXTERNA : NUBE ELECTRONICA

En esta zona se encuentran los electrones, que giran alrededor del núcleo, forma una nube electrónica que lo envuelve.

❖ **ELECTRONES .**

Tiene carga negativa igual al del protón pero de signo contrario. Cuando se le da valor en U.M.A. (masa) se le atribuye el valor de cero. No significa que lo sea pero su valor es despreciable frente a la del protón.

$$m_{e^-} = \frac{1}{1846} m_{p^+}$$

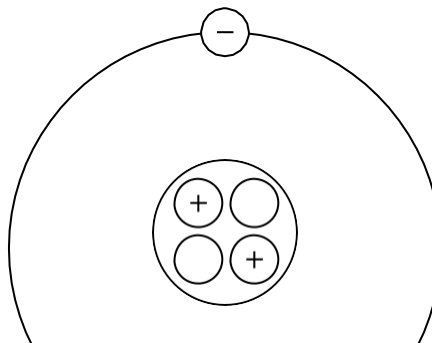


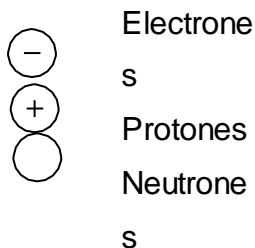
Átomo eléctricamente NEUTRO :

$$\# P^+ = \# e^-$$

Ejemplo :

**ATOMO DE HELIO**





PARTICULA	CARGA ABSOLUTA coulomb	CARGA RELATIVA	MASA ABSOLUTA gramos	MASA RELATIVA U.M.A	CIENTIFICO DESCUBRIDOR
ELECTRON ( $e^-$ )	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1 \cdot 10^{-28}$ g	0	THOMPSON (1896)
PROTON ( $p^+$ )	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,672 \cdot 10^{-24}$	1	RUTHERFORD (1920)
NEUTRON ( $n^0$ )	0	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1	CHADWICK (1932)

### NUMERO ATOMICO o CARGA NUCLEAR (Z)

Nos indica, el número de protones contenidos en el núcleo del átomo.

$$Z = \# P$$

Átomo neutro eléctricamente :

$$Z = \# P^+ = \# e^-$$

Z : es único para cada elemento, tal es así que conociendo "Z" se identifica el elemento

### Ejemplo

Elemento	Z	#p <sup>+</sup>	#e <sup>-</sup>
Hidrógeno	1	1	1

Carbono	6	6	6
Oxígeno	8	8	8
Sodio	11	11	11

### NÚMERO DE MASA (A). ó Masa Atómica

Nos indica la suma total de protones y neutrones contenidos en el núcleo atómico

$$A = \#P^+ + \#n^{\circ}$$

# neutrones:

$$A > Z$$

$$N = A - Z$$

### Ejemplo

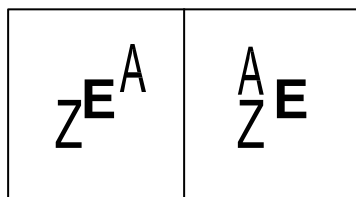
	A	Z	#P	N
Carbono	12	6	6	6
Oxígeno	16	8	8	8
Sodio	23	11	11	12

### ELEMENTO QUÍMICO

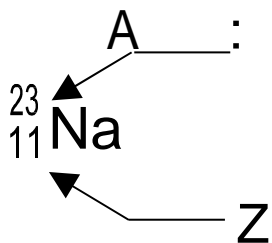
Es el conjunto de átomos que tienen el mismo número atómico.  
La representación la dio JACOB BERZELIUS, mediante SÍMBOLOS

<u>Elemento</u>	<u>Símbolo</u>
Carbono	C
Sodio	Na
Oxígeno	O
Plata	Ag

### REPRESENTACIÓN DEL ÁTOMO DE UN ELEMENTO



$$n = A - Z$$



$$\begin{array}{rcl} A & = & 23 \\ Z & = & 11 \\ \#p^+ & = & 11 \\ N & = & 12 \end{array}$$

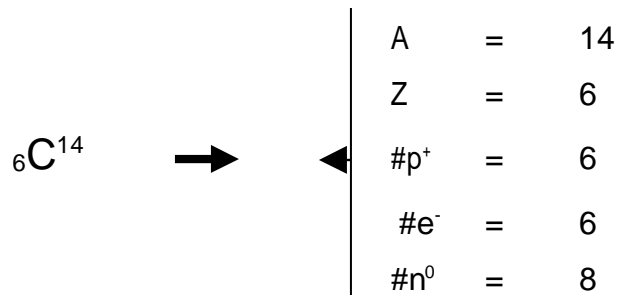
### Ejemplo





Hallar : A, Z, #p<sup>+</sup>, #e<sup>-</sup>, n

### Solución



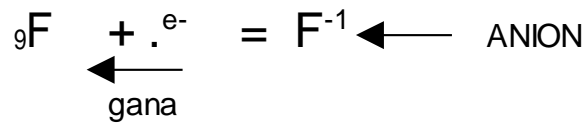
### IONES

Es todo átomo cargado eléctricamente

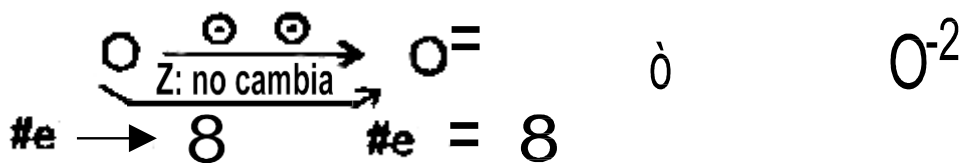
#### a) ANIÓN

Se forma cuando al átomo gana electrones y se carga negativamente

#### Ejemplo



#### Ejemplo

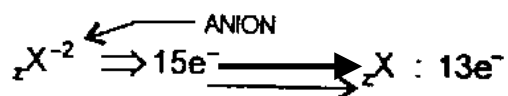




### Ejemplo

Si el anión divalente de un átomo contiene 15 electrones, hallar su número atómico

### Solución



$$Z + 2 = 15 \Rightarrow Z = 13$$

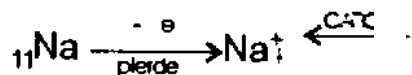
∴ El átomo neutro "X" tiene 13e<sup>-</sup>

$$\therefore \#P^+ = \#e^- = Z = 13$$

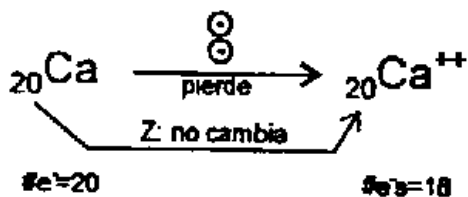
### b) CATION

Se forma cuando el átomo pierde electrones. Se carga positivamente

### Ejemplo

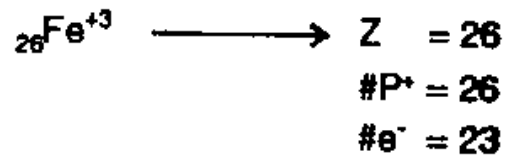


### Ejemplo



### Ejemplo

Del ión hallar Z, #e<sup>-</sup>



$$e_s = 26 - 3 = 23$$

### Ejemplo

Se tiene un ión tetrapositivo, con 28 electrones. Hallar su número atómico.

### Solución

$$\begin{array}{l} {}_Z\text{X}^{+4} \Rightarrow 28 \text{ electrones} \\ Z - 4 = 28 \Rightarrow Z = 32 \end{array}$$

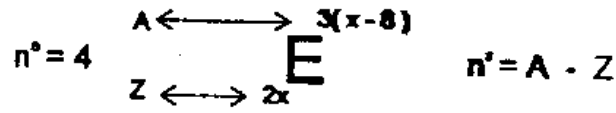
$$\therefore \#P^+ = \#e^- = Z = 32$$

Como átomo neutro tiene  $e^- = 32$

### PROBLEMAS RESUELTOS

1. El núclido de un elemento presenta 4 neutrones. Hallar el número de partículas positivas.

$$\begin{array}{c} 3(x-8) \\ \text{E} \\ 2x \end{array}$$



$$3(x - 8) - 2x = 4$$

$$x = 28$$

Los protones son de carga positiva y son las únicas partículas positivas en el núcleo.

$$\therefore \#P = Z \quad \Rightarrow \quad z = 28$$

$$\therefore Z = 56 = \#P^+$$

2. La masa atómica de un átomo es el triple de su número atómico, si posee 48 neutrones determine el número de electrones.

$$A = 3Z$$

$$n^{\circ} = 48$$



$$n^{\circ} \longrightarrow \therefore 48 = A - Z$$

$$\downarrow$$

$$3Z$$

$$\therefore Z = 24$$

$$\text{Atomo Neutro: } Z = \#P^+ = \#e^- = 24$$

3. En el núcleo de un átomo, los neutrones y protones están en la relación de 6 a 4, si su número atómico es 48. Hallar su número de masa:

$$\frac{N}{P} = \frac{6}{4}$$

$$Z = 48 = p^+$$

4. La diferencia de los cuadrados de la masa atómica y número atómico es igual a la

$$\therefore \text{reemplazando: } \frac{N}{48} = \frac{6}{4} \Rightarrow N = 12$$

$$A = P + N \quad A = 48 + 72 =$$

$$A = 120$$

suma de la masa atómica y número atómico. Hallar el número de neutrones.

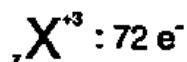
$$n : ? \quad n = A - Z : ?$$

$$A^2 - Z^2 = A + Z$$

$$(A - Z)(A + Z) = A + Z$$

$$A - Z = 1 \therefore n = 1$$

5. Si el ión  $X^{+3}$  presenta 72 electrones ¿Cuál es el número atómico de X?



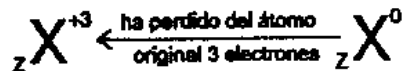
Aplicar:

$$Z - \# e^- = \text{Carga}$$

$$Z - 72 = +3$$

$$Z = 75$$

\* O hallar siempre Z como átomo neutro:  $Z = p^+ = e^-$

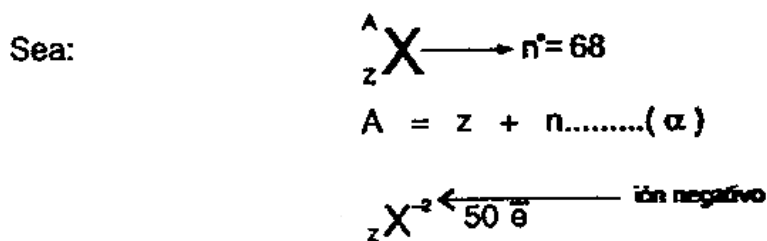


$$e^- = 72$$

$$\bar{e} = 75$$

$$\# e^- = Z = 75$$

6. Si un elemento X da un ión binegativo y se sabe que dicho ión posee 68 neutrones y 50 electrones. ¿Cuál es su número de masa?



Aplicando:  $Z - 50 = -2$

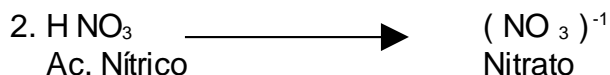
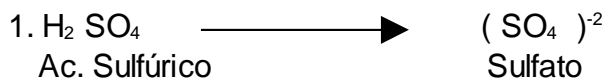
$Z = 48$

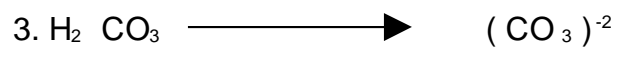
En  $(\alpha)$ :  $A = 48 + 68 \Rightarrow A = 116$

### EJERCICIOS PROPUESTOS

- Un átomo neutro posee 24 partículas negativas, si la cantidad de su partículas neutras excede en 4 unidades a las partículas positivas. ¿Cuál es el número de masa de dicho átomo?  
 a) 50      b) 52      c) 56      d) 51      e) 40
- Determinar el número de masa y el número atómico de un átomo, si su diferencia de cuadrados es 675 y el número de neutrones es 15.  
 a) 60;45      b) 45;30      c) 20;5      d) 25;10      e) 30;15
- Se tiene la siguiente representación de un nuclido:  ${}_a/3^A X$  determinar el número de partículas positivas sabiendo que el núcleo cuenta con 30 neutrones.  
 a) 5      b) 12      c) 10      d) 45      e) 20

### IONIZACION DE ALGUNOS COMPUESTOS





Ac. Carbónico

Carbonato

4.  $\text{HClO}_2$   $\longrightarrow$   $(\text{PO}_2)^{-3}$   
Ac. Fosfórico Fosfato
5.  $\text{HClO}_2$   $\longrightarrow$   $(\text{ClO}_2)^{-1}$   
Ac. Cloroso Clorito
6.  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $\longrightarrow$   $(\text{SO}_3)^{-2}$   
Ac. Sulfito Sulfito
7.  $\text{H}_3\text{MnO}_5$   $\longrightarrow$   $(\text{MnO}_5)^{-3}$   
Ac. Orto Permangánico Orto permanganato
8.  $\text{H}_2\text{Te}_2\text{O}_7$   $\longrightarrow$   $(\text{Te}_2\text{O}_7)^{-2}$   
Ac. Tetratio Piro Teluroso Tetratio piro Telurito
9.  $\text{H}_2\text{As}_4\text{Cl}_{14}$   $\longrightarrow$   $(\text{As}_4\text{Cl}_{14})^{-2}$   
Ac. Cloro Tetra Arsenioso Cloro Tetra Arsenito
10.  $\text{HCl}$   $\longrightarrow$   $\text{Cl}^-$   
Ac. Clorhídrico Cloruro
11.  $\text{HBr}$   $\longrightarrow$   $\text{Br}^-$   
Ac. Bromhídrico Bromuro
12.  $\text{H}_2\text{S}$   $\longrightarrow$   $\text{S}^{-2}$   
Ac. Sulfhídrico Sulfuro

#### RADICALES COMUNES

$\text{NO}_3^-$	:	Nitrato
$\text{ClO}_3^-$	:	Clorato
$\text{ClO}_4^-$	:	Perclorato
$\text{SO}_4^{-2}$	:	Sulfato
$\text{CO}_3^{-2}$	:	Carbonato
$\text{CrO}_4^{-2}$	:	Cromato
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$	:	Bicromato



$\text{MnO}_4^{-2}$  : Manganato

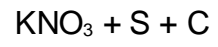
$\text{MnO}_4^{-1}$	:	Permanganato
$\text{Si O}_3^{-2}$	:	Silicato
$\text{PO}_4^{-3}$	:	Fosfato
$\text{PO}_3^{-1}$	:	Metafosfato
$\text{P}_2 \text{O}_7^{-1}$	:	Pirofosfato
$\text{As O}_4^{-3}$	:	Arsenato
$\text{NO}_2^{-}$	:	Nitrito
$\text{Cl O}_2^{-}$	:	Clorito
$\text{Cl O}^{-}$	:	hipoclorito
$\text{SO}_3^{-2}$	:	Sulfito
$\text{As O}_3^{-3}$	:	Arsenito
$(\text{CN})^{-1}$	:	Cianuro
$(\text{CNO})^{-1}$	:	Cianato
$(\text{CNS})^{-1}$	:	Tiocinato
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{-4}$	:	Ferrocianuro
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}$	:	Ferricianuro
$\text{N}_3^{-1}$	:	Azida (Nitruro)
$\text{Cl}^{-}$	:	Cloruro
$\text{Br}^{-}$	:	Bromuro
$\text{S}^{-2}$	:	Sulfuro
$\text{Se}^{-2}$	:	Selenuro

#### NOMBRES COMUNES DE COMPUESTOS

Nombre Químico	Fórmula	Común
1. Oxido aluminico	$\text{Al}_2 \text{O}_3$	Alumina

2. Oxido ferroso férrico	$\text{Fe}_3 \text{O}_4$	Magnetita
3. Dióxido de carbono	$\text{CO}_2$ (sólido)	Hielo Seco
4. Monóxido de dinitrógeno	$\text{N}_2 \text{O}$	gas hilarante
5. Oxido de calcio	$\text{CaO}$	Cal viva
6. Hidróxido de calcio	$\text{Ca(OH)}_2$	Cal apagada
7. Fluoruro de calcio	$\text{CaF}_2$	Fluorita(Espato Fluor)
8. Dióxido de silicio	$\text{SiO}_2$	Sílice – cuarzo
9. Hidróxido de sodio	$\text{NaOH}$	Soda caustica
10. Hidróxido de potasio	$\text{KOH}$	Potasa caustica
11. Acido nítrico	$\text{HNO}_3$	Agua fuerte
12. Hidróxido de magnesio	$\text{Mg(OH)}_2$	Leche de magnesia
13. Ac. Cianhídrico	$\text{HCN}$	Acido Prúsico
14. Mezcla de:	3v $\text{HCl}$ +1v $\text{HNO}_3$	Agua regia
15. Nitrato potásico	$\text{KNO}_3$	Nitro o nitro de bengala
16. Carbonato de bario	$\text{BaCO}_3$	Whitherita
17. Sulfato de calcio dihidratado	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2 \text{O}$	Yeso
18. Sulfato cúprico pentahidratado	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2 \text{O}$	Azul de vitriolo
19. Sulfato ferroso hepta hidratado	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2 \text{O}$	Verde de vitriolo
20. Tetraborato sódico decahidratado	$\text{Na}_2 \text{B}_4 \text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2 \text{O}$	Bórax
21. Metasilicato doble trimagnésico cálcico	$\text{Mg}_3 \text{Ca(SiO}_3)_4$	Asbesto
22. Orto silicato triple de hidrógeno potásico trialumínico	$\text{H}_2 \text{KAl}_3(\text{SiO}_4)_3$	Mica
23. Orto tetra silicato dibásico de Magnesio	$\text{Mg}_3 (\text{Si}_4 \text{O}_{10}) (\text{OH})_2$	Talco
24. Sulfato potásico alumínico dodecahidratado	$\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2 \text{O}$	Alumbre
25. Sulfato potásico crómico dodecahidratado	$\text{K}_2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_4 \cdot 12\text{H}_2 \text{O}$	Alumbre de Cromo
26. Acido sulfúrico + trióxido de azufre	$\text{H}_2 \text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$	Oleum

27. Salitre + Azufre + Carbono



Pólvora

### CUESTIONARIO DE EVALUACIÓN

1. Ión importante para la sangre, se encuentra dentro de la hemoglobina, marcar:  
a) Ca    b) Se    c) Pb    d) Fe    e) Na
2. Ion que se encuentra dentro de la clorofila:  
a) Ca    b) Se    c) Mg    d) Fe    e) Na
3. Marcar la alternative correcta:  
a) Todos los iones tienen carga positiva  
b) Todos los iones tienen carga negativa  
c) Hay iones que se encuentran en sistema nervioso  
d) Los iones no se encuentran en el agua
4. El catión se forma cuando:  
a) El átomo pierde electrones  
b) El átomo gana electrones  
c) El átomo reacciona con otro átomo  
d) El catión nunca se forma
5. El anión se forma cuando:  
a) El átomo pierde electrones  
b) El átomo gana electrones  
c) El átomo reacciona con otro átomo  
d) El catión nunca se forma



Respuestas:

1. D    2. C    3. C    4. A    5. B

## Reacciones Químicas

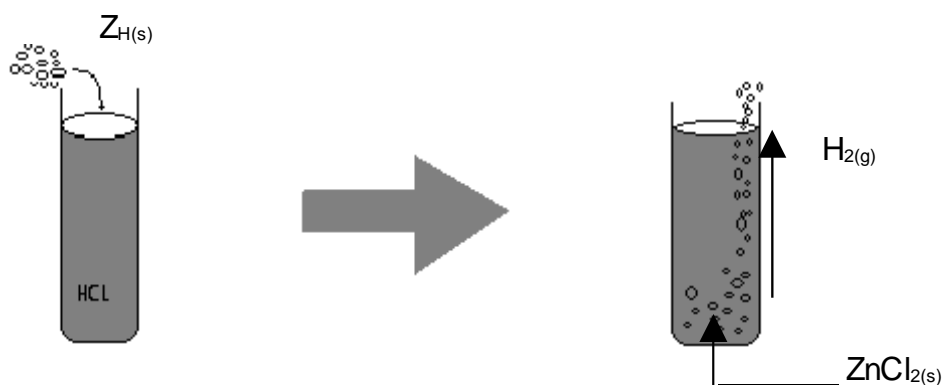
### Reacciones Químicas.

Son procesos químicos, donde sufre la materia de cambios estructurales para dar origen a nuevas sustancias químicas.

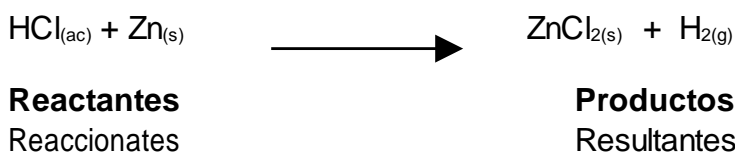
### Ecuación Química.

Es la forma abreviada de escribir que es lo que sucede en una reacción química.

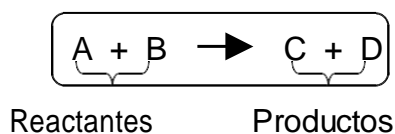
A las sustancias iniciales se les denomina reactantes o reaccionantes y a las que se obtienen se denominan Productos o Resultantes.



Reacción química



En general:



Toda reacción química implica una ruptura de enlaces como consecuencia de choques entre las moléculas de los reactantes, generando la formación de especies libres con alto grado de energías que forman el Complejo activado, que consiste en una especie de compuesto intermedio entre los reactantes y los productos y a partir de la cual se obtendrán estos últimos.

La energía implicada en el desarrollo de una reacción se denomina **ENTALPIA** y el grado de desorden molecular que alcanzan las especies luego de la ruptura de enlaces se denomina **ENTROPIA**.

**\* La evidencia del desarrollo de una reacción química existe cuando se observa:**

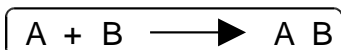
- Formación de precipitados (sólidos).
- Desprendimiento de especies gaseosas con cambio de temperatura.
- Formación de un gas.
- Desprendimiento de luz y energía.

**\* Tipos de Reacciones Químicas:**

- Las reacciones químicas se clasifican atendiendo a diversos criterios, entre los principales tenemos:

## REACCIONES DE ACUERDO A SU FORMA:

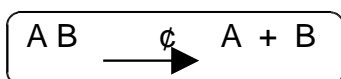
### A) Reacción de Composición, Adición o Síntesis



Se combinan 2 o más sustancias para formar un solo compuesto

- 1)  $2H_2 + 1O_2 \longrightarrow 2H_2O$  Síntesis Agua
- 2)  $1N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$  Síntesis Haber-Bosch
- 3)  $2Ca + 1O_2 \longrightarrow 2CaO$  Oxidación

### B) Reacción de descomposición



$\phi = \text{calor}$

Un compuesto por efecto de energía se descompone en 2 o más sustancias.

- 1)  $2H_2O \xrightarrow{\phi} 2H_2 + O_2$  .....(electrolisis)
- 2)  $1CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} 1CaO + 1CO_2$  .....(calcinación)
- 3)  $2KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KCl + 3O_2$
- 4)  $NH_4NO_3 \xrightarrow{\Delta} N_2O + 2H_2O$

### C) Reacción de desplazamiento Simple.

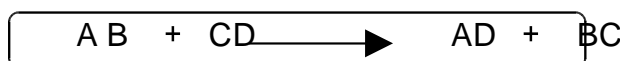
Se produce cuando los ácidos fuertes atacan a metales



- 1)  $1Zn + 2HCl \longrightarrow 1ZnCl_2 + 1H_2$
- 2)  $9Fe + 4Al_2O_3 \xrightarrow{\Delta} 3Fe_3O_4 + 8Al$
- 3)  $2Na + 2H_2O \xrightarrow{\Delta} 2NaOH + H_2$

### D) Reacción de doble desplazamiento

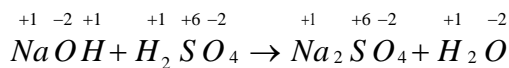
METATESES



Entre soluciones sales disueltas (intercambio de iones).

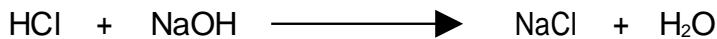
- 1)  $1AgNO_3 + 1HCl \longrightarrow AgCl + 1HNO_3$
- 2)  $AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NO_3Na$
- 3)  $NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
- 4)  $NaOH + CaCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + Ca(OH)_2$

Ojo



En la reacción de **Metatesis** no existe el fenómeno de la oxidación reducción (REDOX).

5) Reacción de Neutralización (Ácido – Base).



## II.- DE ACUERDO A SU ENERGÍA

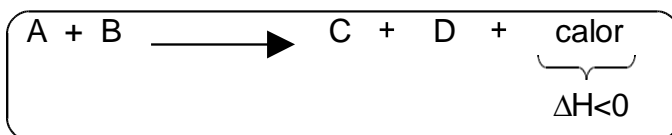
En toda reacción química siempre ocurre emisión o absorción de energía, esta energía es calorífica o luminosa.

### ENTALPIA ( $\Delta H$ )

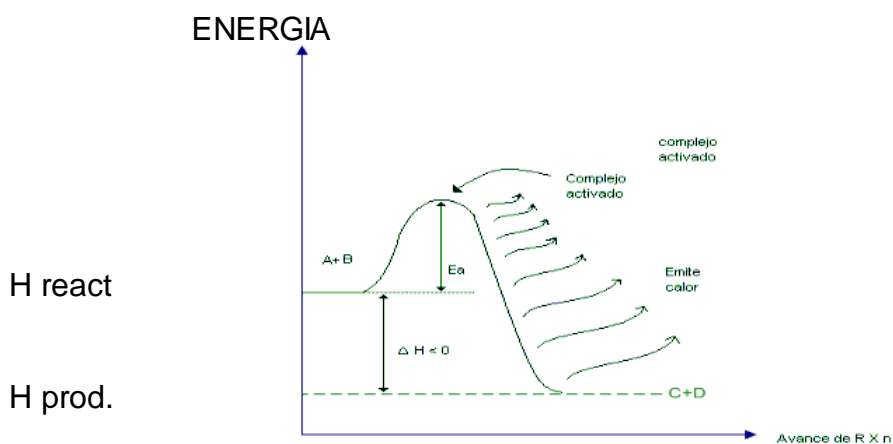
Denominado también CALOR DE REACCIÓN, a la energía que se libera o absorbe.

#### a) Reacción Exotérmica

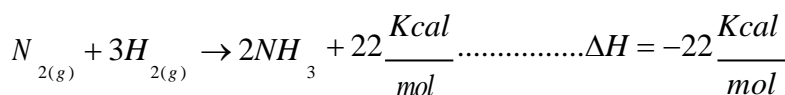
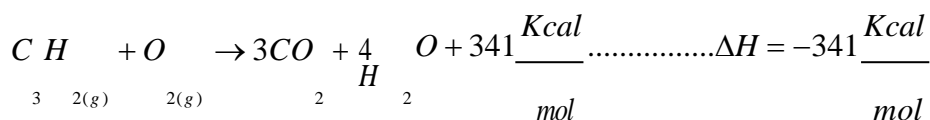
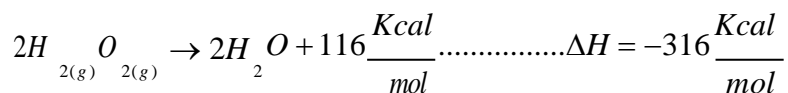
Una reacción es EXOTÉRMICA cuando el sistema **emite** energía, esto es debido a que la “Energía Total De Los Reactantes Es Mayor Que La Energía Total De Los Productos”.



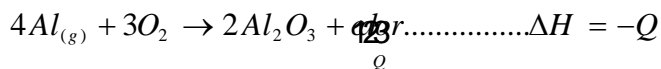
$\Delta H$ : Entalpía de la reacción:



Ejemplo:

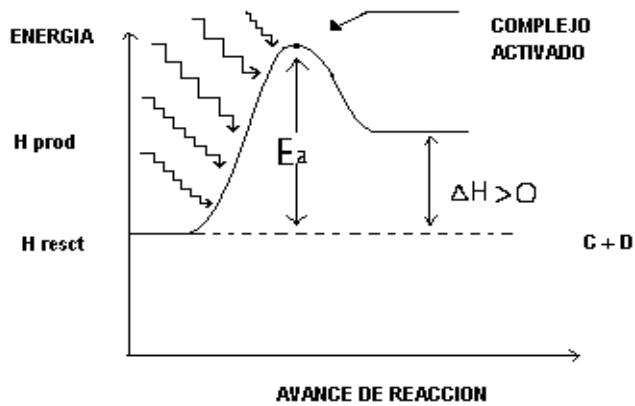
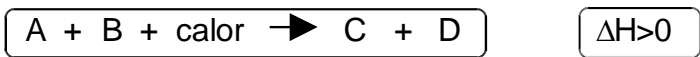




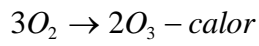
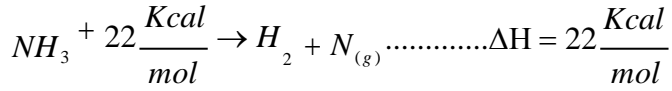
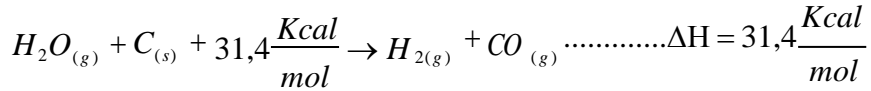


b) Reacciones Endotérmicas

Una reacción endotérmica cuando se realizan con absorción de energía (calor). La energía total de los reactantes es menor que la energía total de los productos.



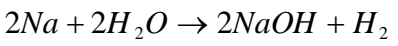
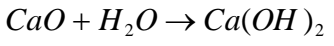
Ejemplo:



III. DE ACUERDO AL SENTIDO

a) Reacción Irreversible

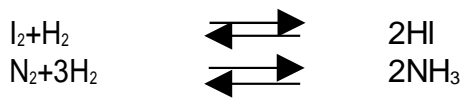
Aquella reacción que se realiza en un solo sentido y se representa ( ) →



b) Reacción Reversible.

Esta reacción se realiza simultáneamente en ambos sentidos de tal manera que en algún instante determinado se logra el equilibrio.

Esta ecuación se indica mediante ( ⇌ )



c) Reacción de Combustión

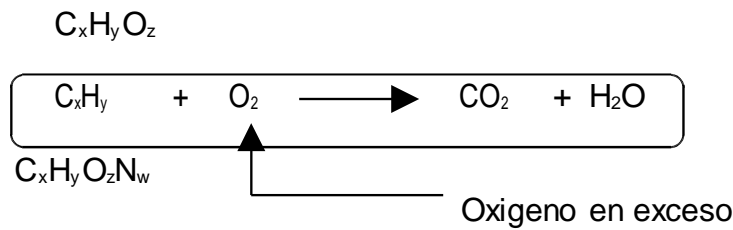
Se refieren a las reacciones que realizan los compuestos orgánicos con el oxígeno. El **Compuesto Orgánico** actúa como combustible. El **Oxígeno** actúa como comburente.

En este tipo de reacción se aprecia desprendimiento de energía y luz.

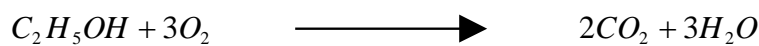
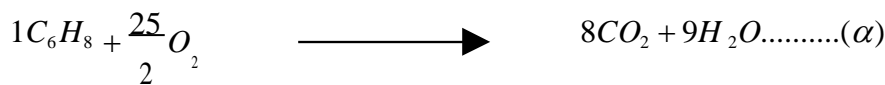
Tipos:

c.1. Combustión Completa

Los productos de la reacción son:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



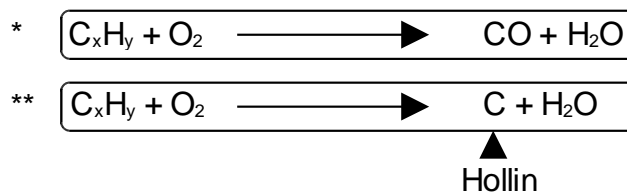
Ejemplo:



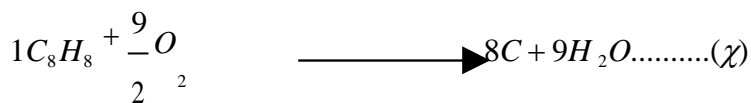
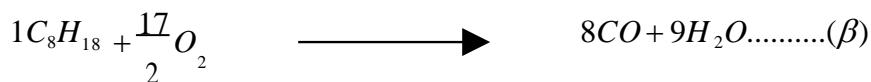
c.2. Combustión Incompleta

Los productos de la reacción son  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ . debido a la deficiencia de oxígeno.

Si es muy deficiente:  $\text{C} + \text{H}_2\text{O}$ .



Ejemplo:



De  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\chi$ : se observa que para una misma cantidad de combustible ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). Para las reacciones indicadas los volúmenes de  $\text{O}_2$  se encuentran en  $\frac{25}{2}$ ,  $\frac{17}{2}$  y  $\frac{9}{2}$

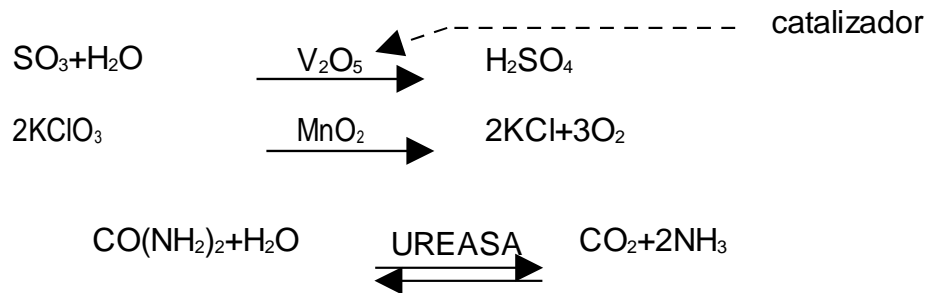
a) Reacciones Catalíticas

Son reacciones químicas que se aceleran por medio de sustancias, las cuales permanecen inalteradas al finalizar la reacción química. Reciben el nombre:

\* **CATALIZADOR (+)**

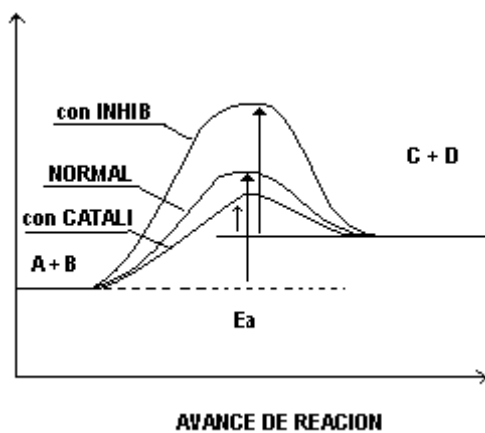
- Acelera la reacción.
- No reacciona.
- Se recupera totalmente.

Ejemplo:



**\*\* INHIBIDOR:** Catalizador negativo(-)  
 - Retarda la reacción

H



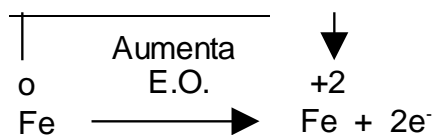
#### IV REACCIONES REDOX

Son aquellas reacciones donde se verifican simultáneamente una oxidación y una reducción, (redox). Llamada también reacciones de transferencias de electrones, existiendo cambios en los estados de oxidación (E.O) entendiéndose:

##### Oxidación.

Sustancia o especie que pierde electrones.

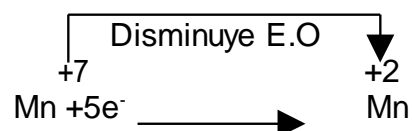
Aumenta algebraicamente su estado de oxidación llamado: Agente Reductor o Reductor.



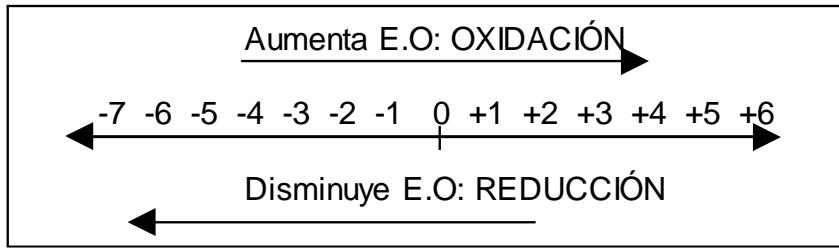
##### Reducción.

Sustancia o especie que gana electrones.

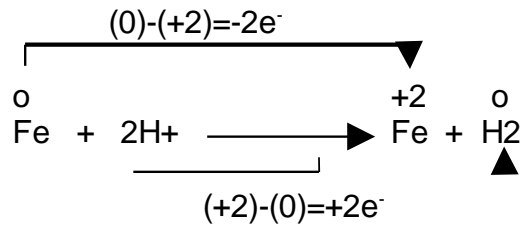
Disminuye algebraicamente su estado de oxidación llamado: Agente Oxidante u Oxidante.



En general:

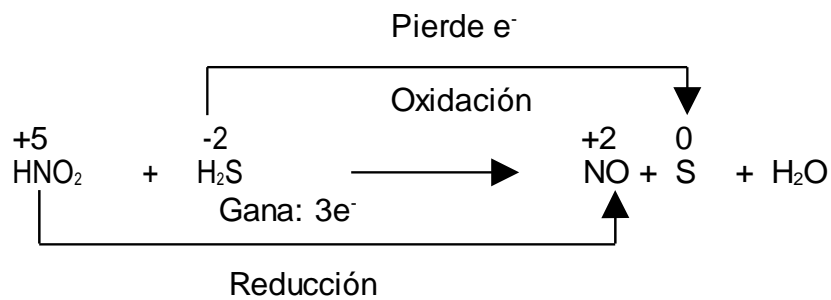
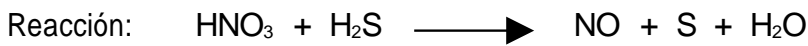
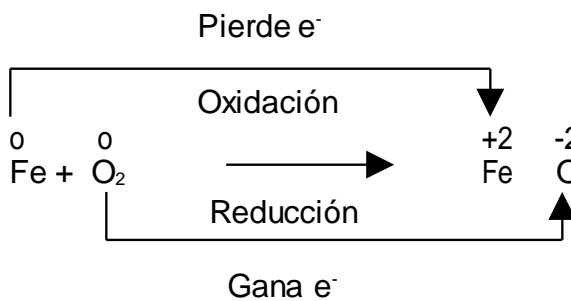
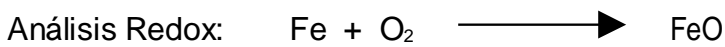


Ejemplo:



Fe: Pierde  $2e^-$  (aumenta E.O.) (0 a +2)  
 : es oxidado por el  $\text{H}^+$   
 : es el Agente Reductor (Reduce al  $\text{H}^+$  a  $\text{H}_2$ )

$\text{H}^+$ : Gana  $2e^-$  (uno por ión) disminuye el E.O. (+1 a 0)  
 : es reducido por el Fe  
 : es el Agente Oxidante (oxida el Fe a  $\text{Fe}^{+2}$ )



Oxidante :  $\text{HNO}_3$   
 Reductor :  $\text{H}_2\text{S}$

Forma Oxidada : S  
 Forma reducida : NO

### BALANCE DE REACCIONES

Al realizar el balance de una ecuación química debe satisfacer la siguiente condición: el número de átomos en el primer miembro debe ser igual al número de átomos de los mismos elementos en el segundo miembro, ya que la materia no se crea ni se destruye solo se transforma. (LEY DE LAVOISIER).

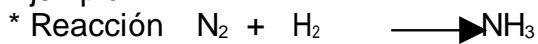
### MÉTODOS

#### A) TANTEOS

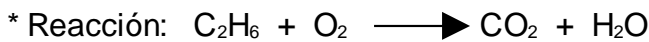
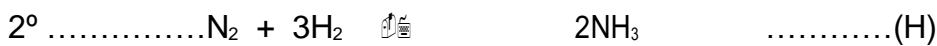
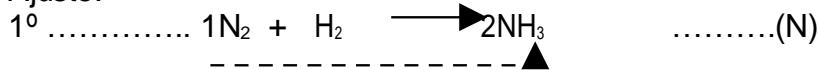
Consiste en tantear los coeficientes de la ecuación y se realiza en ecuaciones sencillas.

Se recomienda empezar por los elementos metálicos; no metálicos, Hidrógeno (H) y por último oxígeno (O).

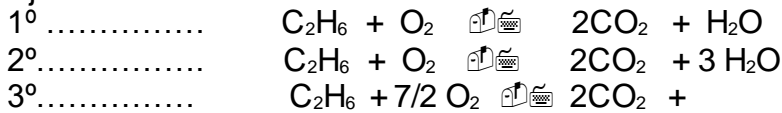
Ejemplo:



Ajuste:



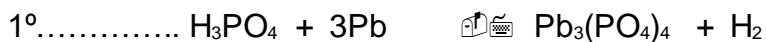
Ajustes:

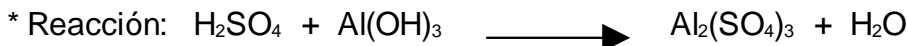


3H<sub>2</sub>O multiplicando a todo por 2:

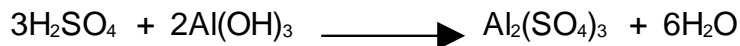


Ajuste:

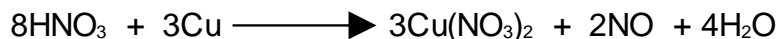




Ajuste:



Ajuste:

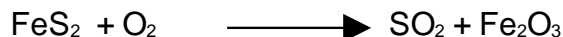


## B) COEFICIENTES INDETERMINADOS O ALGEBRAICOS

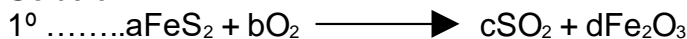
Se utiliza para balancear ecuaciones químicas más complejas: REGLAS

1. Se le asigna coeficientes literales a cada sustancia presente en la ecuación química.
2. como el numero de átomos en ambos miembros debe ser el mismo, iguales los elementos formando un sistema de N incógnitas y N-1 ecuaciones.
3. como nos falta una ecuación para resolver el sistema damos un valor numérico (el mínimo a cualquier de las incógnitas) y se resuelve el sistema.  
Si falta otra ecuación se asume otro valor numérico más a otra variable, de tal manera que cumpla el balance respectivo.
4. como los coeficientes deben ser números enteros a los valores obtenidos (fraccionario), se les multiplica por su común denominador y el resultado se reemplaza en la ecuación original.
5. por último se verifica la ecuación.

\* balancear



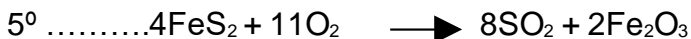
Solución



2º ..... Fe :  $a=2d$                       4 incógnitas  
               S :  $2a=c$                       3 ecuaciones  
               O :  $2b=2c+3d$

3º .....  $d=1$                        $2b=2(4)+3(1)$   
                $a=2$   
                $c=4$                        $b=\frac{11}{2}$

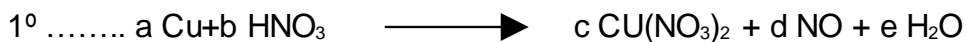
4º ..... multiplicamos por 2:  
                $a=4$      $b=11$      $c=8$      $d=2$



\* Balancear



Solución



2º ..... Cu:  $a=c$  .....(a)

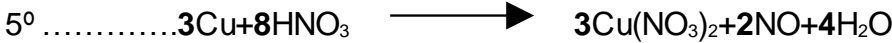
$$\begin{aligned} \text{H} &: b=2e \dots\dots\dots(\beta) \\ \text{N} &: b=2c+d \dots\dots\dots(\chi) \\ \text{O} &: 3b=6c+d+e \dots\dots\dots(\theta) \end{aligned}$$

$$\begin{array}{l} 3^\circ \dots\dots\text{Asumiendo:} \\ e=1 \\ b=2 \\ d=\frac{1}{2} \end{array} \quad \begin{array}{l} \chi \dots\dots \text{en} \dots \theta \\ 3(2c+d)=6c+d+e \\ \longleftarrow 2d=e=1 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{En } \chi: \\ c=\frac{3}{4} \\ \\ a=\frac{3}{4} \end{array}$$

4º .....multiplicando . 4

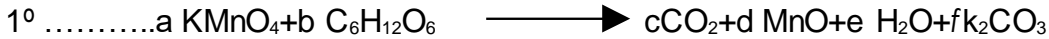
$$a=3 \quad b=8 \quad c=3 \quad d=2 \quad e=4$$



\* **Balancear**



Solución



$$\begin{array}{l} 2^\circ \dots\dots \text{K: } a=2f \dots\dots\dots(\alpha) \\ \text{Mn: } a=d \dots\dots\dots(\beta) \\ \text{O: } 4a+6b=2c+d+e+3f \dots\dots(\chi) \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{C: } 6b=c+f \dots\dots(\theta) \\ \text{H: } 12b=2e \rightarrow 6b=e \dots\dots(\rho) \end{array}$$

$$3^\circ \dots\dots \text{asumiendo : } f=1 \\ a=2$$

$$d=2 \quad c=\frac{3}{2}$$

$$\text{En } \theta \dots\dots b=\frac{5}{12} \longrightarrow e=\frac{5}{2}$$

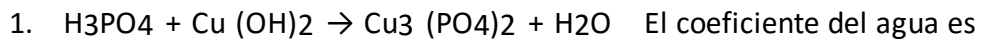
4º .....por 12

$$a=24 \quad b=5 \quad c=18 \quad d=24 \quad e=30 \quad f=12$$



## CUESTIONARIO DE EVALUACIÓN

Balancear por método de tanteo o coeficiente indeterminado, los siguientes ejercicios:



- a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4                      e) 5



- a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4                      e) 5



- a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4                      e) 5



- a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4                      e) 5

Respuestas:

- 1) b      2) a      3) c      4) b

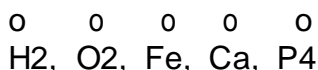


### A) MÉTODO REDOX

Se basa en el cambio del estado de oxidación(E.O.) que experimentan algunos elementos dentro de una reacción química. Es decir consiste en determinar los elementos que se reducen y se oxidan.

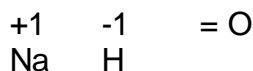
#### Reglas para hallar E.O.

1. La carga negativa se le atribuye el átomo mas electronegativo.
2. Todo elemento que se encuentre en su estado libre o molecular, su E.O. es cero. Ejemplo:



3. El hidrogeno siempre actúa con E.O.= +1 excepto cuando se combina con los metales (hidruros) que actúa con E.O.= -1

Ejemplo:



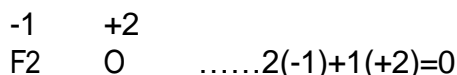
4. el oxigeno siempre actúa con E.O. =-2 excepto con los PEROXIDOS que actúa en E.O. =-1 y cuando se combina con el Fluor actúa E.O. =+2

Ejemplo:

\* Peróxido:  $\text{H}_2\text{O}_2$



\* Fluor:  $\text{F}_2\text{O}$

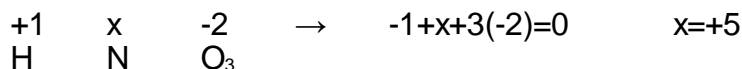


5. los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) (Grupo IA) siempre actúa E.O.=+1.
6. los metales alcalinos térreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra). Grupo IIA siempre actúa E.O.=+2.
7. La suma algebraica de los E.O. de los elementos de un compuesto neutro es igual a cero, y

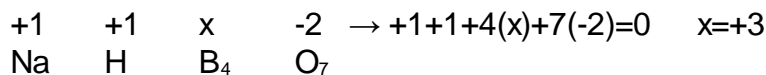
$\sum \text{E.O. (COMPUESTO)}=0$	(neutro)
$\sum \text{E.O. (RADICAL)} = n$	(n: carga radical)

Determine los E.O del no metal en los siguientes compuestos:

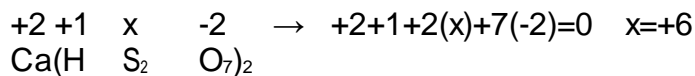
a.  $\text{HNO}_3$



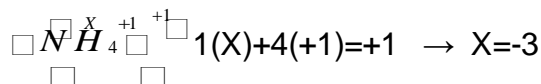
b.  $\text{NaHB}_4\text{O}_7$



c. Ca(HS<sub>2</sub>O<sub>7</sub>)



d. (NH<sub>4</sub>)<sup>+1</sup>

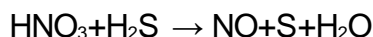


Pasos:

1. Asigne a todos los átomos su E.O.
2. ver quienes gana o pierden electrones, y determine cuantos electrones pierden o ganen.
3. si hay más de un átomo que pierde o gane electrones en una unidad formula. Determine la pérdida o ganancia total por unidad formula.
4. se multiplican por factores adecuados de tal manera que el numero de electrones ganados sea igual al numero de electrones perdidos. Introduciendo el coeficiente apropiado delante de la formula de cada uno en la parte izquierda de la ecuación. (Ver ejemplos).
5. Complete el balance de la ecuación por tanteos. Primero balancee los átomos que han ganado o perdido electrones, segundo los átomos diferentes al O y al H, tercero los átomos de H y finalmente los O.

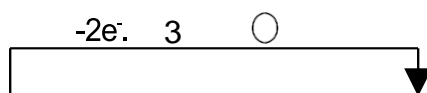
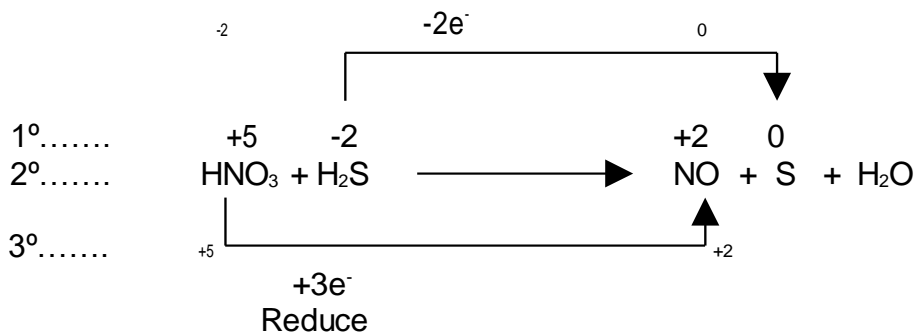
## EJEMPLO

### 1. Balancear

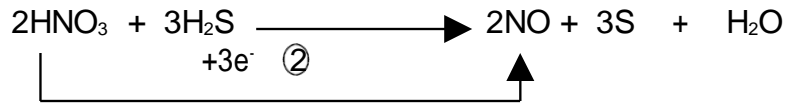


Solución:

Pasos:

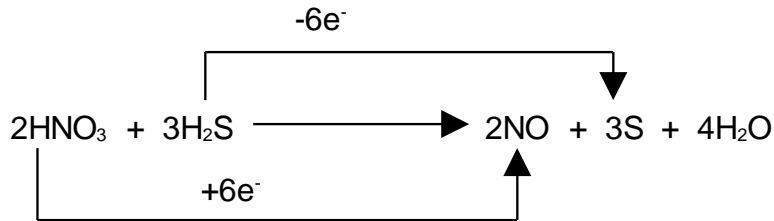


4º .....



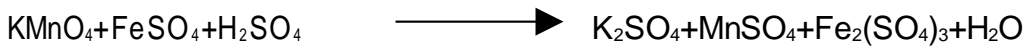
# transferidos = 6

5º .....



H:  $2(1)+3(2)=8$   
O:  $2(3)=6$

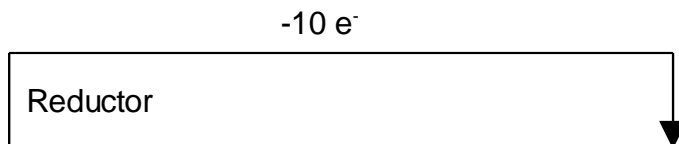
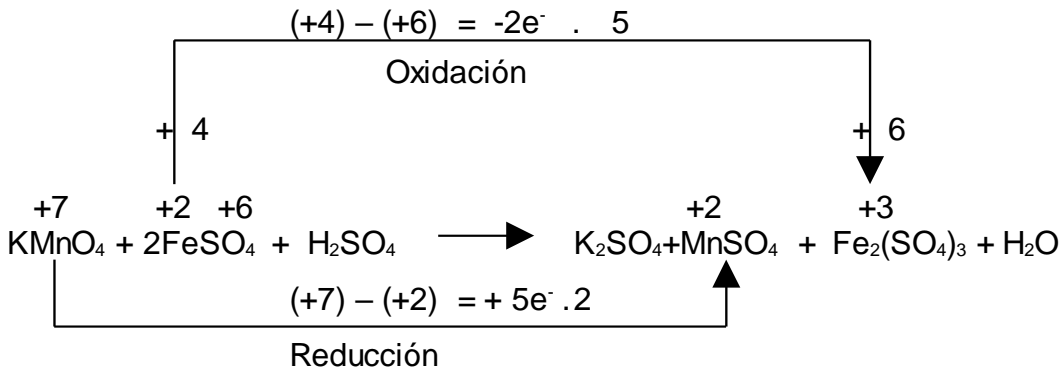
## 2. Balancear

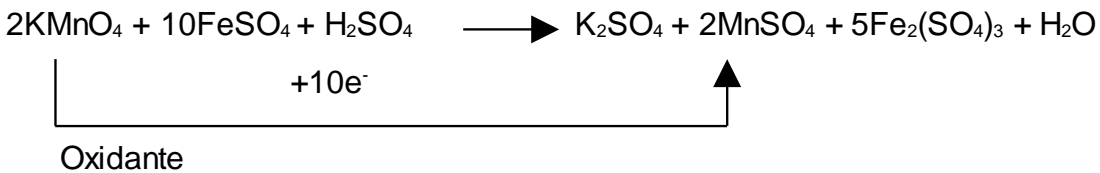


Indicar: (Coef. Oxidante)  
(Coef. Redactor)

- a) 2/3      b) 1/5      c) 3/2      d) 5/1      e) 4/3

solución:





Por tanteo:



Oxidante:  $\text{KMnO}_4$   $\therefore$   $\frac{\text{coef. Oxidante}}{\text{coef. Reductor}} = \frac{2}{10} = \frac{1}{5}$   
 Reductor:  $\text{FeSO}_4$

Rpta. b)

\* Regla practica para determinar el número de electrones ganados o perdidos

Al estado de oxidación de los elementos de la sustancia reaccionante se le resta algebraicamente el estado de oxidación del mismo elemento de la sustancia resultante. Si la diferencia es positiva nos indicará que el número de electrones ganados y si es negativa el número de electrones perdidos.

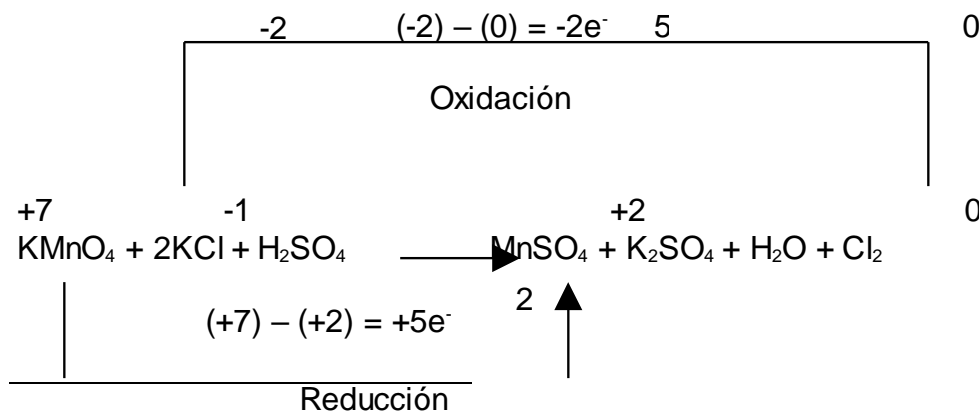
### 3. Balancear



E identificar el coeficiente del reductor

- a) 7          b) 8          c) 9          d) 10          e) 11

solución:



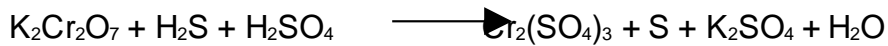


Reductor: KCl

Coef. : 10

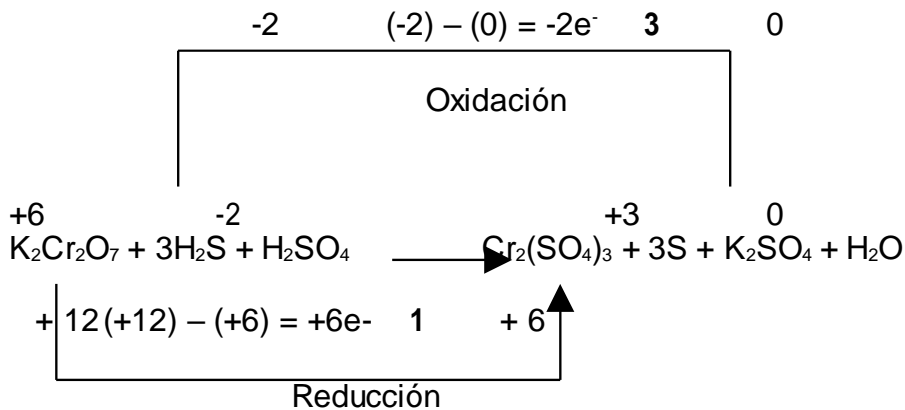
Rpta. d)

4. **Balancear e indicar el coeficiente del oxidante :**



- a) 1      b) 2      c) 3      d) 4      e) 5

solución:



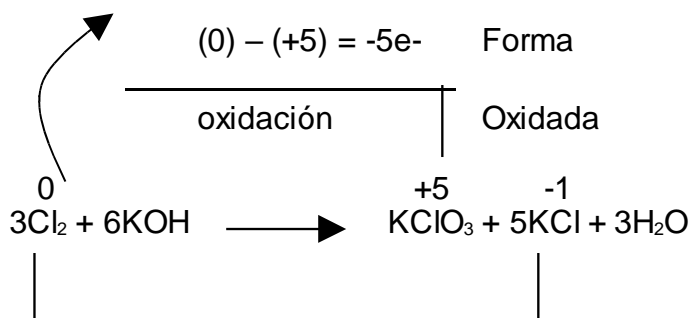
Oxidante:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  coef.= 1

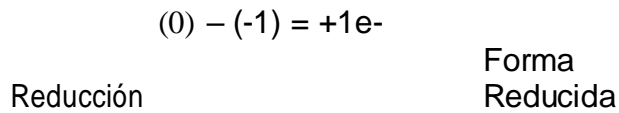
Rpta. a)

5. **Balancear e indicar la suma de coeficientes de la forma oxidada y la forma reducida:**



- a) 3      b) 4      c) 5      d) 6      e) 7



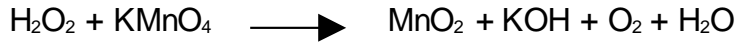


Por tanteo

$$\sum \text{coef.} = 1 + 5 = 6$$

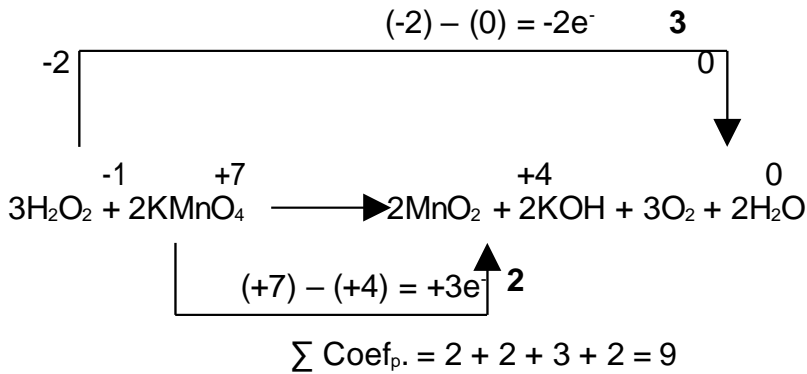
Rpta: d)

**6. Indique la suma de los coeficientes de los productos**



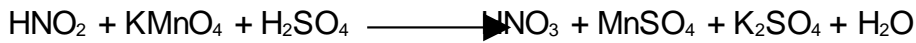
- a) 6      b) 7      c) 8      d) 9      e) 10

solución:



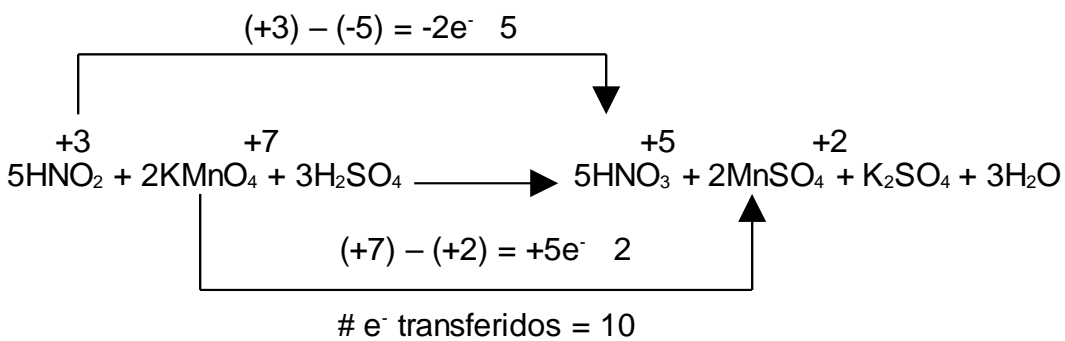
Rpta. d)

**7. ¿Cuál es la cantidad de electrones transferidos en:**



- a) 10      b) 8      c) 5      d) 2      e) 6

solución:

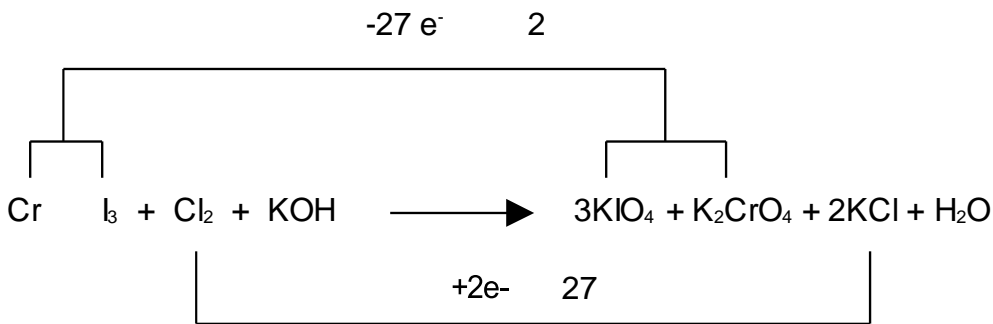
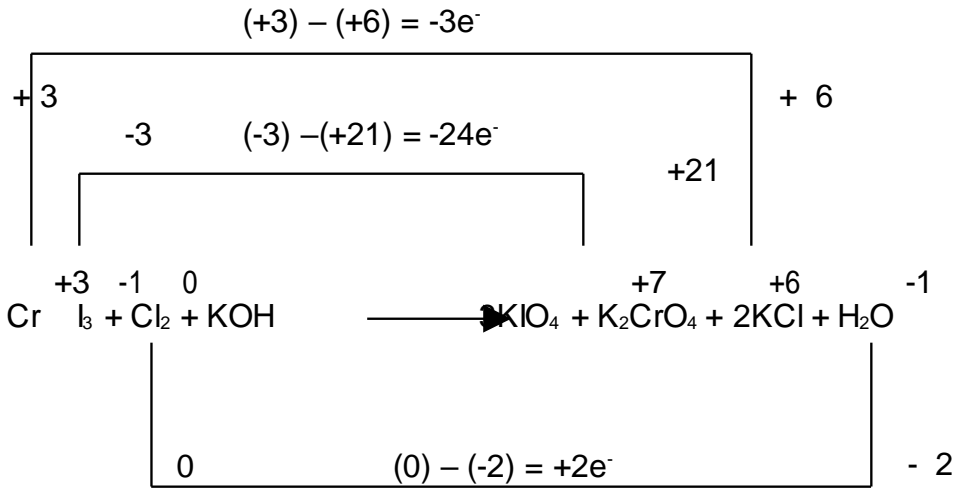


Rpta. a)

8. señale la suma de coeficientes de los productos:



- a) 46      b) 39      c) 65      d) 87      e) 94



$$\sum \text{coefi}_p. = 6 + 2 + 54 + 32 = 94$$

Rpta. e)

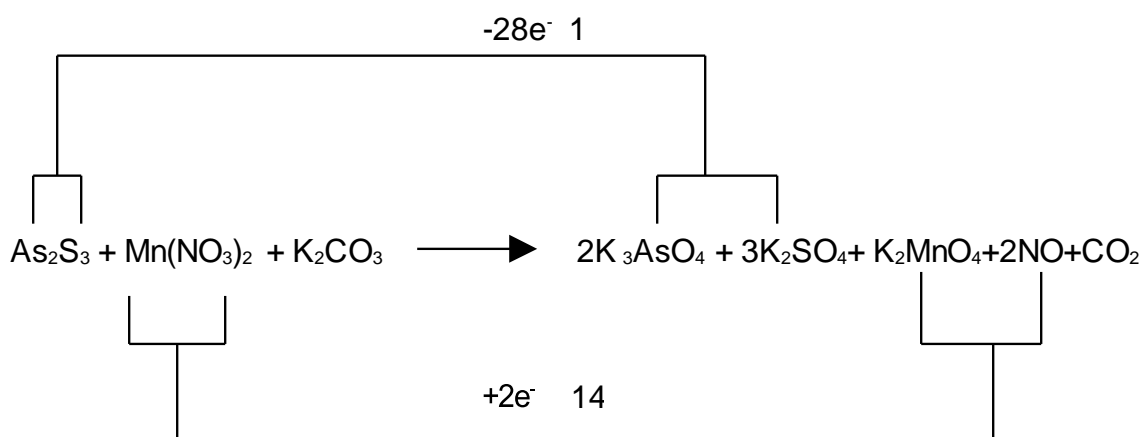
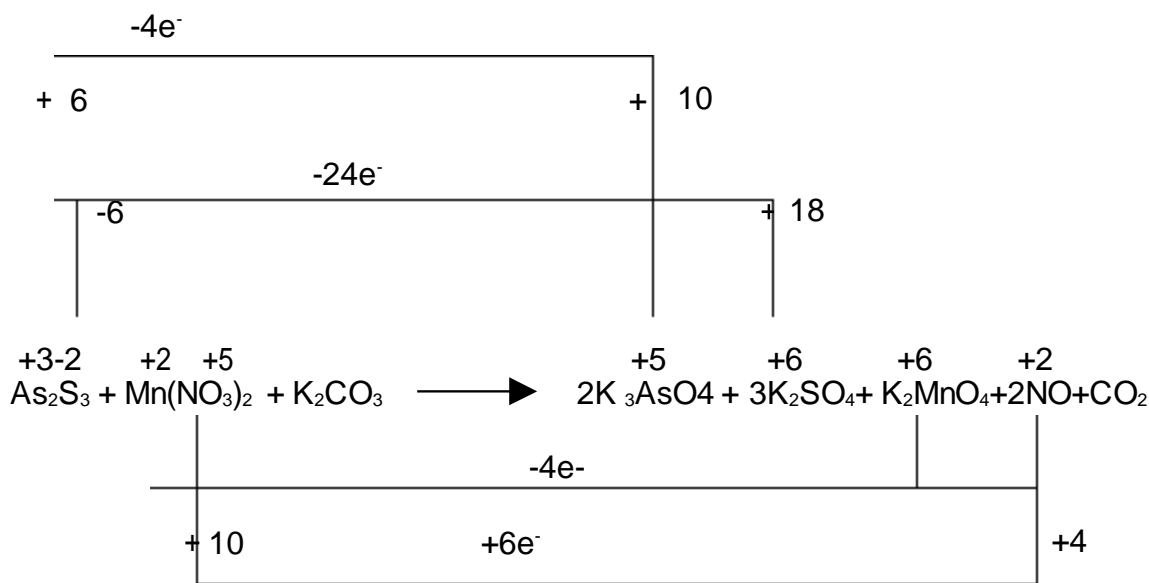
9. Balancear



Hallar:  $Q = (\sum \text{COEF.} \cdot -2)^{1/2}$

- a) 7      b) 8      c) 9      d) 10      e) 11

solución



#e<sub>s</sub> transferidos = 28



$$\sum \text{Coefi.} = 1 + 14 + 20 + 2 + 3 + 14 + 28 + 20 = 102$$

$$\therefore Q = (102 - 2)^{\frac{1}{2}} = 10$$

#### D) METODO ION ELECTRON

Es aplicable a la reacción **REDOX** donde el agente Oxidante y Reductor se encuentran en soluciones y la reacción se produce según el medio en que se encuentra ya sea: **ácido**, **básico** o **neutro**.



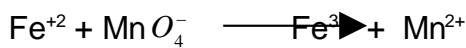
Pasos

- a) Se realizan los mismos pasos que el anterior (redox) hasta el paso 4
- b) Se igualan las cargas en ambos lados de la ecuación
  - Medio ácido** : se añaden iones  $\text{H}^+$
  - Medio alcalino** : se añaden iones  $(\text{OH})^-$
  - Medio Neutro** : se añaden iones  $\text{H}^+$  o  $(\text{OH})^-$  a formar  $\text{H}_2\text{O}$
- c) Se iguala a H agregando  $\text{H}_2\text{O}$

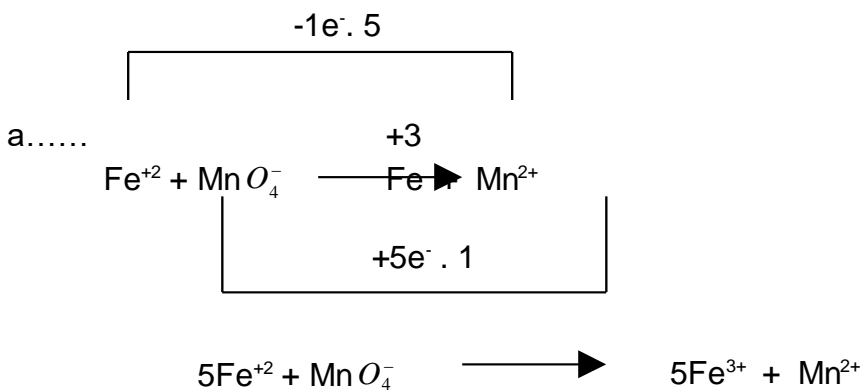
Si al llegar a este punto, las demás operaciones han sido efectuadas correctamente **al ajustar los átomos de H ajustando también los átomos de O** y quedará igualada la ecuación final

BALANCEAR PROBLEMAS

1. Balancear la ecuación en medio ácido:

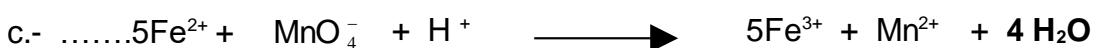
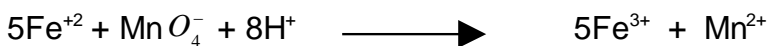


Solución

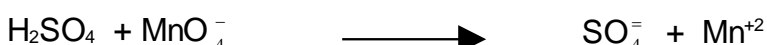


- b Carga neta del Primer Miembro (+10Fe, -1 MnO<sub>4</sub>) = +9
- Carga neta del segundo miembro (+15 Fe, +2 Mn) = +17

Sumando  $8\text{H}^+$  al primer miembro se igualan las cargas de ambas miembros



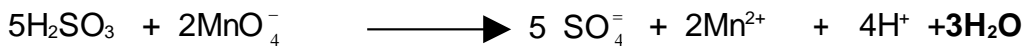
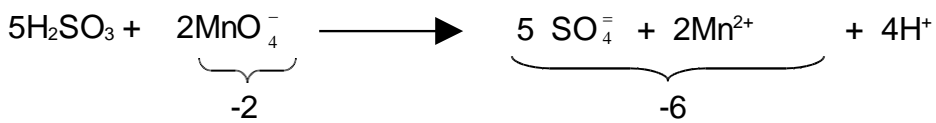
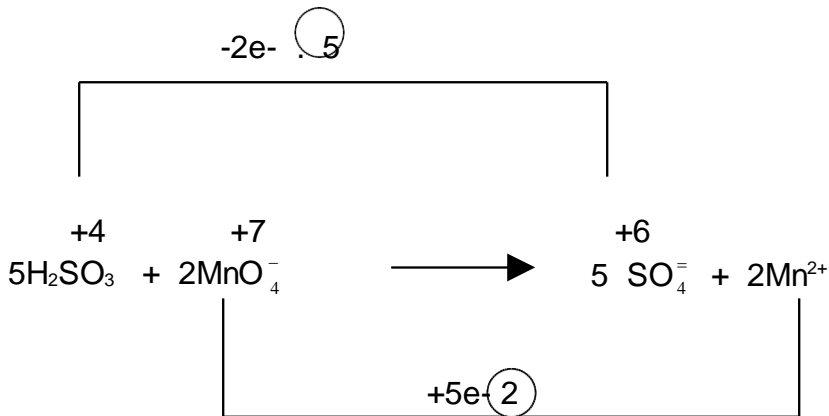
2. Balancear en medio acido



Hallar la  $\sum$  coeficientes de los productos .

- a) 7      b) 14      c) 12      d) 23      e) 36

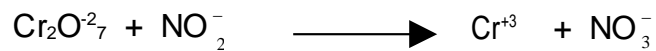
Solucion



$$\sum \text{ Coeficientes } p = 5+2+4+3= 14$$

Rpta .b)

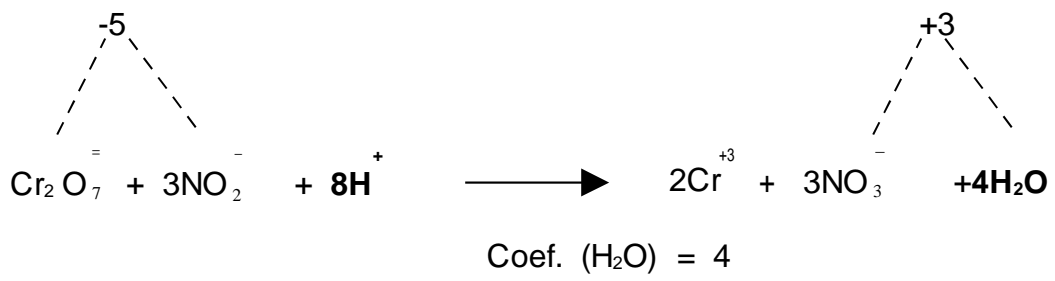
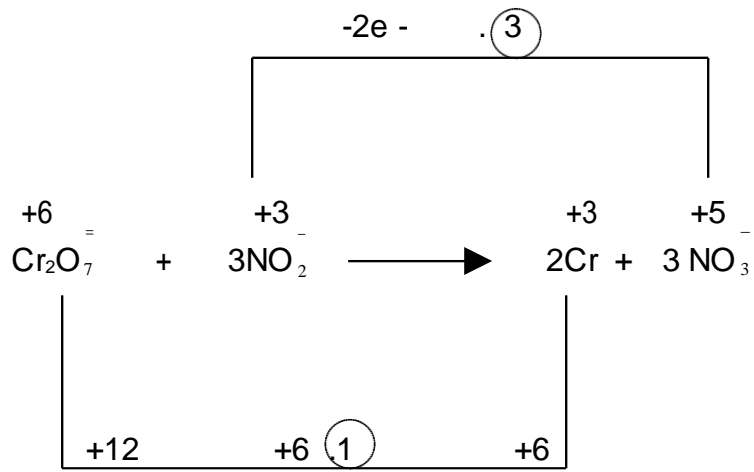
3. balancear en medio acido :



¿Cual es el coeficiente del H<sub>2</sub>O ?

- a) 1      b) 2      c) 3      d) 4      e) 5

Solucion



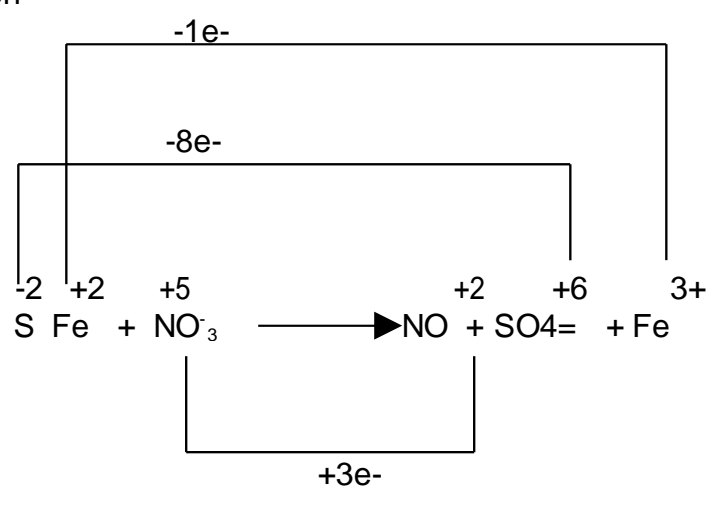
Rspta.d)

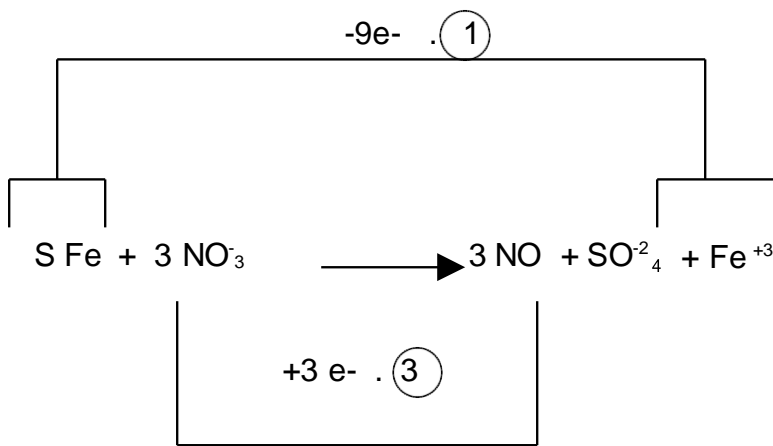
4. Balancear en **medio ácido** e indicar al suma de coeficientes estequiometricos.



- a) 8                      b) 7                      c) 10                      d) 5                      e) 15

Solucion

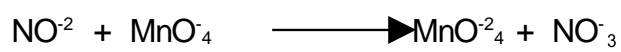




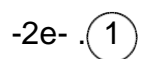
$$\Sigma \quad \text{Coef.} = 4 + 1 + 3 + 3 + 1 + 1 + 2 = 15$$

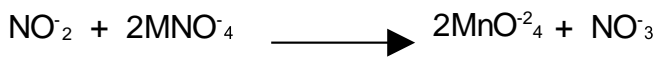
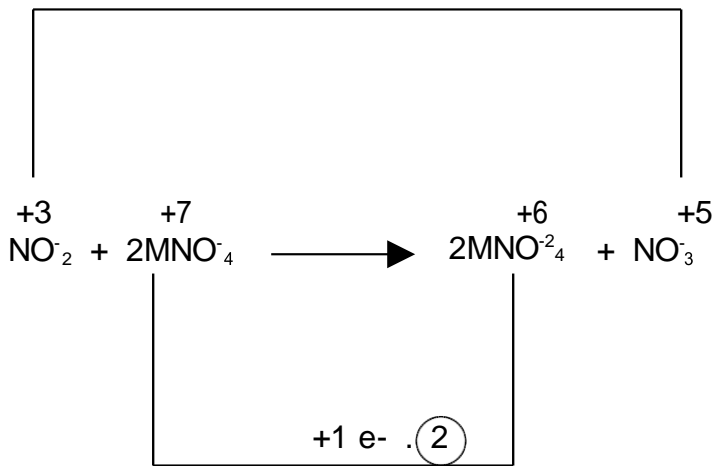
Rspta .e

5. Balancear en **medio básico** :



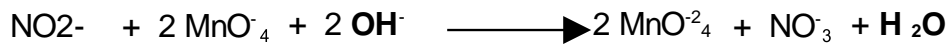
Solucion



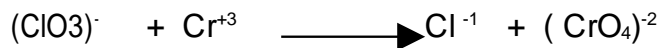


Carga Neta primer miembro ( - 1 NO<sub>2</sub><sup>-</sup> , - 2 MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> ) = - 3  
 Carga Neta segundo miembro ( - 4 MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup> , - 1 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> ) = - 5

Sumando 2 (OH)<sup>-</sup> en el primer miembro se igualan las cargas de ambos miembros .



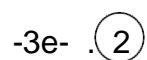
6 . Balancear en **medio basico**:

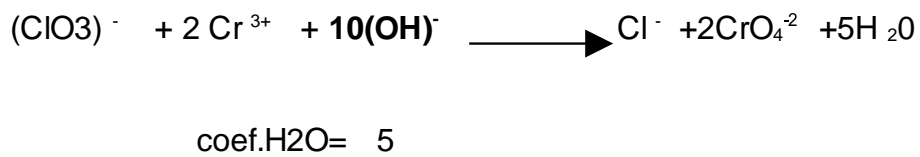
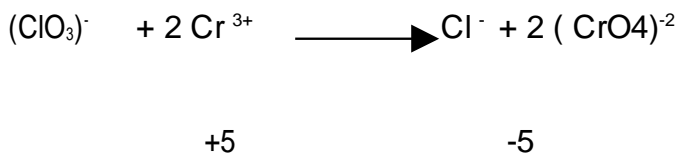
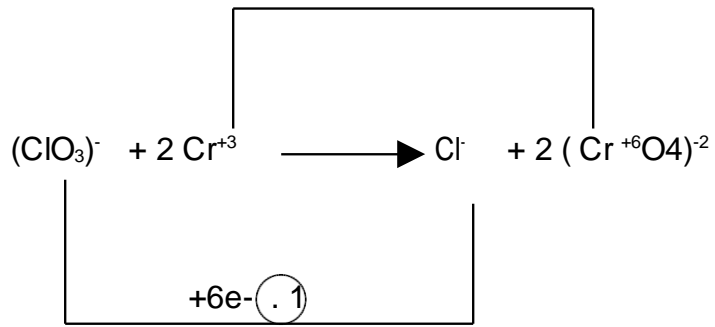


¿ Cual es el coeficiente del H<sub>2</sub>O?

- a) 1      b) 3      c) 5      d) 7      e) 9

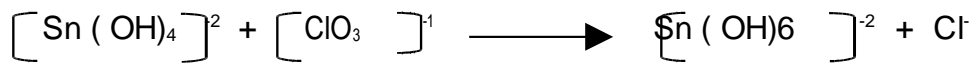
solucion





Rpsta: c)

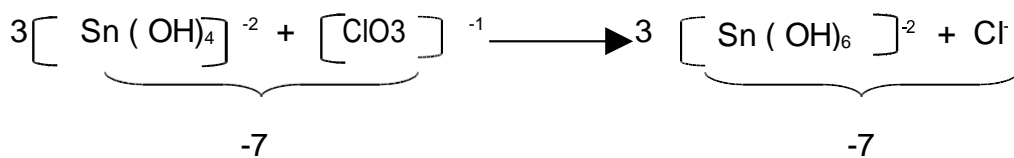
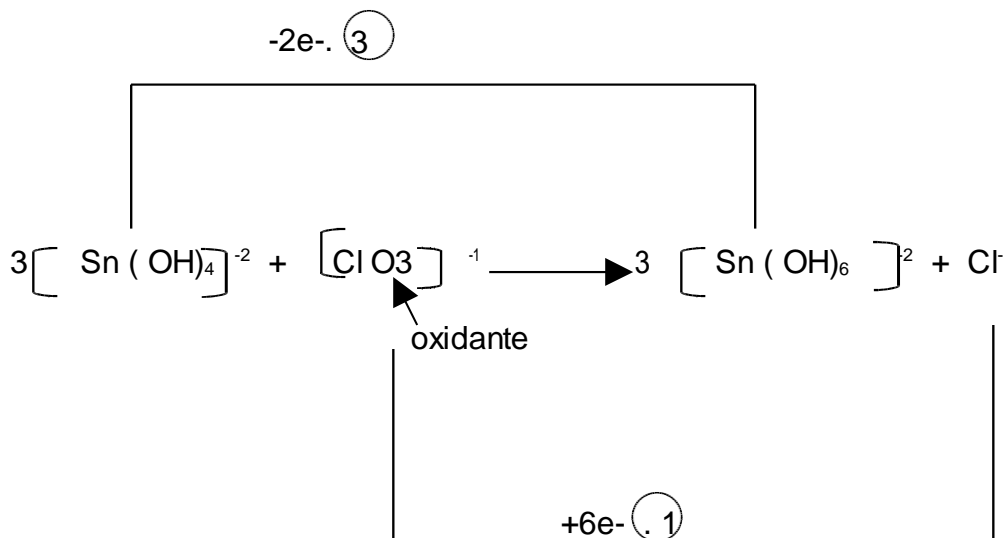
7. Balancear en **medio básico**



e indicar  $\frac{\text{Coef.}(\text{H}_2\text{O})}{\text{Coef.oxidante}}$

- a) 3      b) 1/3      c) 1/2      d) 0

Solucion



se iguala H agregando H<sub>2</sub>O

$$\frac{\text{Coef.}(\text{H}_2\text{O})}{\text{Coef.oxidante}} = \frac{3}{1}$$

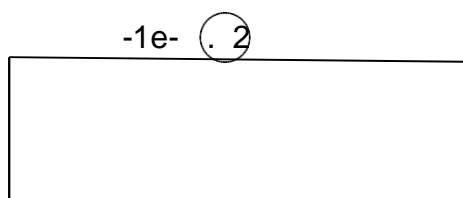
Rsp. a)

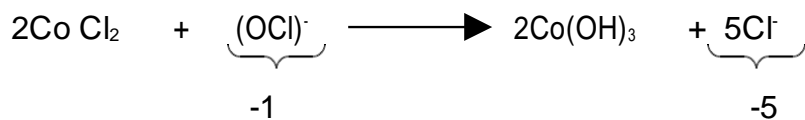
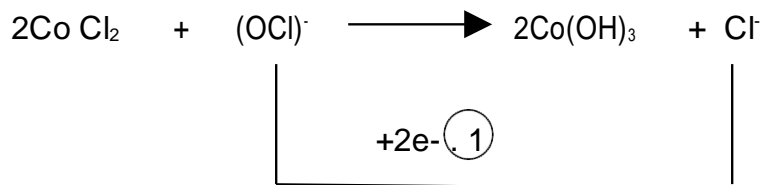
8. En una de las etapas de la extracción de cobalto a partir del mineral, se produce la siguiente reacción en medio básico;  $\text{CoCl}_2 + \text{OCl}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{Cl}^-$

Balanceela y determine la suma de los coeficientes estequiométricos.:

- a) 6      b) 8      c) 13      d) 15      e) 17

Solucion





- Se ajusta el Cl<sup>-</sup>.
- Se agrega 4(OH)<sup>-</sup> al 1º miembro, balanceado las cargas.



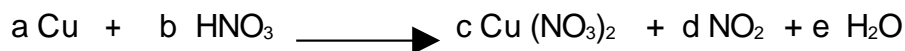
- El H; con H<sub>2</sub>O



$$\sum \text{Coef. } 2+1+4+1+2+5= 15$$

Rpta.d)

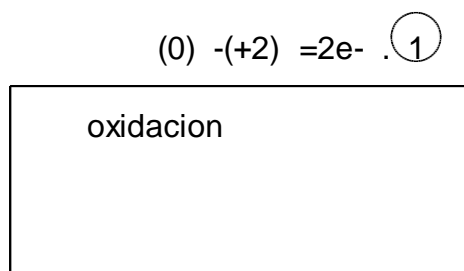
9.- Equilibrar la ecuación de la oxidación del cobre por el HNO<sub>3</sub>.



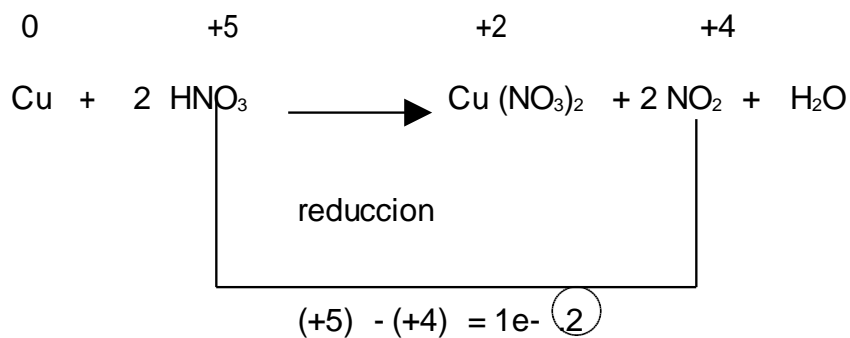
Indique el coeficiente incorrecto:

- a) a=1    b) b=4    c) c=1    d) d=1    e) e=2

Solucion







Por tanteo se ajusta "N"



a=1            b=4            c=1            d=2            e=2

Rpta d)

Oxidante: HNO<sub>3</sub>

Reductor: Cu

### Balancee por tanteo o inspección

- KNO<sub>3</sub> → KNO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>
- Al + HCl → AlCl<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + CO → Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>
- MgO + HBr → MgBr<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O
- K + H<sub>2</sub>O → KOH + H<sub>2</sub>
- Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → Li(OH) + O<sub>2</sub>
- CaH<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → Ca(OH)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>
- ZnCO<sub>3</sub> + HNO<sub>3</sub> → Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O
- BaCl<sub>2</sub> + NaAsO<sub>4</sub> → Ba<sub>3</sub>(AsO<sub>4</sub>)<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>
- Al + NaOH + H<sub>2</sub>O → NaAl(OH)<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>
- NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + NH<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O
- C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O
- Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CuO + NO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>
- PbS + O<sub>2</sub> → PbO + SO<sub>2</sub>
- NaMnO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> + H<sub>2</sub>O

- $P_4 + O_2 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$
- $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- $Th(NO_3)_4 + K_3PO_4 \rightarrow Th_3(PO_4)_4 + KNO_3$
- $CaNCN + H_2O \rightarrow CaCO_3 + NH_3$
- $PBr_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_3 + HBr$
- $PbCO_3 + H^+ \rightarrow Pb^{++} + CO_2 + H_2O$
- $As_2S_5 + S^{2-} \rightarrow AsS_4^{4-}$
- $Zn + OH^- + H_2O \rightarrow Zn(OH)_4^{2-} + H_2$
- $Ba_3(PO_4)_2 + H^+ \rightarrow H_3PO_4 + Ba^{++}$
- $CdS + H^+ \rightarrow H_2S + Cd^{2+}$
- $Fe_2O_3 + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + H_2O$
- $CdS + As^{3+} \rightarrow As_2S_3 + Cd^{2+}$
- $Th^{4+} + H_2SO_3 + H_2O \rightarrow S O_4^{2-} + Fe^{2+} + H^+$
- $H_2S + H_2SO_3 \rightarrow S + H_2O$
- $BaS + H_2O_2 \rightarrow BaSO_4 + H_2O$
- $CuS + S O_4^{2-} + H^+ \rightarrow Cu^{2+} + S + SO_2 + H_2O$
- $Cl^- + N O_3^- + H^+ \rightarrow HClO + NO_2 + H_2O$
- $Br^- + MnO_2 + H^+ \rightarrow HBrO + Mn^{+2} + H_2O$
- $Ag + ClO_3^- + Cl^- + H^+ \rightarrow AgCl + H_2O$
- $S_2 O_8^{2-} + Ce^{3+} \rightarrow S O_4^{2-} + Ce^{4+}$

#### Balancée por REDOX

- $Bi(OH)_3 + K_2Sn(OH)_4 \rightarrow Bi + K_2Sn(OH)_6$
- $FeSO_4 + H_2SO_4 + KMnO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
- $H_2S + KMnO_4 + HCl \rightarrow S + KCl + MnCl_2 + H_2O$
- $Sb + HNO_3 \rightarrow Sb_2O_5 + NO + H_2O$
- $MnO_2 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$
- $HMnO_4 + AsH_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_5AsO_4 + MnSO_4 + H_2O$
- $Bi + HNO_3 \rightarrow Bi(NO_3)_3 + NO + H_2O$
- $Ag + H^+ + N O_3^- \rightarrow Ag^+ + NO + H_2O$
- $Sn^{+2} + H^+ + I O_3^- \rightarrow Sn^{4+} + I^- + H_2O$
- $CrO_7^{2-} + C_2H_5OH + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + HC_2H_3O_2 + H_2O$

- $\text{As} + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{NO} + \text{H}^+$
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaI} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
- $\text{Ag}_3\text{AsO}_4 + \text{Zn} + \text{H}^+ \rightarrow \text{AsH}_3 + \text{Ag} + \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{SO}_4^{2-} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{S}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{NO}$
- $\text{PuO}_2^+ + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Pu}^{4+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2 + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$
- $\text{Mn} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Co}^{3+} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Co}^{2+} + \text{H}^+$
- $\text{ZnS} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{S} + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeS} + \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{OH}^-$
- $\text{MnO}_2 + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{UO}_2^{2+} + \text{Ag} + \text{H}^+ \rightarrow \text{U}^{4+} + \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{VO}_2^+ + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{VO}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ce}^{4+} + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ce}^{3+} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}^+$
- $\text{I}_2 + \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{I}^-$
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 + \text{HIO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{U} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{UO}_2^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeS}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O}$

Balancee por varios métodos: según el medio

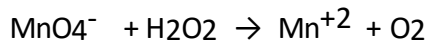
- $\text{Zn} + \text{SbO}_4^{3-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SbH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AsH}_3 + \text{Ag} + \text{OH}^- \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} + \text{Ag}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{PH}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$

- $\text{Br} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Br} + \text{N}_2$
- $\text{AuCl}_4^- + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}^+ + \text{Au} + \text{Cl}^-$
- $\text{Sb}^{+3} + \text{Zn} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{++} + \text{SbH}_3$
- $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $[\text{PtCl}_6]^{2-} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{Cl}^- + [\text{PtCl}_4]^{2-}$
- $\text{TiCl}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{TiCl}_3 + \text{ZnCl}_2$
- $\text{Mn}^{++} + \text{BiO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Bi}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{MnO}_4^-$
- $\text{Re} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HReO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{Ag} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NaOH} + \text{Ag}_2\text{S}$
- $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ + \text{I}^-$
- $\text{VO}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{VO}_4^{3-} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}^+$
- $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_2 + \text{BiO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Br}^{3-} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NiS} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Ni}^{+2} + \text{S} + \text{NOCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF} + \text{O}_3$
- $\text{Ce}^{+3} + \text{CrO}_7^{=} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Ce}^{4+} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AsO}_3^{3-} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Sb}_2\text{S}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{CO}_2$
- $\text{HBr} + \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+}$
- $\text{FeS} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Am}^{+3} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AmO}_2^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$
- $\text{VO}^+ + \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{VO}_3^- + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

## CUESTIONARIO DE EVALUACIÓN

Balancear por método de tanteo redox o ion electrón, los siguientes ejercicios:

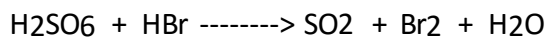
1. Balancear en medio ácido:



El coeficiente de  $\text{O}_2$  es:

- a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4                      e) 5

2. Balancear en medio ácido:



El coeficiente de  $\text{H}_2\text{O}$  es:

- a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4                      e) 5

3. Balancear en medio ácido:



El coeficiente de  $\text{H}_2\text{O}$  es:

- a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4                      e) 5

Respuestas:

- 1) B                      2) a                      3) c

## ESTEQUIOMETRIA

**Concepto:** Es aquella parte de la Química que se encarga de estudiar las relaciones cuantitativas entre aquellas sustancias que participan en una reacción química.

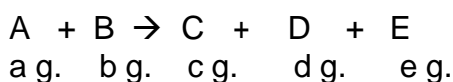
- I. Leyes Ponderales
- II. Leyes Volumétricas

### I. LEYES PONDERALES (Relación Peso-Peso)

#### 1º Ley de Lavoisier o Ley de conservación de la Materia

“En toda reacción la suma de los pesos de las sustancias reactantes es igual a la suma de los pesos de las sustancias resultantes o productos. **Es decir la materia no se crea ni se destruye solamente se transforma.**”

En toda reacción química:



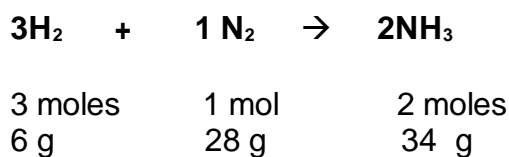
se cumple:  $(a + b) \text{ g.} = (c + d + e) \text{ g.}$

#### Ejemplo:

	<b>Ca</b>	+	<b>2 HNO<sub>3</sub></b>	→	<b>Ca (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	+	<b>H<sub>2</sub></b>
Relación molar	1 at.gr		2 mol. gr.		1 mol. gr		1 mol. gr
Relación en peso	40 g		126 g		164 g		2 g

Por Lavoisier:  $166 \text{ g} = 166 \text{ g}$

#### Ejemplo:

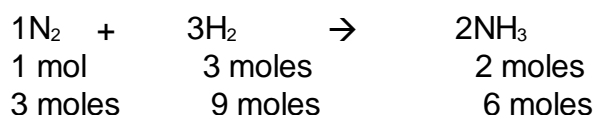


Por Lavoisier:  $34 \text{ g} = 34 \text{ g}$

#### 2º. Ley de las relaciones constantes y definidas o LEY DE PROUST

En todo proceso químico los reactantes y productos participan manteniendo sus moles o sus masas en una proporción fija, constante y definida. Cualquier exceso de uno de ellos permanece sin reaccionar.

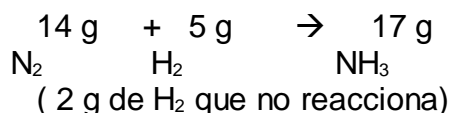
Ejemplo:



	4 moles	12 moles	8 moles
	etc		
	28 g	6 g	34 g
÷2	14 g	3 g	17 g
÷2	7 g	1.5 g	8.5 g

14 gramos de N<sub>2</sub> se requieren para reaccionar estequiometricamente con 3 g de H<sub>2</sub> para formar 17 g de NH<sub>3</sub>

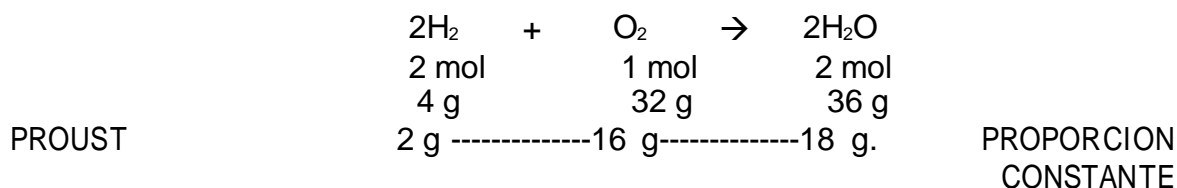
- Si se combinacen 14 g de N<sub>2</sub> con 5 g de H<sub>2</sub>, podemos observar que H<sub>2</sub> sólo reaccionará 3 g y el resto es el exceso.



Ejemplo: Si en un recipiente se tiene 16 g de Hidrógeno y 16 g de Oxígeno ¿Cuánta agua se ha producido?. Indicar el reactivo en exceso.

Solución:

Inicialmente se tiene: H<sub>2</sub>: 16 g O<sub>2</sub>: 16 g



O<sub>2</sub>: reacciona completamente : 16 g y requiere sólo de H<sub>2</sub>: 2 g

Por lo tanto: El Hidrogeno está en exceso:

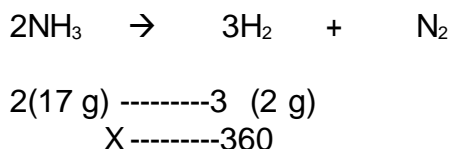
Exceso H<sub>2</sub> = 16-2 = 14 g

De agua se produce: 18 g

- Si en un proceso químico las sustancias no se encuentran en proporción estequiométrica, entonces una de **ellas se halla en exceso**, y reacciona parcialmente. La otra sustancia se consume totalmente y se le denomina **Reactivo Limitante**, encontrándose en menor cantidad.

Problema: ¿Cuántos gramos de Amoniaco se deben descomponer para obtener 360 g de Hidrógeno?.

Se resuelve aplicando la regla de 3 simple.



$$X = 360 \cdot 2(17) / 3 \cdot 2 = 2040 \text{ g (NH}_3)$$

## II. LEYES VOLUMETRICAS

Ley de Gay-Lussac: solamente son aplicables a sustancias (gaseosas) a las mismas condiciones de presión y temperatura.

En las reacciones gaseosas; los coeficientes molares, nos indica también los coeficientes

volumétricos.

1. Ley de los volúmenes constantes y definidos.
2. Ley de los volúmenes Proporcionales
3. Contracción Volumétrica

Ejercicios:

1. Tetracloruro de Silicio se produce conforme la reacción:

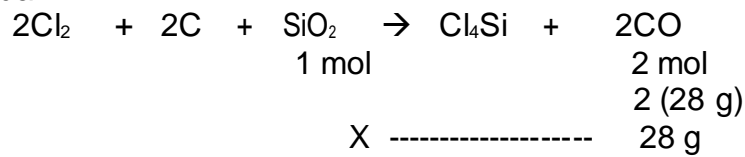


¿Que cantidad se Sílice se consume cuando se producen 28 gramos de monóxido de carbono?

Solución:

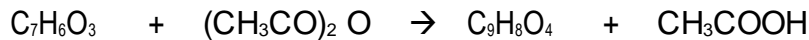
Sílice :  $\text{SiO}_2$

Reacción balanceada:



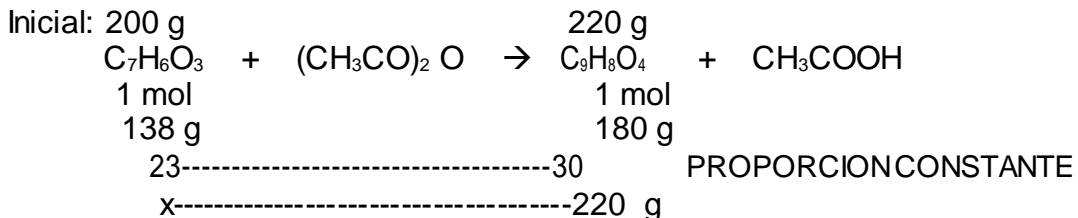
$$X = \frac{1}{2} \text{ mol } (\text{SiO}_2)$$

2. Al hacer reaccionar una muestra de 200 g de ácido salicílico con suficiente anhídrido acético, para obtener experimentalmente 220 g de ácido acetil salicilico (Aspirina) de acuerdo con la ecuación.



Determinar el rendimiento de la Aspirina para la reacción:

Solución:



$$X = 168.6 \text{ g (ac. Salicílico)}$$

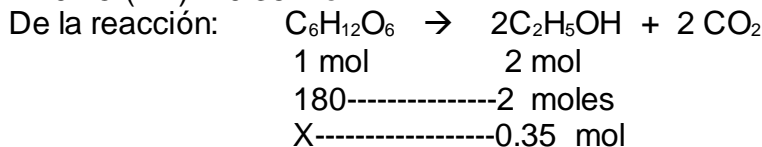
$$\text{Rendimiento: } n = \left( \frac{168.6}{200} \right) \cdot 100 = 84.3\%$$

3. En la fermentación de la Glucosa pura ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) conduce a la formación de dos moléculas de etanol y 2 de dióxido de carbono por cada molécula de glucosa. Si el rendimiento de la reacción es del 85%. ¿Cuántos gramos de glucosa serán necesarios para producir 250 ml de solución de etanol 1.4 M?.

$$V = 0.25 \text{ lt}$$

$$M = 1.4$$

$$n = 0.25 (1.4) = 0.35 \text{ mol}$$



$$X = 31.5 \text{ g (glucosa) al 85\%}$$



$$W = (100/85) \cdot 31.5 = 37 \text{ g}$$

### PESO EQUIVALENTE:

Es un peso estándar de combinación que permite determinar la capacidad de combinación de las masas de diferentes especies químicas.

Para determinar el peso equivalente se toma como referencia lo siguiente, como: la cantidad en peso de una sustancia que se libera, combina o desplaza 1 unidad en peso de hidrógeno, ó 8 unidades en peso de oxígeno ó 35.5 unidades en peso de cloro.

Ejemplo:

1. 69 g de una sustancia se combina con 3 g de hidrógeno ¿Cuál es su P.E.?

Solución:

$$\begin{array}{r} 69 \text{ g (x)} \text{-----} 3 \text{ g (H)} \\ \text{P.E. (x)} \text{-----} 1 \text{ g} \\ \text{PE (x)} = 23 \end{array}$$

2. 87 lb de una sustancia se combina con 64 lb de O. ¿Cuál es su P.E.?

solución:

$$\begin{array}{r} 87 \text{ lb (x)} \text{-----} 64 \text{ lb (O)} \\ \text{PE (x)} \text{-----} 8 \\ \text{PE(x)} = 10.8 \end{array}$$

### DETERMINACION DE PESO EQUIVALENTE :

ELEMENTOS:

P.A.
PE = -----
IE.O.I

Donde: PE : peso equivalente  
P.A. : peso atómico  
IE.O.I: Valor absoluto del E.O.

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
IE.O.I	1	2	3	4	3	2	1

Ejemplo:

$$\begin{array}{l} \text{P.E.}_{(\text{Ca})} : 40/2 = 20 \\ \text{P.E.}_{(\text{Al})} : 27/3 = 9 \\ \text{P.E.}_{(\text{Cl})} : 35.5/1 = 35.5 \\ \text{P.E.}_{(\text{o})} : 16/2 = 8 \\ \text{P.E.}_{(\text{H})} : 1/1 = 1 \\ \text{P.E.}_{(\text{N})} : 14/3 = 4.66 \end{array}$$

$$P.E. (s) : 32/2 = 16$$

$$P.E. (c) : 12/4 = 3$$

**COMPUESTOS:**

$PE = \frac{P.M.}{\theta}$
----------------------------

P.M. = Peso molecular

$\theta$  = Parámetro del compuesto

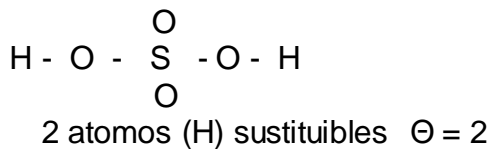
COMPUESTO	$\theta$
Oxido	Carga total del <b>O</b>
Acido	# de <b>Hs.</b> Sustituibles
Base	# de <b>(OH)<sub>s</sub></b>
Sal	Carga total del catión o Anión

Ejemplo:

$$PE : SO_3 \rightarrow (PM= 80 ; \theta= 6)$$

**Oxido** - PE  $SO_3^{-2}$  :  $80/6 = 13.33$

- PE  $H_2SO_4$  :  $98/2 = 49$



**Para ácidos orgánicos:**

$$PE CH_3COOH : 60/ 1 = 60$$

$$CH_3-COOH \theta= 1$$

$$PE COOH-COOH : 90/ 2= 45$$

**Sal:** PE  $Ca_3^{+2}(PO_4)_2$  :  $310/6 = 51.66$

$$PE FeCl_3^{-1} : 162.5/ 3 = 54.16$$

**Base** PE  $Ca(OH)_2$  :  $74/2 = 36$

**RADICAL:**

$PE = \frac{\text{Peso Molecular}}{ Carga Radical }$
--

Ejemplo:

$$\text{PE } (\text{SO}_4)^{-2} = 96/2 = 48$$

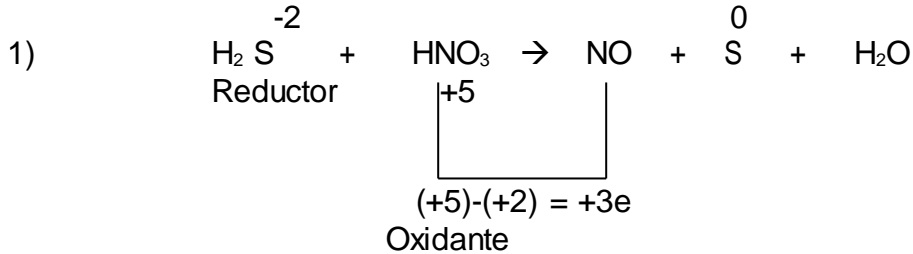
$$\text{PE } (\text{NH}_4)^+ = 18/1 = 18$$

$$\text{PE } (\text{OH})^{-1} = 17/1 = 17$$

**OXIDO-REDUCCION:**

P.M. PE = ----- # e <sup>-</sup> transferidos
---

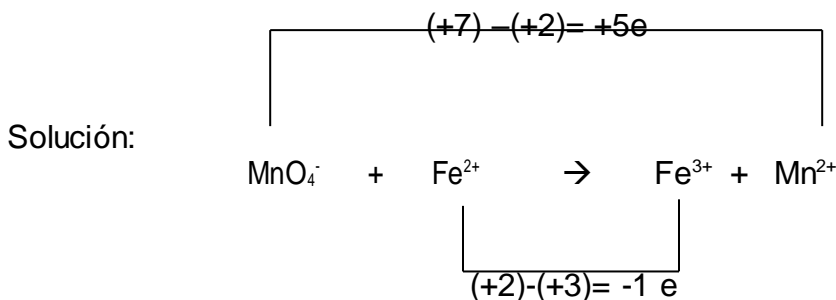
Ejemplo:



OXIDANTE : HNO<sub>3</sub>      PE =  $\frac{63}{3}$  = 21  
# e ganados

REDUCTOR: H<sub>2</sub>S      PE =  $\frac{34}{2}$  = 17  
# e perdidos

1) ¿Cuál es el peso equivalente del permanganato de potasio, KMnO<sub>4</sub> en la siguiente reacción óxido-reducción?



PE KMnO<sub>4</sub> :  $\frac{158}{5}$  = 31.6

$$\text{PE Fe} : \frac{\text{\# e ganados}}{56} = \frac{56}{1} = 56$$

# e perdidos

### EQUIVALENTE GRAMO

Es el peso de una sustancia en gramos cuyo valor numérico es igual a su peso equivalente.

$$1 \text{ EQUIV} = \text{PE} \dots \text{g}$$

Ejemplo:

1 Equiv O	=	8 g
1 Equiv H	=	1 g
1 Equiv H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	=	49 g
1 Equiv SO <sub>3</sub>	=	13.33 g

### NUMERO EQUIVALENTES-GRAMO:

$$\# \text{ EQUIV} = \frac{\text{Peso (g)}}{\text{PE}}$$

ó

$$\# \text{ EQUIV} = n \cdot \theta$$

COMPUESTOS

- n : numero de moles
- θ : parámetro del compuesto

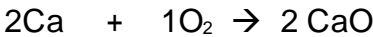
### LEY GENERAL DE COMBINACION QUIMICA:

Para muchas reacciones o combinaciones químicas las sustancias contienen igual número de equivalentes gramos.

Sea la Reacción: A + B → C + D

$$\# \text{ EQUIV. A} = \# \text{ EQUIV. B} = \# \text{ EQUIV. C} = \# \text{ EQUIV. D}$$

Ejemplo:



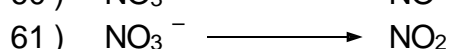
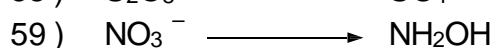
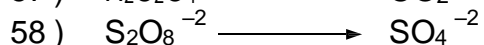
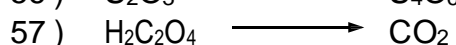
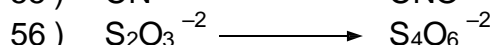
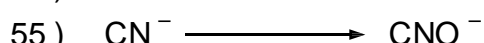
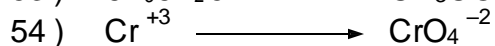
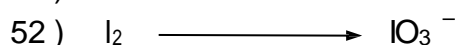
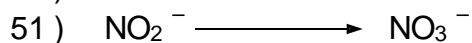
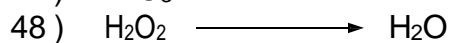
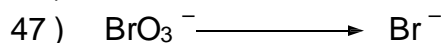
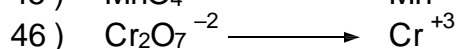
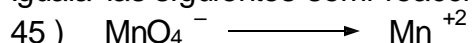
Pesos	80 g	32 g	112 g
PE	20	8	28
# EQUIV	80/20	32/8	112/28
	4 Equiv	4 Equiv.	4 Equiv.

## EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

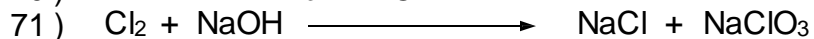
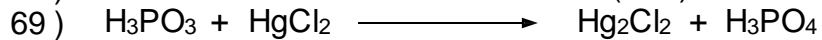
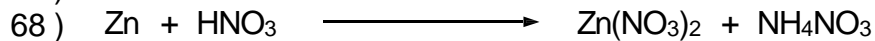
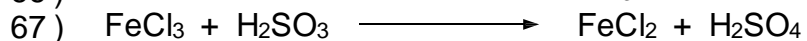
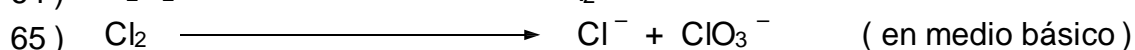
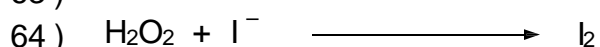
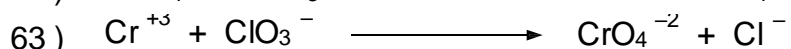
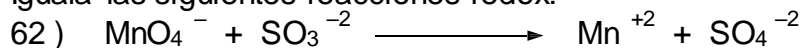
Calcula el número de oxidación de cada elemento:

- 1) Zn
- 2) Ca
- 3) Fe
- 4) H<sub>2</sub>
- 5) N<sub>2</sub>
- 6) O<sub>2</sub>
- 7) P<sub>4</sub>
- 8) H<sup>+</sup>
- 9) F<sup>-</sup>
- 10) Na<sup>+</sup>
- 11) Cu<sup>+2</sup>
- 12) Fe<sup>+3</sup>
- 13) O<sup>-2</sup>
- 14) S<sup>-2</sup>
- 15) HF
- 16) CaF<sub>2</sub>
- 17) MgCl<sub>2</sub>
- 18) Na<sub>2</sub>S
- 19) NH<sub>3</sub>
- 20) CO<sub>2</sub>
- 21) CO
- 22) AlCl<sub>3</sub>
- 23) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- 24) N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
- 25) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- 26) NO<sub>3</sub><sup>-</sup>
- 27) SO<sub>4</sub><sup>-2</sup>
- 28) SO<sub>3</sub><sup>-2</sup>
- 29) ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>
- 30) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>
- 31) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>
- 32) CrO<sub>4</sub><sup>-2</sup>
- 33) Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>-2</sup>
- 34) NaOH
- 35) LiOH
- 36) Ca(OH)<sub>2</sub>
- 37) HNO<sub>3</sub>
- 38) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 39) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
- 40) HCN
- 41) H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- 42) NaNO<sub>3</sub>
- 43) Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 44) K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

Iguala las siguientes semi-reacciones:



Iguala las siguientes reacciones redox:

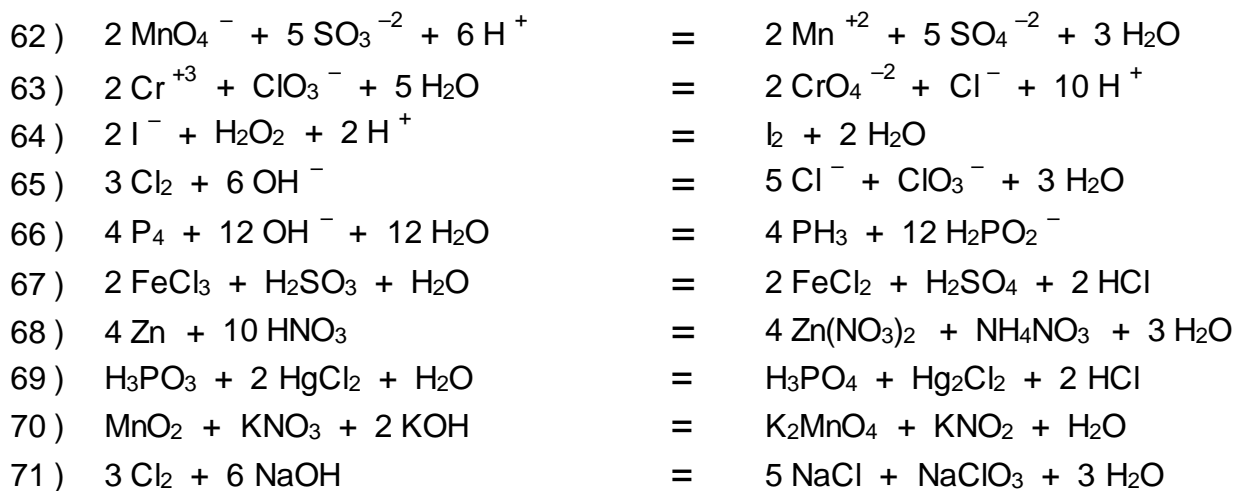


# RESPUESTAS

- 1) al 7) número de oxidación = 0  
8) al 14) número de oxidación = carga del ión  
15) número de oxidación del H = +1  
número de oxidación del F = -1  
16) número de oxidación del Ca = +2  
número de oxidación del F = -1  
17) número de oxidación del Mg = +2  
número de oxidación del Cl = -1  
18) número de oxidación del Na = +1  
número de oxidación del S = -2  
19) número de oxidación del N = -3  
número de oxidación del H = +1  
20) número de oxidación del C = +4  
número de oxidación del O = -2  
21) número de oxidación del C = +2  
número de oxidación del O = -2  
22) número de oxidación del Al = +3  
número de oxidación del Cl = -1  
23) número de oxidación del N = +3  
número de oxidación del O = -2  
24) número de oxidación del N = +4  
número de oxidación del O = -2  
25) número de oxidación del N = +5  
número de oxidación del O = -2  
26) número de oxidación del N = +5  
número de oxidación del O = -2  
27) número de oxidación del S = +6  
número de oxidación del O = -2  
28) número de oxidación del S = +4  
número de oxidación del O = -2  
29) número de oxidación del Cl = +5  
número de oxidación del O = -2  
30) número de oxidación del N = -3  
número de oxidación del H = +1  
31) número de oxidación del Mn = +7  
número de oxidación del O = -2  
32) número de oxidación del Cr = +6  
número de oxidación del O = -2  
33) número de oxidación del Cr = +6  
número de oxidación del O = -2  
34) número de oxidación del Na = +1  
número de oxidación del O = -2  
número de oxidación del H = +1  
35) número de oxidación del Li = +1  
número de oxidación del O = -2  
número de oxidación del H = +1



- 36 ) número de oxidación del Ca = +2  
número de oxidación del O = -2  
número de oxidación del H = +1
- 37 ) número de oxidación del H = +1  
número de oxidación del N = +5  
número de oxidación del O = -2
- 38 ) número de oxidación del H = +1  
número de oxidación del S = +6  
número de oxidación del O = -2
- 39 ) número de oxidación del H = +1  
número de oxidación del P = +5  
número de oxidación del O = -2
- 40 ) número de oxidación del H = +1  
número de oxidación del C = +2  
número de oxidación del N = -3
- 41 ) número de oxidación del H = +1  
número de oxidación del P = +5  
número de oxidación del O = -2
- 42 ) número de oxidación del Na = +1  
número de oxidación del N = +5  
número de oxidación del O = -2
- 43 ) número de oxidación del Ag = +1  
número de oxidación del S = +6  
número de oxidación del O = -2
- 44 ) número de oxidación del K = +1  
número de oxidación del S = +4  
número de oxidación del O = -2
- 45 )  $\text{MnO}_4^- + 5 e^- + 8 \text{H}^+$  =  $\text{Mn}^{+2} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- 46 )  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + 6 e^- + 14 \text{H}^+$  =  $2 \text{Cr}^{+3} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 47 )  $\text{BrO}_3^- + 6 e^- + 6 \text{H}^+$  =  $\text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 48 )  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 e^- + 2 \text{H}^+$  =  $2 \text{H}_2\text{O}$
- 49 )  $\text{NO}_3^- + 8 e^- + 10 \text{H}^+$  =  $\text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 50 )  $\text{H}_2\text{O}_2$  =  $\text{O}_2 + 2 e^- + 2 \text{H}^+$
- 51 )  $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$  =  $\text{NO}_3^- + 2 e^- + 2 \text{H}^+$
- 52 )  $\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$  =  $2 \text{IO}_3^- + 10 e^- + 12 \text{H}^+$
- 53 )  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$  =  $\text{CH}_3\text{COOH} + 4 e^- + 4 \text{H}^+$
- 54 )  $\text{Cr}^{+3} + 4 \text{H}_2\text{O}$  =  $\text{CrO}_4^{-2} + 3 e^- + 8 \text{H}^+$
- 55 )  $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O}$  =  $\text{CNO}^- + 2 e^- + 2 \text{H}^+$
- 56 )  $2 \text{S}_2\text{O}_3^{-2}$  =  $\text{S}_4\text{O}_6^{-2} + 2 e^-$
- 57 )  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  =  $2 \text{CO}_2 + 2 e^- + 2 \text{H}^+$
- 58 )  $\text{S}_2\text{O}_8^{-2} + 2 e^-$  =  $2 \text{SO}_4^{-2}$
- 59 )  $\text{NO}_3^- + 6 e^- + 7 \text{H}^+$  =  $\text{NH}_2\text{OH} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 60 )  $\text{NO}_3^- + 3 e^- + 4 \text{H}^+$  =  $\text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 61 )  $\text{NO}_3^- + e^- + 2 \text{H}^+$  =  $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



**Autor: NELSON LILLO TERAN**

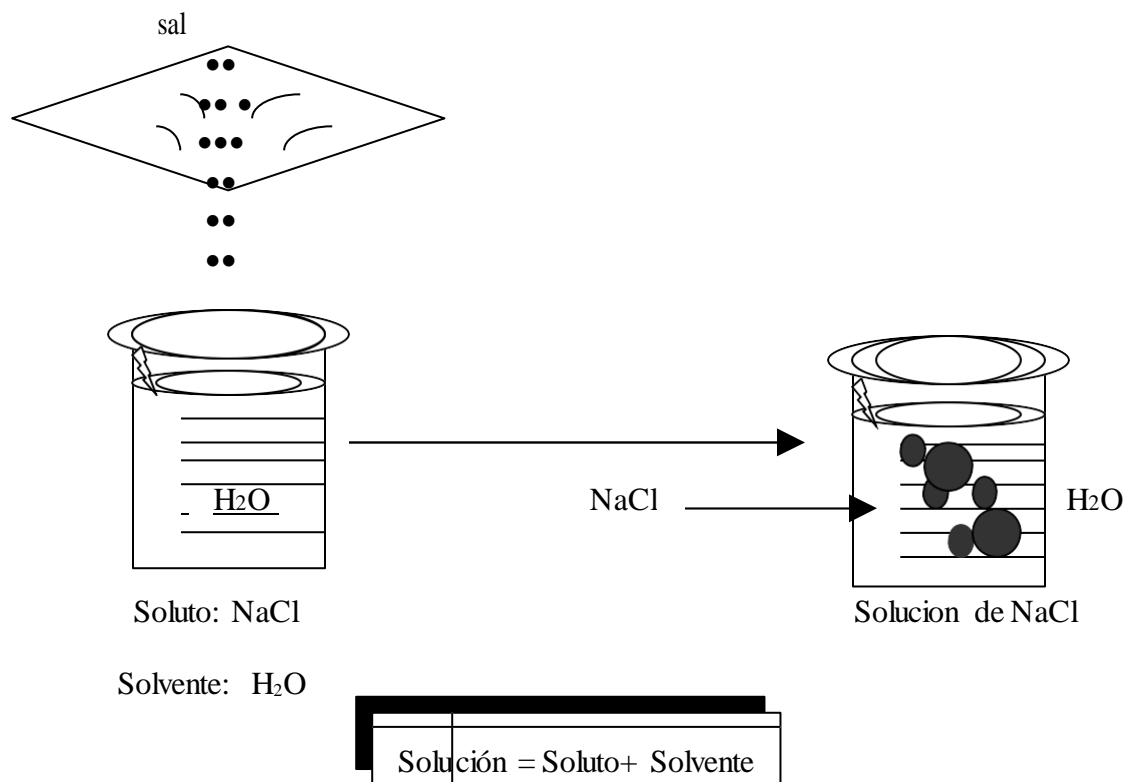
[quimic@eneayudas.cl](mailto:quimic@eneayudas.cl)

<http://www.eneayudas.cl>

## SOLUCIONES

### SOLUCIÓN (disoluciones):

Son mezclas homogéneas (UNA FASE) que contiene dos tipos de sustancias denominadas **SOLUTO** y **SOLVENTE**; que se mezclan en proporciones variables; sin cambio alguno en su composición es decir no hay reacción química.



### SOLUTO:

Es la sustancia que se disuelve y siempre se encuentra en menor proporción, ya sea en peso o volumen.

En una solución pueden haber varios solutos. A la naturaleza del soluto se deben el color, el olor, el sabor y la conductibilidad de las disoluciones.

El Solute da el nombre a la Solución
--------------------------------------

### Solvente (Disolvente):

Es la sustancia que disuelve o dispersa al soluto y generalmente se encuentra en mayor proporción.

Existen solventes: **Polares:** agua, alcohol etílico y amoníaco.

Los solventes **no Polares**: benceno(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>), tetracloruro de carbono (C Cl<sub>4</sub>), eter(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub> – O – C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>).

En las soluciones líquidas se toma como **solvente universal** al H<sub>2</sub>O debido a su alta polaridad.

El Solvente da el aspecto físico de la Solución
---

### CLASES DE SOLUCIÓN :

#### a.- Soluciones Sólidas:

Son aquellas en la que el disolvente es un sólido y pueden ser:

<b>Sto.</b>		<b>Ste.</b>	
Sólido	en	Sólido	= ALEACIONES
Líquido	en	Sólido	= AMALGAMAS
Gas	en	Sólido	= OCLUSIÓN del H (#)

(#) Es la propiedad que representa el gas de poder distribuir a través de los poros de ciertos metales como el platino ó el Paladio es decir el sólido absorbe el gas.

#### b.- Soluciones Líquidas:

Son aquellas donde el solvente es un líquido y pueden ser:

<b>Sto.</b>		<b>Ste.</b>	
Sólido	en	líquido	= Agua dulce, coloides
Líquido	en	líquido	= Agua y alcohol, Emulsiones
Gas	en	líquido	= Agua Gaseosa, Espumantes.

#### c.- Soluciones Gaseosas:

Son aquellas en la que el **Solvente** es un gas.

<b>STO.</b>		<b>Ste.</b>	
Sólido	en	Gas	= Humo, Aerosoles.
Líquido	en	Gas	= HUMEDAD
Gas	en	Gas	= AIRE

{ O<sub>2</sub>: 20%  
 N : 80%

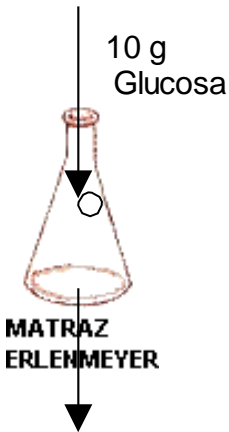
### CLASIFICACIÓN:

1.- De acuerdo a la cantidad de Solutos
---

#### A.- DILUÍDAS:

Son aquellas soluciones que tiene un cantidad pequeña de solutos y por ello son algo cristalinas. Ejm. Agua potable, agua oxigenada (3%H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ó peróxido de hidrógeno).

**Suero** : 6% dextrosa o glucosa.



$$\% W_x = \frac{W_x}{W_t} \cdot 100$$

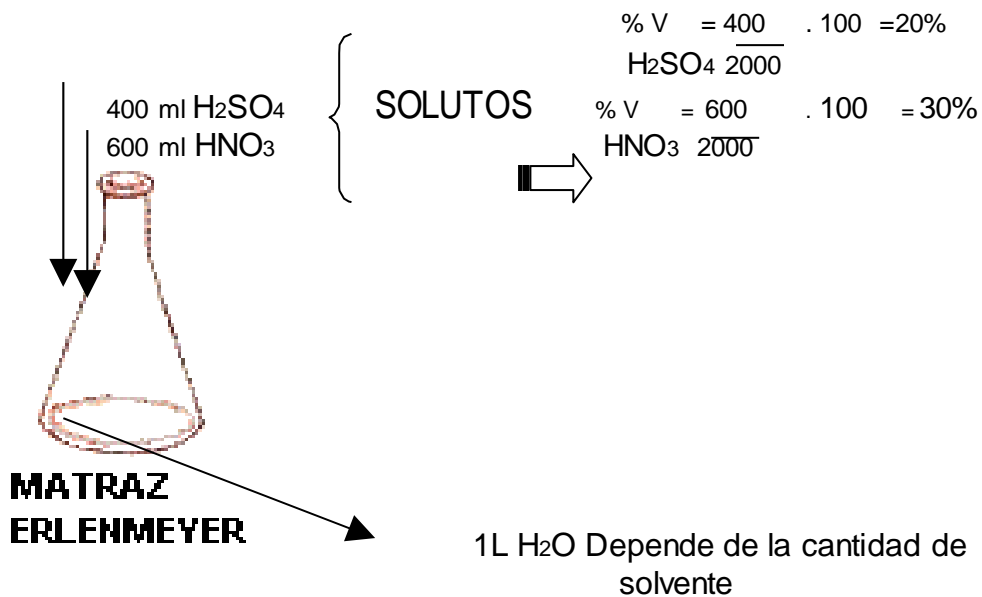
1 L H<sub>2</sub>O  
1L = 1000 c.c. <> 1000 g (H<sub>2</sub>O)

$$\% \text{PESO GLUCOSA} = \frac{10}{1010} \cdot 100 = 1$$

1 % de Glucosa

**B.- CONCENTRADAS:**

Son aquellas soluciones que presentan una apreciable cantidad de soluto. Ejm: Ácido muriático (37% HCl) en peso. Agua regia (75% HCl y 25% HNO<sub>3</sub> en vol.).



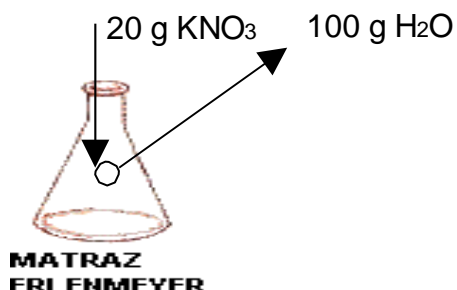
**C.- SATURADAS:**

Son aquellas soluciones que contienen la máxima cantidad de soluto disuelto, que puede disolverse a una temperatura determinada.

**EJEMPLO:**

**Soluciones Saturadas:**  $\frac{W_{sto \text{ disuelto}}}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$

	15 °C	25°C	50 °C
KNO <sub>3</sub>	20 g	55 g	110 g
NaCl	36 g	36.6 g	37 g
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	60 g	53 g	44 g



A 15 °c en H<sub>2</sub>O se disuelven como máximo 20 g de sal (KNO<sub>3</sub>). Si luego se añade más sal este quedará sin disolverse.

#### D.- SOBRESATURADAS:

Son aquellas soluciones en la que se ha logrado disolver un poco más de la máxima cantidad de soluto disuelto, con ayudas de calentamiento suaves o ligeros.

#### SOLUBILIDAD:

Es una concentración física que nos indica la máxima cantidad en peso de soluto que se disuelve en 100 g de H<sub>2</sub>O; a una temperatura determinada.

$$S_{(t^{\circ}\text{C})} = \frac{W_{\text{sto g DISUELTO}}}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$$

La **solubilidad** de las sustancias generalmente **aumenta al elevarse la temperatura**.

La representación gráfica de las solubilidades se realiza mediante las curvas de solubilidad.

Si se enfría una disolución saturada la solubilidad disminuye y por lo tanto el exceso de soluto se separa de la disolución en forma de cristales.

La solubilidad de los gases en líquidos es inversamente proporcional a la temperatura y directamente proporcional a la presión . Ejm bebidas carbónicas (coca cola, inka cola) donde el gas (CO<sub>2</sub>) anhídrido carbónico se absorbe a temperatura baja (4 °C) y a la temperatura ambiente (23 °C) se observa desprendimiento de burbujas.

## UNIDADES DE CONCENTRACION:

### A) FISICAS

#### A.1) Porcentaje en peso:

$$\% W = \frac{W_{\text{sto}}}{W_{\text{sol}}} \cdot 100$$

% Wsto : porcentaje en peso de soluto

W sto: peso soluto

W sol: peso de la solución

#### A.2) Porcentaje en volumen:

$$\% V_{\text{sto}} = \frac{V_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \cdot 100$$

% Vsto : porcentaje en volumen de soluto

V sto : volumen de soluto

Vsol : volumen de la solución

#### A.3) Peso de soluto en volumen de solución (C)

$$C = \frac{W_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$$

C : concentración de la solución

W sto : peso soluto

Vs : volumen de la solución

Donde :  $1 \text{ p.p.m.} = 1 \text{ mg} / V_{\text{sol}} \dots \text{lt.}$

### B. QUIMICAS

#### B.1) MOLARIDAD (M)

Nos indica el número de moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{N_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}} \dots \text{lt}}$$

W sto

Donde:  $n_{\text{sto}} = \frac{W_{\text{sto}}}{P.M._{\text{sto}}}$

P.M. sto

**PROBLEMA:**

Se tiene 196 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en 1 lt de solución. Hallar la Molaridad de la solución.

Soluto: ácido sulfúrico

$$W = 196 \text{ g}$$

$$\text{P.M.} = 98$$

$$n = 196/98 = 2$$

$$M = n_{\text{sto}}/V_{\text{sol}} = 2/1 = 2, 2 \text{ mol/lt } \text{ ó } 2 \text{ molar (2M)}$$

**B.2) NORMALIDAD (N)**

Es el número de equivalentes gramo de soluto por litro de solución

$$N = \frac{\# \text{EQUIV}_{\text{sto}}}{V \text{ sol. } \dots (\text{lt})}$$

# EQUIV (sto) : Número de equivalentes gramo de soluto

$$\# \text{EQUIV} = \frac{w}{\text{PE}}$$

\* Del problema anterior, hallar "N"

$$\text{Sto: } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad V \text{ sol} = 1 \text{ lt.}$$

$$W = 196 \text{ g} \quad \# \text{EQUIV} = \frac{196}{98/2} = 4$$

$$\text{P.M.} = 98$$

$$\theta = 2 \quad N = 4/1 = 4 \text{ equiv/ lt } \text{ ó } 4 \text{ Normal (4N)}$$

**RELACION ENTRE N Y M:**

$$N = M \cdot \theta$$

Del problema anterior:

$$M = 2 \quad \theta = 2 \quad N = 2 (2) \quad N = 4$$



### B.3) MOLALIDAD (m)

Es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

Problema:

Hallar la molalidad de una solución que contiene 36 gramos de agua disueltos en 250 gramos de alcohol etílico ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ )

Solución: soluto:  $\text{H}_2\text{O}$

$$W = 36 \text{ g}$$

$$P.M. = 18 \quad n = W/P.M. = 36/18 = 2 \text{ mol}$$

Solvente: alcohol:

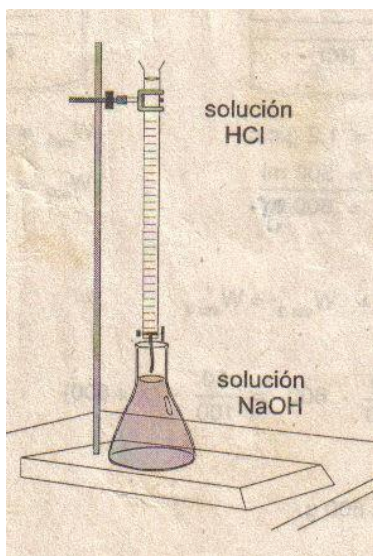
$$W = 250 \text{ g.} = 0.25 \text{ Kg}$$

$$m = n_{\text{sto}} / W_{\text{ste... kg}} = 2 / 0.25$$

$$m = 8 \text{ , } 8 \text{ mol/ kg } \text{ ó } 8 \text{ molal } \quad (8m)$$

### NEUTRALIZACION ACIDO-BASE. TITULACION

Es el procedimiento que permite determinar la concentración de una solución ácida o básica. Se realiza añadiendo un ácido o base a una base o ácido, para indicar el **punto final** o punto de neutralidad, se percibe por el viraje de un indicador. A este proceso también se le llama TITULACION O VALORACION.



En el punto final: # Equiv. Acido = # Equiv. Base

$$N \text{ acido } V \text{ acido } = N \text{ base } V \text{ base}$$

### EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿Cuál es la Molaridad de una solución preparada disolviendo 16 g de  $\text{BaCl}_2$  en agua suficiente para obtener 450 ml de solución?

Sto:  $\text{BaCl}_2$

$$W \text{ sto} = 16 \text{ g}$$

$$P.M. = 208.2$$

$$n \text{ sto} = W/P.M. = 16/208.2 = 0.0768$$

$$V \text{ sol} = 450 \text{ ml} = 0.45 \text{ lt.}$$

$$M = n \text{ sto} / V \text{ sol} = 0.0768 / 0.45 = 0.171 \text{ molar}$$

2. ¿Qué volumen de cal apagada  $\text{Ca(OH)}_2$  2 M será necesario para neutralizar 900 ml de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 2.4M?

Base :  $\text{Ca(OH)}_2$

Acido acético :  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$V_b$  :??

$V_a$  : 900 ml

$M = 2$

$M : 2.4$

$\theta = 2$

$\theta = 1$

Reacción de neutralización:  $N_b V_b = N_a V_a$

$$2(2) \cdot V_b = 2.4 (1) \cdot 900 \text{ ml}$$

$$V_b = 540 \text{ ml}$$

- 3 Para neutralizar una disolución que contiene 2.25 g de ácido se necesita 25 ml de disolución 1M de alcali dibásico. Determine el peso equivalente del ácido.

Acido

base:  $2(\text{OH})$

$$W = 2.25 \text{ g}$$

$$\theta = 2$$

$$P.M. = 1$$

$$V = 25 \text{ ml} = 0.025 \text{ lt}$$

Neutralización:

$$\# \text{ EQUIV acido} = \# \text{ EQUIV. Base}$$

$$W \text{ acido} / \text{PE acido} = N_b \cdot V_b$$

$$2.25 / \text{P.E.} = 1(2) \cdot 0.025$$

$$\text{P.E. acido} = 45 \text{ g/equiv}$$

4. Un enfermo de Úlcera duodenal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico de 0.08 M. Si su estómago recibe 3 lt diario de jugo gástrico, que volumen de una medicina que contiene 2.6 g de la base  $\text{Al(OH)}_3$  por cada 100 ml debe consumirse para neutralizar el ácido?

Acido = HCl

Base:  $\text{Al(OH)}_3$

$V_a = 3 \text{ lt}$

$W_b :??$

$M = 0.08$

$\theta = 3$

$\theta = 1$

Neutralización:  $\# \text{ EQUIV. Acido} = \# \text{ EQUIV. Base}$

$W_{\text{Al(OH)}_3}$

$$0.08 \cdot 3 = \text{-----}$$

$78/3$

$$W_{\text{Al(OH)}_3} = 6.24 \text{ g.}$$

Si: 2.6 g -----100 ml medicina

6.24 g ----- V

$$V = 240 \text{ ml (medicina)}$$

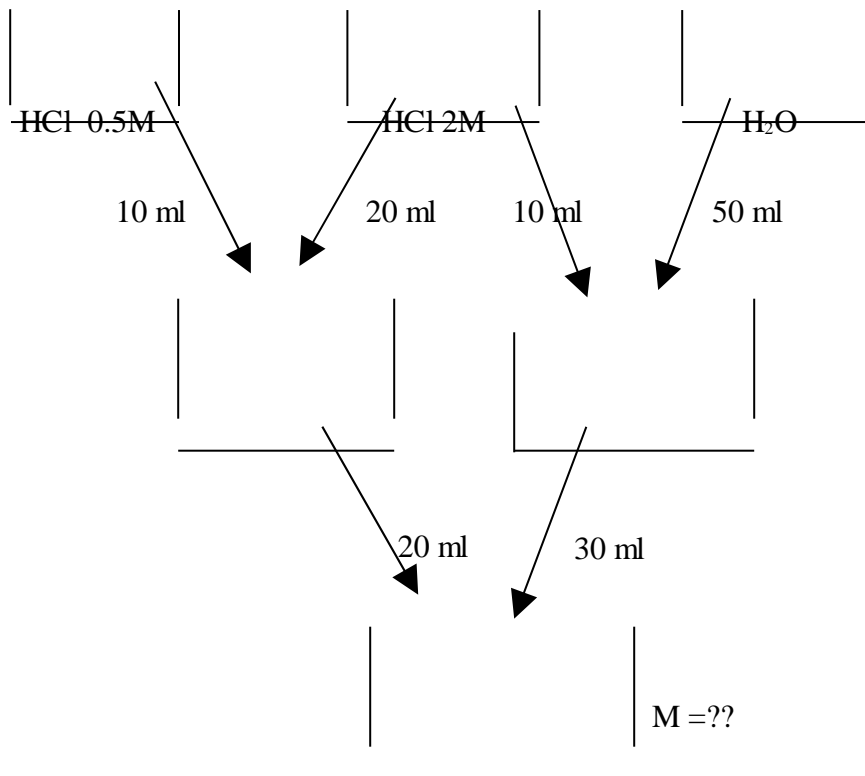
#### EJERCICIOS PROPUESTOS SOBRE SOLUCION

1. Determine el número de equivalentes-gramo de soluto en 100 ml de solución de  $\text{BaCl}_2$  2.5N.

- a) 0.15    b) 0.25    c) 0.5    d) 0.75    e) 0.1
2. Encuentre los gramos de soluto que se requieren para la preparación de 250 ml de solución de  $\text{AgNO}_3$  0.5N
- a) 400.5    b) 220.5    c) 315.5    d) 624.3    e) 815.4
3. Determine los gramos de soluto que se requieren para la preparación de 250 ml de solución de 500 ml de solución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  5N como oxidante en medio ácido.
- a) 122.5    b) 50.7    c) 38.5    d) 425.4    e) 200.1
4. Determine la normalidad de 220 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en 5 lt de solución.
- a) 1.2    b) 4.5    c) 0.9    d) 2.2    e) 1.8
5. Calcule los ml de solución de  $\text{AgNO}_3$  0.4N que se pueden obtener al disolver 13.59 g de nitrato de plata en agua.
- a) 100    b) 200    c) 300    d) 400    e) 500
6. Determine los ml de solución de amoníaco 15N, necesarios para preparar 60 ml de solución de amoníaco 5 N.
- a) 10    b) 20    c) 30    d) 40    e) 50
7. Determinar la normalidad de la solución de ácido nítrico producido al diluir 22.5 ml de  $\text{HNO}_3$  16 N con agua a un volumen de 60 ml.
- a) 3    b) 4    c) 5    d) 6    e) 7
8. ¿Qué volumen de agua se debe emplear para preparar una solución de  $\text{HNO}_3$  6N, a partir de 12 ml de  $\text{HNO}_3$  16N?
- a) 20 ml    b) 15 ml    c) 40 ml    d) 35 ml    e) 85 ml
9. A que volumen se debe diluir 10 ml de una solución de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  para preparar una solución de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  1.5 N.
- a) 15ml    b) 20 ml    c) 25 ml    d) 35 ml    e) 40 ml
10. Convierta 32.8 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.1452N al volumen equivalente de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  N.
- a) 4.76 ml    b) 8.78 ml    c) 540 ml    d) 61.5 ml    e) 3.15 ml
11. ¿Cuántos ml de  $\text{NaOH}$  0.15N se requieren para neutralizar completamente 60 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.25N?

- a) 50      b) 100      c) 250      d) 150      e) 350
12. Calcule el número de ml de KOH 0.498N que se requieren para neutralizar 25 ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.259N.
- a) 8      b) 13      c) 25      d) 11      e) 4
13. ¿Qué volumen de una solución de Ba(OH)<sub>2</sub> 0.5M reaccionará completamente con 25 ml de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> 3N?
- a) 75 ml      b) 45 ml      c) 10 ml      d) 30 ml      e) 50 ml
14. ¿Cuántos ml de solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 2.5N, neutralizarán completamente a una solución que contenga 0.25 g de NaOH (85% de NaOH puro)
- a) 4.10      b) 10.8      c) 36.4      d) 2.12      e) 8.5
15. ¿Cuántos ml de solución de HCl 1.2N reaccionarán completamente con una solución que contenga 0.267 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> puro?
- a) 3.1      b) 4.8      c) 4.2      d) 6.3      e) 8.8
16. Una muestra de calcita ( CaCO<sub>3</sub> puro ) que pesa 1.0 g requiere 39.5 ml de una solución de HCl para reaccionar completamente calcule la normalidad del ácido.
- a) 0.5      b) 1.0      c) 1.5      d) 2.0      e) 2.5
17. Determine el peso de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> puro en gramos que se requieren para reaccionar completamente con 22.4 ml de una solución de HNO<sub>3</sub> 0.525N
- a) 0.83      b) 1.46      c) 0.62      d) 3.15      e) 9.27
18. Al normalizar una solución de HCl se encontró que 28.5 ml del ácido reaccionaron completamente con 0.40 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> puro ¿Cuál es la normalidad de la solución ácida?
- a) 0.45      b) 0.26      c) 0.8      d) 1.4      e) 0.65
19. Calcule los mililitros de NaOH 2.5N que se necesitan para neutralizar completamente 10 ml de una solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> con una gravedad específica de 1.84 y que contiene 98% en peso de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puro.
- a) 147      b) 410      c) 215      d) 88      e) 304
20. Calcule los mililitros de K<sub>4</sub>Fe(CN)<sub>6</sub> 0.5N que se requieren para precipitar completamente el ferrocianuro férrico de una solución que contiene 1.5 g de cloruro férrico.
- a) 55.5      b) 100.1      c) 84.2      d) 76.7      e) 35.4

21. Calcular la Molaridad en el último recipiente:



- a) 0.2M      b) 1.4 M      c) 0.02M      d) 0.14 M      e) 0.07M

Clave					
1 b	5 b	9 e	13 a	17 c	21 b
2 b	6 b	10 a	14 d	18 b	
3 a	7 d	11 b	15 c	19 a	
4 c	8 a	12 b	16 a	20 a	

### EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

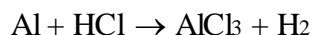
1. Si 3 litros de alcohol de 70 grados se disuelven en 20 ml de agua destilada, cuál será la nueva concentración de la nueva solución de alcohol?
2. Cuántos ml de alcohol de 80 grados debo de medir y cuánto de agua destilada para preparar 300 ml de alcohol de 30 grados?
3. Si una botella de 120 ml de alcohol medicinal (70 grados) se diluye con 40 ml de agua destilada, cuál será la nueva concentración de alcohol?
4. 40 ml de alcohol de 60 grados se unen con 50 ml de alcohol de 80 grados, cuál será la nueva concentración de alcohol?
5. Me ordenan preparar 40 ml de HCl 0.1N a partir de un botellón que contiene HCl 5N, diga cuántos ml debo de medir del botellón y cuánto de agua destilada?
6. Un frasco de 400 ml NaOH dice: 30% p/v, hallar:
  - a) La concentración de N
  - b) La concentración en M
  - c) La concentración en ppm

Respuestas:

- 1) 50 grados    2) 12 ml    3) 43 grados    4) 72 grados    5) 3 ml de ácido y 37 ml de agua    6) 0.2N, 0.2M, 340 ppm

## EJERCICIOS DE EVALUACIÓN ESTEQUIOMETRÍA

1.- Dada la siguiente ecuación química, no balanceada:



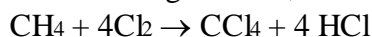
Calcular la cantidad de  $\text{H}_2$ , cuando se hace reaccionar 3.0 mol de Al con 4.0 mol de HCl.

R: 2.0 mol

2. Si se hace reaccionar 28 g de nitrógeno con 9.02 g de hidrógeno, calcular la masa de amoníaco formada.

R: 34.1 g

3. Si se hace reaccionar 64 g de metano con 355 g de cloro, de acuerdo a la ecuación:



Calcular la cantidad de  $\text{CCl}_4$  y HCl formado.

R: 1.25 y 5 moles

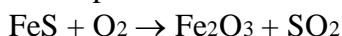
4.- Dada la siguiente reacción química.



Determine la masa en g, de sulfito ácido de calcio obtenida al hacer reaccionar 64,8 g de hidróxido de calcio con 52,4 g de dióxido de azufre.

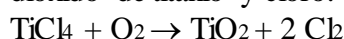
R: 81.8 mol

5. Al calentar sulfuro de hierro (II) en oxígeno gaseoso se produce óxido de hierro (III) y dióxido de azufre. Determine la masa de óxido de hierro (III) producido al hacer reaccionar 240 g de sulfuro de hierro (II) de 87.2 % de pureza en exceso de oxígeno.



R: 190 g

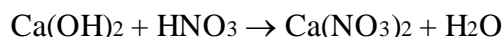
6. El tetracloruro de titanio se oxida en presencia de oxígeno dando como producto dióxido de titanio y cloro:



Determine la pureza del tetracloruro de titanio empleado si al hacer reaccionar 4.00 toneladas de  $\text{TiCl}_4$  en exceso de oxígeno se obtuvo 1.4 ton de dióxido de titanio. (Suponga 100% de rendimiento).

R: 83.3 %

7. El hidróxido de calcio es neutralizado por ácido nítrico para formar nitrato de calcio y agua:



Si el rendimiento de la reacción es de 75 %. ¿Qué masa de hidróxido debe tratarse en exceso de ácido nítrico para obtener 1.5 ton de nitrato de calcio?.

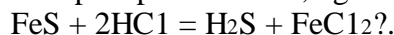
R: 900 kg.

8. El gas propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , en presencia de oxígeno reacciona para dar  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

¿Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  se forman cuando se queman 110,0 g de propano en presencia de aire?

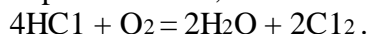
R: 7,5 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .

9. ¿Cuántos gramos de FeS se necesitan para producir 350,0 g de  $\text{H}_2\text{S}$  según la ecuación



R: 906,5 g de FeS.

10. ¿Cuántos moles de  $\text{O}_2$  se necesitan para formar 0,80 moles de  $\text{C}_{12}$  según la ecuación



R: 0,40 moles.

11. El zinc reacciona con el HCl para producir  $\text{ZnCl}_2$  e hidrógeno:



Si se mezclan 56,0 g de Zn con un exceso de HCl, ¿cual es el peso de  $\text{ZnCl}_2$  producido?

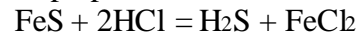
R: 116,8 g.

12. Qué peso de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  se forman en la reacción de 250 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y un exceso de NaCl?



R: 362,5 g de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

13. ¿Qué peso de FeS se necesitan para preparar 6.75 moles de H<sub>2</sub>S?.



R: 592,5 g de FeS.

14.- ¿Cuántos gramos de O<sub>2</sub> se producen en la descomposición térmica de 0.600 moles de BaO<sub>2</sub>?

R: 9.60 g

15.- ¿Calcular el peso de oxígeno que se pueden obtener teóricamente por la descomposición de 2.0 g de KClO<sub>3</sub>?

R: 78.0 g de O<sub>2</sub>.

## QUÍMICA ANALÍTICA CUANTITATIVA

### QUÍMICA ANALÍTICA.- Definición:

Es la ciencia que estudia los métodos y las técnicas que se emplean para determinar la composición de una sustancia que llega al laboratorio con el nombre de muestra.

Comprende no solo las técnicas manipulables, sino también las consideraciones teóricas en que se fundamentan las separaciones, detecciones y medidas.

Hay que tener en cuenta que la característica química completa de la composición de una sustancia debe comprender tanto la información cualitativa como la cuantitativa.

### DIVISIÓN

Según el tipo de información que se busque en el análisis, a la química analítica se le divide en:

Química analítica cualitativa  
 Química analítica cuantitativa

### Química analítica cualitativa.- Definición:

Es la parte de la química analítica que enseña la manera de descubrir o identificar los componentes que constituyen una muestra dada de una sustancia.

Es decir es la ciencia que determina la naturaleza o la clase de constituyentes que integran una sustancia.

Sus resultados se expresan en palabras, nombres o símbolos de las clases o agrupaciones especiales de átomos, iones o moléculas.

Por ejemplo. Calcio, Ca , Ca ++ , CaCl<sub>2</sub> , proteínas, grasas, carbohidratos, glucosa, etc.

### Química analítica cuantitativa.- Definición:

Es la parte de la química analítica que determina la cantidad en que se encuentran presentes los diferentes componentes de una muestra dada de una sustancia.

Es decir es la ciencia que determina la proporción en que se hallan los constituyentes de una sustancia.

La información obtenida en un análisis cuantitativo se expresa en números, con la indicación de las unidades que estos números representan.

Por ejemplo:        NaCl = 2.84 gr.% ; Fe<sub>2</sub> O<sub>3</sub> = 0.48 mgr.%.  
                           K<sub>2</sub> SO<sub>4</sub> = 2.p.p.m.   ó        2mgr. por mil  
                           Solución de Na OH 0.1000 N = 12.5 mls.

De ordinario la identificación cualitativa ha de preceder a la determinación cuantitativa, por que los resultados de la primera sirven para la selección del método y el procedimiento que ha de emplearse en la cuantificación.

Cuando no se conoce la naturaleza composición e una muestra es necesario

realizar el análisis cualitativo, previo al análisis cuantitativo, a fin de que los resultados sean lo más satisfactorios posibles, pues un buen análisis cuantitativo depende en gran parte de los constituyentes presentes en la muestra; tanto de la naturaleza de cada uno de ellos así como de sus cantidades relativas.

Hay que tener presente así mismo que el análisis cuantitativo, es a su vez influenciado en sus resultados por la presencia de sustancias interferentes y por la proporción en que éstas se encuentren.

Los Principios y las relaciones químicas en que se basa el análisis cualitativo y el cuantitativo son los mismos, pero con la diferencia que en el caso del análisis cuantitativo se debe trabajar con más cuidado, a fin de lograr una separación más completa de los componentes a cuantificar y para lo cual se debe prestar la debida atención y cuidado en las mediciones finales, así como en las condiciones de trabajo.

Por ejemplo: En el caso de practicar una precipitación cuantitativa es necesario ver que toda la sustancia a analizar precipite y para lograr esto es conveniente controlar los diferentes factores que en ella intervienen, tales como cantidad conveniente de reactivo precipitantes, temperatura, acidez, pH, etc. para evitar de esta manera errores en la medición final.

En el caso de una volumetría por ejemplo, se debe hacer una lectura correcta del volumen gastado del reactivo que se utiliza; así como poner la atención debida en el viraje del indicador que se emplea.

Debemos tener presente que como las sustancias interferentes tienden a causar error es conveniente lograr su eliminación o evitarlas a fin de obtener resultados confiables.

Por ejemplo: Los sulfatos los cuantificamos bajo la forma de  $\text{BaSO}_4$  en medio ácido clorhídrico; pero hay que tener presente que en un medio demasiado ácido el  $\text{BaSO}_4$  se redisuelve, por eso es conveniente que se controle el pH para lograr su correcta precipitación y de esta manera evitar la interferencia de la excesiva acidez.

### **MÉTODOS ANALÍTICOS.- Clasificación:**

Teniendo en cuenta la naturaleza de la medición final empleada en el análisis cuantitativo, los métodos analíticos se pueden clasificar de la siguiente manera:

#### **I.- Métodos Gravimétricos:**

Medición final es la pesada de un compuesto sólido que contiene la especie buscada.

- 1.- Métodos por precipitación
- 2.- Métodos por Electrodeposición

#### **II.- Métodos Volumétricos:**

Medición final, es la medida de un volumen.

##### **1.- Métodos con Indicadores:**

Medida de un volumen de solución reactivo que equivale a la sustancia buscada.

##### **2.- Métodos gasométricos:**

Medida de un volumen de gas resultante de reacciones químicas.

### **III.- Métodos Electroanalíticos:**

Medición final es la medida de una propiedad eléctrica.

#### **1.- Métodos Potenciométricos:**

Miden variaciones de potencial electrónico.

#### **2.- Métodos Conductimétricos:**

Miden la conductividad eléctrica de una solución.

#### **3.- Métodos Amperométricos:**

Miden el amperaje.

### **IV.- Métodos Ópticos:**

Medición final es la medida del comportamiento de la energía radiante.

#### **1.- Métodos Colorimétricos:**

Miden la radiación absorbida por la especie buscada.

#### **2.- Métodos Espectrofotómetros:**

Miden la radiación absorbida por la especie buscada.

#### **3.- Métodos Polimétricos:**

Miden la rotación del plano de luz polarizada.

#### **4.- Métodos Refractométricos:**

Miden el índice de Refracción de una solución de la sustancia buscada.

De todos estos métodos, los métodos gravimétricos de precipitación y los métodos volumétricos con indicadores son los llamados métodos clásicos, los demás corresponden a los llamados métodos instrumentales de Análisis.

### **ANÁLISIS CUANTITATIVO.- CLASES:**

Según el material que se analiza el análisis cuantitativo puede ser:

#### **1.- Análisis Inorgánico:**

El que se practica sobre materiales análisis inorgánicos. Por ejemplo. La cuantificación de cobre en un mineral.

#### **2.- Análisis Orgánico:**

El que se realiza sobre sustancias orgánicas. Por ejemplo. Cuantificación de proteínas en un alimento, el dopaje de Hierro en la sangre.

Considerando el número de componentes a determinar se clasifican en:

#### **1.- Análisis Parcial:**

Cuando es suficiente cuantificar solamente uno o unos cuantos componentes de una sustancia examen. Por ejemplo. La cuantificación de Cobre y Plata en la muestra de un mineral.

#### **2.- Análisis Completo:**

Involucra la determinación de todos los componentes de la sustancia análisis. Atendiendo a la cantidad de muestra a tomar, el análisis puede ser:

#### **1.- Macroanálisis:**

Cuando se trabaja por lo menos con 0.1 grs. de muestra y más.

#### **2.- Semi microanálisis:**

Cuando el tamaño de la muestra queda en el intervalo aproximado de 0.01 a 0.1 grs.

#### **3.- Microanálisis:**

Denota en general que la muestra pesa entre: 0.001 a 0.01 grs.

A esta clase de análisis también se le conoce con el nombre de Análisis al

miligramo.

#### **4.- Ultra Microanálisis:**

Es el practicado con una muestra que pesa menos de 0.001 grs. Se le conoce también con el nombre de Análisis al microgramo.

Este análisis se aplica a la determinación de sustancias trazas en muestras grandes o el análisis de muestras muy pequeñas.

Aunque es difícil generalizar, se ha hallado que para determinaciones macro y semimicro analíticas, son mas útiles los métodos gravimétricos; mientras que en los procedimientos volumétricos son por igual convenientes para las determinaciones macro, semimicro y microanalíticas.

La mayoría de las determinaciones en la escala ultramicro analítica se efectúan por métodos Instrumentales.

La cantidad de componente a cuantificar que se encuentra presente en la muestra, tiene importancia tanto en la selección del método analítico, así como en la cantidad total de la muestra a emplear.

Un componente mayor en términos generales es el que se encuentra entre el 0.01 a 1% de la muestra y un componente presente en cantidades menores del 0.01 % se le llama componente en indicios o trazas.

La mayoría de los procedimientos volumétricos y gravimétricos se prestan mejor para la determinación de componentes mayores y menores. Mucho de los métodos eléctricos y de energía radiante son adaptables a las determinaciones de componentes mayores, menores y en indicios.

El tamaño de la muestra a tomar para un análisis depende no sólo de la escala del análisis que se vaya a utilizar, sino también del contenido del constituyente a determinar.

Por ejemplo. Si se utilizan métodos macro analíticos, la determinación de un componente mayor exigirá muestras que oscilen entre 0.1 a 1 gr. mientras que el análisis de un constituyente menor exige muestras de 1 a 10 gr.

Para los constituyentes menores y para los componentes trazas, es con frecuencia practico tomar una macro muestra, para realizar la medida final por un método micro o semimicro.

En cualquier escala de trabajo los constituyentes mayores se determinan con más exactitud que los menores.

### **IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA ANALITICA CUANTITATIVA**

La química analítica es muy importante pues mediante su aporte se puede conocer la composición o naturaleza química de todo lo que nos rodea, es decir la naturaleza mineral, vegetal, animal, humana, los astros etc. siendo esta razón el por que todo investigador de las ciencias químicas tiene que recurrir al uso del método analítico cualitativo y cuantitativo.

Se puede decir que el desarrollo de la Química como ciencia ha descansado siempre en los resultados de observaciones analíticas cuantitativas. Este criterio se aplica a todas las ciencias afines tales como la Bromatología, Toxicología, Farmacognosia, Bioquímica, Mineralogía, etc.

El análisis cuantitativo es indispensable en una gran variedad de áreas ocupacionales tales como el área técnica, comercial, científica etc. así tenemos por ejemplo en la agricultura, alimentos, medicina, minería, metalurgia, suministro de agua,

productos manufacturados etc.

No hay ningún material relacionado con la vida moderna en que la Química Analítica Cuantitativa no tome parte. Por ejemplo, los médicos utilizan los resultados de los análisis clínicos, como ayuda para el diagnóstico y muchos de estos análisis se basan precisamente en técnicas analíticas cuantitativas.

### **PROCESO ANALÍTICO**

Para poder cumplir con los objetivos de un proceso analítico, es necesario tener en cuenta lo siguiente:

1.- Estar debidamente informado sobre el método analítico a emplear; conocer los principios en que se basa, las reacciones químicas que tienen lugar, es decir conocer el fundamento del método y la debida aplicabilidad de la técnica analítica a emplear.

2.- Apreciar las limitaciones del método y la magnitud de los posibles errores.

3.- Adquirir la adecuada habilidad manual en el uso de los reactivos, del material del laboratorio, de los instrumentos analíticos de medición, así como rapidez en la aplicabilidad de las técnicas de análisis a realizar, pero sin desmedro de la exactitud.

4.- Habituarse a registrar todos los datos experimentales y matemáticos en una libreta apropiada.

5.- Ser capaz de encontrar en la bibliografía disponible, cualquier dato relacionado con el método analítico.

6.- saber realizar cálculos con los datos experimentales obtenidos y poder sacar conclusiones.

### **ETAPAS DE UN ANÁLISIS**

Cualquiera sea el método a utilizar en un análisis químico cuantitativo, ya sea por los métodos clásicos o por los métodos instrumentales, casi todos en forma general requieren de procedimientos preparatorios comunes.

Entre estos pasos preparatorios podemos citar los siguientes:

#### **1.- TOMA DE MUESTRA:**

Para que un análisis refleje fielmente la composición del total del material que se analiza, la muestra a emplear debe ser representativa de ese total.

Resulta un poco difícil tomar muestras representativas, si el total de ésta es grande y no homogénea. Por ejemplo cuando se trata de un gran tonelaje de mineral de hierro y se desea hacer un análisis de ese total y si tenemos presente que en el laboratorio sólo se reciben unos cuantos kilogramos de muestra y en el análisis propiamente dicho sólo se trabaja con gramos o cantidades menores, se complica más aún la operación de la Toma de Muestra.

Sin embargo con el objetivo de evitar errores como consecuencia de una mala toma de muestra, existen ciertas reglas para realizar la toma de muestra para cada caso en particular.

Por ejemplo en los líquidos y las suspensiones, éstos se agitan completamente a fin de uniformizar el total y luego se toma la muestra en frascos de vidrio debidamente limpios y secos. La cantidad a tomar depende de la clase de análisis a efectuar.

Para sólidos contenidos en recipientes o en sacos; tomar la muestra de la parte superior, inferior, intermedia y de los extremos derecho e izquierdo.

Para los sólidos a granel, usar el método del cuarteo.

Para muestras envasadas, se recomienda usar también el método del cuarteo.

## **2.- PREPARACIÓN DE LA MUESTRA:**

Comprende:           a.- La uniformización  
                              b.- La desecación

### **Uniformización:**

Tomada la muestra, ésta debe llevarse a una forma adecuada para poder practicar en ella el análisis; por lo general la forma más conveniente es aquella que la presenta en solución. Para esto tenemos que los sólidos deben ser uniformizados siguiendo el método del cuarteo, que en este caso consiste en sucesivas mezclas, trituraciones y tamizados con el fin de obtener partículas cada vez más pequeñas, y con lo que se logra facilitar la solubilidad.

En este caso la muestra es dividida cada vez en cuartos, se toman los cuartos opuestos, se les mezcla, nuevamente se tritura y tamiza y así se continúa a fin de obtener partículas de tamaño adecuado que permitan su fácil solubilidad.

### **Desecación:**

Otra operación preparatoria importante es la desecación, que tiene por finalidad eliminar la humedad que puede haber absorbido la muestra y que podría dar lugar a que se altere su composición química y a su vez también con el objeto de poder obtener resultados uniformes, lo que se logra practicando el análisis sobre la muestra previamente deseada y refiriendo los resultados igualmente a muestra seca.

La temperatura a emplear puede ser de 60°C a 110°C, dependiendo ésta del tipo de muestra. Si el calor alteraría la muestra se recomienda el uso de sustancias desecantes como el CaO, silicagel, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> d = 1.84 etc.

Se suelen emplear en la desecación, estufas corrientes, estufas a vacío ó también desecadores.

## **3.- PESADA:**

Para esta operación se utiliza la Balanza Analítica, con sensibilidad al décimo miligramo = 0.1 mgr. ó 0.0001 gr.

Los resultados analíticos cuantitativos, generalmente se expresan en términos relativos, es decir dando la composición en forma porcentual ya sea en peso por peso P/P ó peso por volumen P/V de la muestra.

Por lo tanto para poder expresar los resultados de manera significativa es necesario conocer el peso de la muestra sobre la cual se realiza el análisis, luego conocer el peso de la especie química buscada existente en ese peso o volumen de muestra y luego se hace la relación a 100 para obtener el porcentaje.

#### 4.- DISOLUCIÓN:

La mayoría de los análisis químicos, se practican sobre soluciones de la sustancia que se analiza y entonces la elección del disolvente a utilizar adquiere gran importancia, así como la del procedimiento a seguir a fin de obtener la disolución.

En la elección del disolvente hay que tener en cuenta lo siguiente:

1.- Que los disolventes en general son capaces de disolver todos los componentes de la muestra y no solamente al constituyente que se va a cuantificar.

2.- Un buen disolvente es aquel que es capaz de disolver toda la muestra en un periodo de tiempo razonable y sin producir interferencias en los pasos siguientes del análisis; en el caso de dar lugar a interferencias estas deben ser fáciles de eliminar.

Entre los disolventes que se suelen emplear con mayor frecuencia tenemos:

Disolventes inorgánicos: Agua, ácidos, bases, etc.

Disolventes orgánicos: Alcohol, éter, cloroformo, benceno, hexano, etc.

Disolución de la muestra ----- Solvente apropiado

Muestra + Disolvente ----- Procedimiento  
Disolución

a.- Sustancia + Agua ----- Frío  
----- Solución acuosa de la muestra  
Calor  
Agitación

Por ejemplo: NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, MgSO<sub>4</sub>, etc.

b.- Disolventes ácidos:

Los más empleados son el HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, etc.

Sustancia + Ácido ----- Frío  
mineral ----- Solución ácida de la muestra  
Calor  
Agitación

A los ácidos también se les suele emplear bajo la forma de disoluciones ácidas que pueden ser al 2%, 5%, 10%, etc.

Agua + Ácido ----- Solución acuosa ácida de la Sustancia  
Agitación

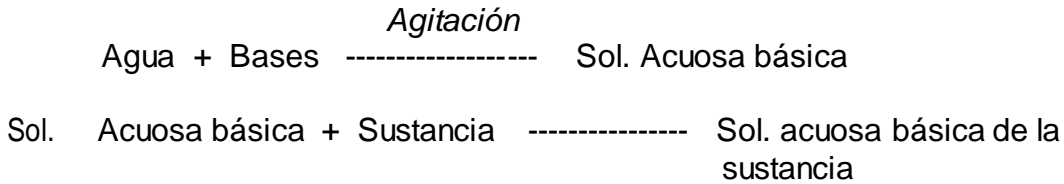
*Sol. Acuosa ácida + Sustancia ----- Sol. Acuosa ácida de la sustancia*

c.- Disolventes Bases:

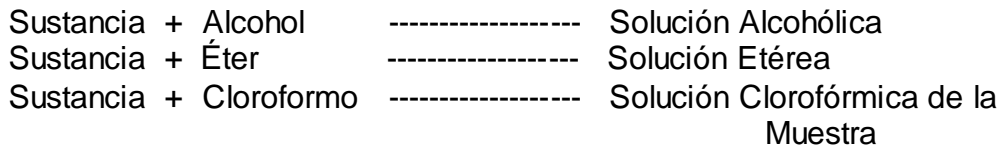
Las más empleadas son el NaOH; KOH, NH<sub>4</sub>OH etc. y se les suele usar en la



generalidad de los casos como soluciones acuosas que pueden ser del 2%, 5%, 10% etc.



d.- Disolventes orgánicos:



## **5.- SEPARACIÓN DE SUSTANCIAS INTERFERENTES:**

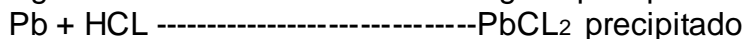
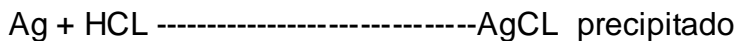
Se denominan sustancias interferentes a aquellas que en mayor o en menor grado dificultan un proceso analítico.

Casi no hay propiedades químicas o físicas sean exclusivas para una especie o sustancia química determinada, por ésta razón las reacciones que se utilizan en el análisis son comunes para un grupo de elementos o sustancias químicas.

Esta carencia de especificidad dificulta la realización del proceso analítico y es uno de los problemas más difíciles que debe afrontar el analista y es el que lo obliga a idear y aplicar métodos de separación de las interferencias antes de llegar a la medición final.

Para la separación de las interferencias se pueden usar métodos tales como la precipitación, la extracción por cambio de disolvente, la cromatografía por intercambio iónico etc.

Por ejemplo si es una muestra que contiene a la vez Ag y Pb; deseamos cuantificar tan solo la Ag; si precipitamos a esta con HCL, tendremos que precipitar los dos componentes, obteniendo en la pesada un dato erróneo por exceso.



En este caso hay que separar primero el plomo mediante un procedimiento específico, para luego después recién hacer la precipitación final de la Ag con HCL obteniéndose solo precipitado de AgCL, que es lo que nos interesa en este caso.

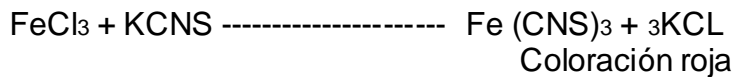
## **6.- MEDICIÓN FINAL:**

Todos los pasos anteriores son preparatorios, para llegar al término del análisis, mediante la reacción química principal y luego la medición final y la que debe ser un fiel reflejo de la cantidad existente de la sustancia química a ser cuantificada. La reacción química principal trae consigo un cambio físico o químico en el sistema, el cual es medible, ya que puede ser una coloración, precipitación, cambio de pH etc.

Este paso como los precedentes son de gran importancia ya que todos ellos tienen como objetivo fundamental, la medición final, con instrumentos apropiados como la balanza analítica y la bureta en los llamados métodos clásicos tales como la gravimetría y volumetría o el potenciómetro, fotocolorímetro, espectrofotómetro etc. en los métodos instrumentales de análisis.

Por ejemplo en la cuantificación de Fe por método colorimétrico, la reacción química principal da lugar a la obtención de una coloración roja que es medible en el fotocolorímetro.

Reacción química principal:



## **7.- CÁLCULOS E INTERPRETACIÓN DE LOS RESULTADOS:**

Los valores numéricos obtenidos en los resultados experimentales, necesariamente tienen que guardar relación con la cantidad de la sustancia química cuantificada, presente en la muestra.

El resultado obtenido debe relacionarse en primer lugar con el peso de la muestra y luego con 100 para obtener el porcentaje, que es la forma en que generalmente se expresan los resultados analíticos.

Por ejemplo, si en una muestra de 1.235 gr. se ha obtenido 0.0253 grs. de la sustancia química a cuantificar, se hará el siguiente planteo:

$$\begin{array}{r} 1.235 \text{ gr. Mtra -----} 0.0253 \text{ grs. sust. quim.} \\ 100 \text{ grs. Mtra -----} x \\ \qquad \qquad \qquad x = 2.04 \% \end{array}$$

Luego el resultado es de: 2.04 %

También se puede hacer una indicación referente a la aproximación y al grado de confianza que se puede otorgar al resultado obtenido en el análisis.

Por ejemplo, se puede dar al resultado una aproximación de +- 0.05 %, para una confianza del 95 %, y el resultado quedaría expresado en la siguiente forma:

$$2.04 \% \pm 0.05 \%$$

Se le interpreta de esta manera:

Podemos afirmar que existe una probabilidad del 95 %, que el valor verdadero de este análisis, se encuentre entro del intervalo de +- 0.05 % alrededor de 2.04 %.

Esto es en el intervalo de 1.99 ----- 2.09

La apreciación de los factores que pueden influir en cada uno de los pasos de un análisis cuantitativo, así como la interpretación de los resultados obtenidos requiere del debido conocimiento del método empleado, con todas sus implicancias, así como información pormenorizada de la sustancia análisis.

Interpretar un resultado significa saber darle el uso apropiado, en base al conocimiento de lo que nos indica o sugiere el valor obtenido.

## EJERCICIOS DE AVALUACIÓN

Colocar una (v) si es verdadero o (f) si es falso dentro del paréntesis:

1. La Química analítica cualitativa estudia la cantidad del elemento buscado.....( )
2. La Química analítica cuantitativa estudia a las reacciones químicas.....( )
3. Los disolventes orgánicos tienen polos que ayudan al solute a disolverse.....( )
4. Un disolvente inorgánicos es el NaCl.....( )
5. Múltiplos y submúltiplos de la longitud es el kilogramo.....( )

Respuestas:

1. F   2. F   3. F   4.f   5.f



1.- El caso del  $KMO_4$  con una sustancia reductora como el oxalato de sodio cuyo punto final se determina por la aparición de una coloración rosada.

2.- El de los cianuros con  $AgNO_3$ , cuyo punto final es la aparición de una turbidez.

O también el cambio de color de una sustancia llamada Indicador y el cual se agrega con el fin exclusivo de determinar el punto final.

Tenemos el caso del  $K_2CrO_4$ , en la cuantificación de cloruros con  $AgNO_3$ , en donde el punto final está dado por la obtención de un precipitado de color rojo ladrillo.

Igualmente tenemos también a la fenolftaleína que en medio ácido es incolora y en medio alcalino es amarillo.

El punto final o de viraje debe coincidir en lo posible con el punto de equivalencia o ser muy próximo, de tal manera que la diferencia sea muy pequeña, que no influya en el resultado final y el análisis resulte así correcto.

Un análisis volumétrico no puede ser más exacto de la exactitud que tiene la solución tipo, de ahí la necesidad de que estas soluciones sean lo más exactas posibles.

El proceso de agregar un volumen medido de una sustancia tipo a una muestra análisis para cuantificarla se le llama valoración. Cuando una solución tipo se agrega a un patrón primario o a otra solución Standard, para encontrar su Normalidad o Molaridad, al procedimiento se le llama Titulación o Titulación y de aquí deriva el uso de la terminología de análisis titrimétrico, cuando se quiere referir al análisis volumétrico en general.

La Volumetría es más rápida que la gravimetría y su efectividad depende de la buena preparación de las soluciones tipo, pero la gravimetría es más exacta, lo que se debe en parte a que el material de medición en este caso es la balanza analítica, que mide hasta cuatro cifras decimales.

## **PATRONES PRIMARIOS**

Se llama así aquellas sustancias, de un alto grado de pureza y de composición química exactamente conocida, que son muy estables al medio ambiente de manera especial no son higroscópicas, por lo que se les puede pesar fácilmente, sin tomar precauciones singulares, además no se alteran durante el proceso de desecación entre 100 a 110°C.

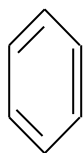
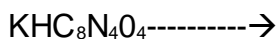
Reaccionan en forma rápida y estequiométricamente con otras sustancias de las cuales se van a comparar y además tienen un peso equivalente alto de que permite tengan un menor error en la pesada.

Entre estos patrones podemos citar los siguientes:

### **1.-Patrones primarios de neutralización.- Tenemos:**

#### **a.- De carácter ácido:**

1.-Ftalato ácido de potasio o biftalato de potasio



**b.-Da carácter básico:**

- 1.-Carbonato de sodio anhidro  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- 2.-Borato de sodio  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Son de reacción básica débil, sirven para contrastar ácidas.  
Deben usar como indicador en ambos casos anaranjados de Metilo.

**2.-Patrones primarios de Oxido-reducción:** tenemos

**a.- Oxidantes:**

- 1.- Bicromato de potasio  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , es muy estable
- 2.- Iodo resublimado,  $\text{I}_2$ , es un oxidante débil.

**b.- Reductores:**

- 1.- Oxalato de sodio,  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- 2.- Hierro electrolítico; se disuelve al hierro en HCl y da ión ferroso que es reductor.

**3.-Patrones Primarios de precipitación:** Tenemos:

El cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ , se le encuentra bastante puro y es muy estable. Se le emplea mucho en Argentometría.

**4.-Otros Patrones Primarios:** Tenemos:

- a.- Carbonatos de calcio,  $\text{CaCO}_3$ , el que disuelto en HCl sirve para contrastar las soluciones de EDTA.
- b.- El HCl, de punto de ebullición constante, que contiene 20.22% P/P de HCl gaseoso, lo que permite la preparación de soluciones exactas de HCl previos los cálculos de concentración que se requiere.

**PREPARACION Y DILUCION DE LAS SOLUCIONES TIPO O STÁNDAR**

Con frecuencia necesario preparar soluciones tipo, que por lo general son concentradas y que reciben el nombre de soluciones Stock, y a partir de las cuales se preparan otras mas diluidas. Si la solución preparada no tiene concentración conocida, entonces necesario normalizarla o titularla como una sal tipo patrón primario.

El procedimiento a seguir de manera general es el siguiente:

- 1.- Preparar la solución ligeramente más concentrada que la deseada
- 2.- Determinar su verdadera concentración o normalidad con una sal tipo patrón primario.
- 3.- Calcular el volumen de la solución concentrada a diluir para la obtención de un litro de solución de la normalidad deseada.
- 4.- Añadir el volumen de agua necesario para obtener la concentración que se requiere.
- 5.- Hacer en esta última solución una nueva titulación final con un patrón primario, para asegurarse así de su verdadera concentración o normalidad.

### **Ejercicio.**

Se preparó una solución tipo ligeramente más concentrada que 0.1N, al titularla que era 0.1202 N.

Diga que volumen de ella se debe medir, de tal manera que al ser diluida a un litro, la solución resulte 0.1 N.

### **Respuesta**

831.95 mls.

### **Ejercicio**

Con 400 mls. De una solución de HCl 0.1457 N, indique que volumen se puede preparar de una solución de HCl 0.1 N.

**Respuesta.** 582.8 mls

## **EXPRESION DE LA CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES EN PORCENTAJE DE LA SUSTANCIA BUSCADA**

Consiste en preparar una solución de tal manera que el volumen gastado en una valoración corresponda directamente al porcentaje de la sustancia a cuantificar; esto es que 1 ml. De esta solución equivalga al 1% de la sustancia a valorar. Por ejemplo si se gastan 8 mls. de solución, la muestra tendrá 8% de la sustancia cuantificada.

En este caso la concentración de esta solución tipo, se ajusta de tal modo que 1 ml sea equivalente al 0.01 del peso de la muestra, suponiendo que esta sea el 100% pura con respecto al constituyente buscado.

Este tipo de soluciones es de uso específico para una determinada sustancia y para un determinado peso de muestra. No sirve para otros casos distintos para los que fueron preparadas.

Lo expuesto anteriormente se comprende mediante el siguiente ejercicio.

### **Ejercicio:**

Cuántos gramos de  $K_2Cr_2O_7$  deben ser disueltos para obtener un litro de solución, de tal manera que al valorar una muestra de 0.5 grs de mineral de Fe el porcentaje de éste en la muestra sea igual al número de mililitros de solución de  $K_2Cr_2O_7$  gastado en la valoración.

## Procedimiento

1.- Consideramos que la muestra sea hierro puro, y en función de ello vemos la cantidad de Fe que corresponde al 1%.

$$\begin{array}{l} 0.5\text{-----} 100\% \\ X\text{-----} 1\% \\ 1\% = 0.005 \text{ grs.Fierro} \end{array} \qquad X = 0.005 \text{ gr.Fe}$$

2.- Determinando la cantidad de  $K_2Cr_2O_7$  que es necesaria para oxidar el hierro que corresponde al 1%

$$\begin{array}{l} 56 \text{ gr.Fe} \text{-----} 49 \text{ grs.K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ 0.005 \text{ gr.Fe} \text{-----} X \\ X = 0.0044 \text{ gr. K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{array}$$

Por lo tanto un ml, de la solución de  $K_2Cr_2O_7$  tiene que tener disuelto 0.0044 de este reactivo.

3.- Luego se hace los cálculos para el litro.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ ml} \text{-----} 0.0044 \text{ gr.} \\ 1000 \text{ mls} \text{-----} X \end{array} \qquad X = 4.4 \text{ gr} = \text{respuesta}$$

## SELECCIÓN DE LA CONCENTRACION DE LA SOLUCION DE LAS SOLUCIONES

Las soluciones tipo, ión por lo general de una concentración que varia entre 0.05 y 0.2 pero en el laboratorio las mas utilizadas son las 0.1 N. Las soluciones 2.0 N. y 1.0 N. sirven con Stock para preparar otras mas diluidas.

Las soluciones concentradas dan puntos finales mas claros a la vista pero el error en la lectura de la bureta es realmente mayor que con una solución más diluida, pues las soluciones concentradas requieren volúmenes menores.

Según esto con mas diluida sea la solución tipo menos será el error en la lectura pues con estas soluciones se gastan mayor volumen, pero esto es relativo, ya que demasiada dilución el error debido a la falta de precisión en la observación del punto final podría llegar a ser motivo de un error mayor.

Por esta razón en el laboratorio se selecciona la concentración adecuada de la solución tipo utilizar de tal manera de evitar los errores por medición o por apreciación visual y por lo que la de mayor uso son las 0.1 N. por ser de un valor intermedio.

## Ejercicios

Se en un proceso analítico; con una solución diluida se gasto 25 mls. Y con una concentrada 10 mls. Y en ambos casos hubo una equivocación en una gota. Indique cual será el error por ml.

## Respuesta

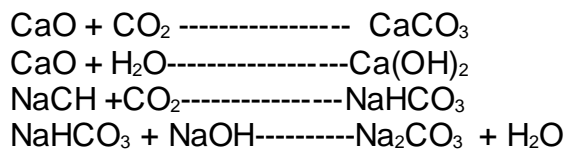


Caso solución diluida = 0.002 ml. Error  
Caso solución concentrada= 0.005 ml. Error

## ALMACENAMIENTO DE LAS SOLUCIONES TIPO

En general las soluciones tipo se guardan en frascos de vidrio neutro con tapa esmerilada y en ciertos casos se recomienda el uso de frascos color ámbar tapa esmerilada.

Los hidróxidos fuertes como el, NaOK, KOH etc. Se guardan en frascos preferiblemente de polietileno, pues atacan al vidrio además en casos especiales como cuando se almacena en frascos para engrosados directos de la bureta, se les debe colocar un dispositivo que permita filtrar el aire que penetra al frasco pasándole a través de cal sodada, que tiene la propiedad de absorber la humedad y el gas carbónico atmosférico.



Las soluciones de plata como por ejemplo el  $\text{AgNO}_3$ ; deben guardarse al abrigo de la luz, para evitar su descomposición en plata coloidal, en este caso se recomienda usar los frascos color ámbar con tapa esmerilada; también es el caso de las soluciones de  $\text{KMnO}_4$  y de lodo etc.

Por principio toda solución extraída ya no se vuelve al frasco, tampoco se debe introducir pipetas ni goteros en los frascos de las soluciones tipo sobre todo en las Stock.

## CALCULOS EN TITULACIONES Y VALORACIONES

El principio en que se basa la resolución de estos ejercicios es por aplicabilidad de la ecuación de la dilución.

$$V \times N = V^1 \times N^1$$

Hay que tener presente que dos soluciones de volúmenes diferentes, pueden ser químicamente equivalentes entre si y esto se debe a que tienen normalidades diferentes. Así mismo si se conocen la normalidad de una de ellas se puede encontrar la normalidad de la otra solución de acuerdo a los volúmenes reaccionantes.

Es conveniente indicar que es un proceso de titulación o valoración a mayor normalidad menor volumen y a menor normalidad mayor volumen.

### Ejercicios

Si 50 mls, de una solución de concentración desconocida, se titula hasta el punto final con 38.27 mls. de otra solución tipo que es 0.0990 N.

Indique cual será la normalidad de la primera solución.

**Respuesta.** 0.0757 N.

### Ejercicios.

Para normalizar una solución de  $\text{AgNO}_3$ , se pesaron 0.24 grs. de  $\text{NaCl}$  Q.P. se disolvió en cantidad suficiente de agua destilada y se tituló hasta el punto final con 31.19 mls. de la solución de  $\text{AgNO}_3$ .

En el caso de que el  $\text{NaCl}$  empleado no sea Q.P. si no de una pureza del 98% Diga cual Serra la normalidad de la solución en ambos casos

**Respuesta.** Primer caso con  $\text{NaCl}$  Q.P. = 0.1316 N  
Segundo caso con  $\text{NaCl}$ , 98% PUREZA = 0.1290 N.

### CALCULO DEL % DE UN CONSTITUYENTE

Por lo general el resultado de un análisis expresa en porcentajes y ésto se calculo en base a los resultados de las mediciones.

### Ejercicio

En una muestra de cloruros que pesó 0.4112 grs., se valoró hasta alcanzar el punto final, gastándose 40.0 mls. de una solución de  $\text{AgNO}_3$  0.1019 N.

Calcular el porcentaje de cloruros existentes en la muestra.

Se puede resolver por simple razonamiento o por aplicabilidad de la siguiente fórmula:

$$\% \text{Cl} = \frac{V \times N \times \text{meq} - \text{gr} \times 100}{\text{Peso muestra}}$$

**Respuesta** =35.14%

### Ejercicio

Una muestra de un mineral de hierro contiene  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y pesa 0.2471 grs. se disuelve y valora con 22.95 mls. de solución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0.1120 N calcula el porcentaje de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y le porcentaje de  $\text{Fe}$  existente en la muestra.

**Respuesta.**  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 83.06\%$   
 $\text{Fe} = 58.09\%$

## EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

1. Qué es punto final?
2. Qué es valoración?
3. Qué es titulación?
4. Qué son patrones primarios.
5. 4ml de HCl 0.12N  $F= 0.4$  han caído de una bureta hacia el matraz que contiene NaOH. ¿Cuántos gramos de NaOH existen en el matraz?

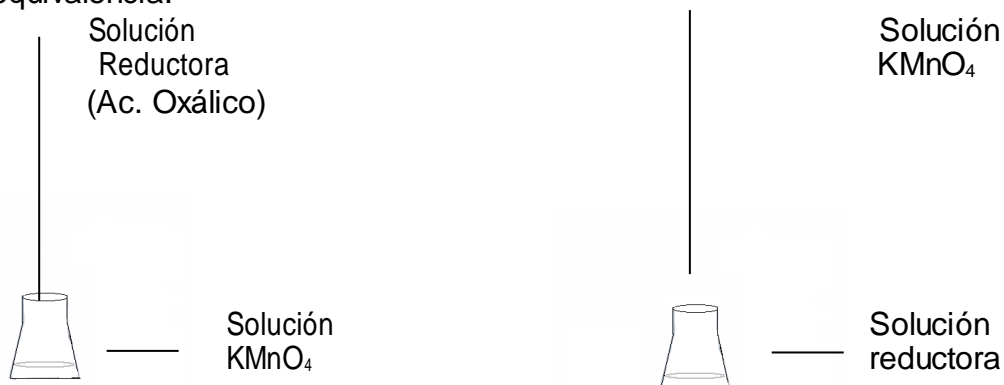
## IDENTIFICACION DE LOS PUNTOS FINALES

El punto final de una valoración o una titulación se puede determinar por varios procedimientos.

En una reacción analítica al analista le es importante encontrar lo más exacto posible el punto de equivalencia entre las sustancias reaccionantes, para lo cual debe escoger un procedimiento adecuado, que le permita identificarle basándose por ejemplo en el cambio que se produzca en ese preciso momento o muy cerca de el, o en alguna propiedad que se pueda notar en la solución en una sustancia que se agrega con tal objeto y que se da indicador, y el cual se caracteriza por experimentar un camino notable al llegar al punto de equivalencia. Este cambio podemos indicar los siguientes:

### 1.-El cambio de color.

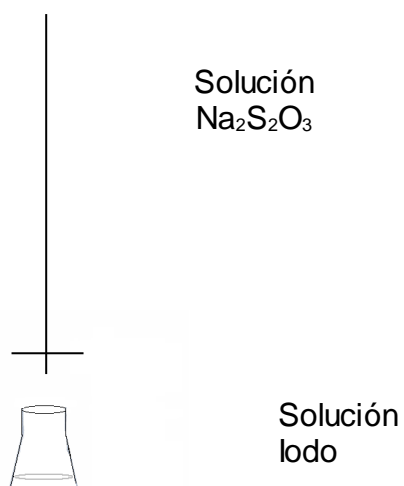
Pocas veces la misma solución sirve para indicar el punto final de una valoración. Titulación. Un caso especial es el de la solución de  $\text{KMnO}_4$  que es fuertemente coloreada de violeta, cambiando en medio ácido de violeta a incoloro. Cuando un ligero exceso de dicha solución tiñe de violeta pálido al sobre pasarse ligeramente del punto de equivalencia.



Punto final: Violeta a incoloro

Punto final: coloración ligeramente rosada

También se puede considerar la solución de iodo que vira del Amarillo al incoloro



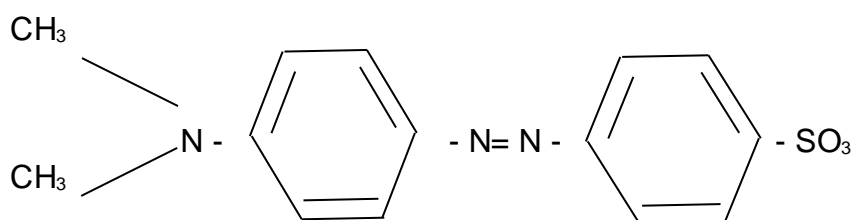
Punto final: Amarillo a incoloro

Más frecuente es utilizar indicadores que son sustancias orgánicas que tienen la propiedad de cambiar de color, cuando pasa de una solución en la cual un reactivo está en exceso, a otra en la que está en exceso del otro reactivo estando el punto de viraje del color en cualquier punto de un exceso y otro debiendo coincidir en lo posible el punto de viraje como el punto de equivalencia.

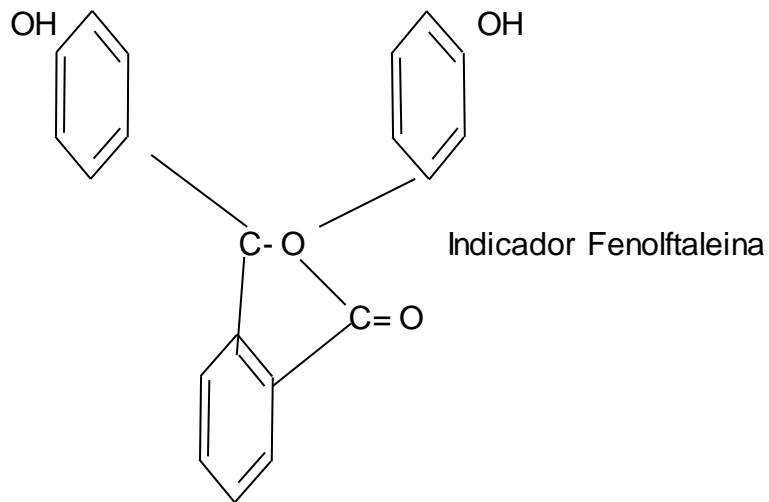
El espacio dentro del cual cambia de color el indicador se le llama rango o zona de viraje del indicador.

Como indicadores de neutralización se utiliza frecuentemente:

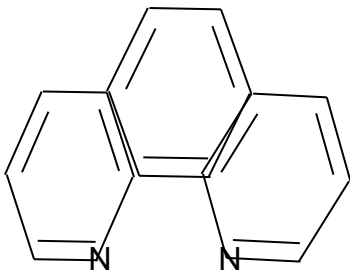
La Fenolftaleína, cuyo rango de viraje está entre pH 3.1- 4.4 etc.



Anaranjado de metilo

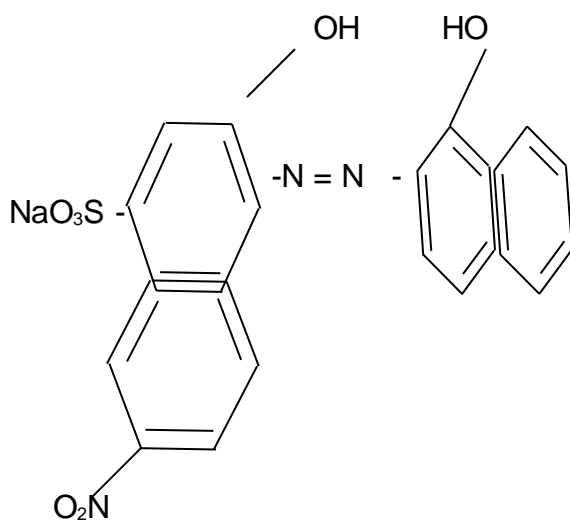


Como indicadores de oxidación – reducción tenemos a la orto fenantrolina, reactivo muy sensible del ión ferroso con el cual da una coloración roja.



Indicador  
Orto fenantrolina

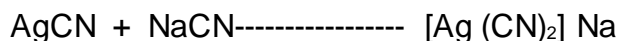
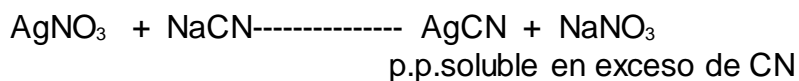
Como indicadores de precipitación citaremos al cromato de potasio  $K_2CrO_4$ . Además hay otros indicadores especiales como el engrudo de almidón para iodimetría, el Negro de Eriocromo T para los análisis complexométricos que son aquellos que utilizan soluciones normalizadas de complexonas que son la sal sódica EDTA.



**Indicador : Negro de eriocromo T**

## **2.- La turbidez:**

También puede servir como indicador del punto final la aparición o desaparición de una turbidez, tal como ocurre por ejemplo en la valoración de cianuros con solución  $\text{AgNO}_3$ , cuyo punto final es la aparición de una ligera turbidez.



Complejo soluble argento cianuro de sodio

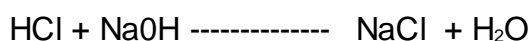


Complejo insoluble: Argento cianuro de Ag siendo por lo tanto esta última turbidez el punto final.

## **ANALISIS DIRECTO, INDIRECTO, Y RESIDUAL**

### **ANALISIS DIRECTO.**

Este tipo de análisis se realiza, cuando reaccionar de manera directa las sustancias reaccionarias, es decir la sustancia análisis con la solución tipo ó solución tipo de un ácido.



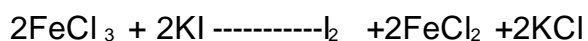
HCl = Solución tipo o solución valorante

NaOH = Solución análisis

### **ANALISIS INDIRECTO**

Es aquel cuando no reacciona directamente los reaccionantes lo sea la sustancia análisis y la solución valorante y este caso es necesario recurrir a una sustancia intermedia con la cual reaccionan las dos anteriores.

Por ejemplo podemos indicar la valoración del  $\text{Fe}^{+3}$  con  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , en este caso el  $\text{Fe}^{+3}$  no reacciona con el tiosulfato de sodio, por este motivo se emplea como sustancia intermedia KI, el cual es oxidado por el Fe a yodo y este a su vez reacciona con el tiosulfato oxidándolo.



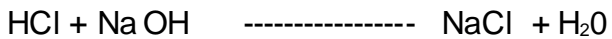
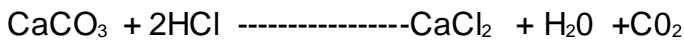
La sustancia intermedia reacciona en cantidad equivalente tanto con la sustancia que se valora como con la valorante.

### **ANALISIS RESIDUAL**

Se emplea este análisis generalmente, cuando la sustancia que se valora es poco soluble o cuando las sustancias reaccionantes no reaccionan rápidamente en forma total.

Esta valoración genéricamente utiliza dos soluciones tipo, una que se emplea en exceso y luego la otra que cuantifica dicho exceso. Por diferencia se calcula el volumen de la solución tipo que reacciona con la sustancia análisis.

Por ejemplo tenemos el caso del  $\text{CaCO}_3$ , que no es soluble en el agua, pero se puede solubilizar en un exceso de solución tipo de HCl y luego el sobrante de esta solución se valora por retorno con una solución tipo de NaOH.



### **Cálculos.**

mls. HCl	colocados. -
mls. NaOH	gastados

---

mls. HCl combinados

### **Ejercicios**

En una muestra examen se desea cuantificar el tanto por ciento de  $\text{CaCO}_3$  que contiene, para lo cual se pesa 1.0 gr. de ésta, se disuelve en un exceso de HCl 1.0 N. correspondiente a 30 mls. y gastándose para valorar el exceso del ácido 25 mls. de NaOH 1.0 N.

### **Respuesta**

25% de carbonato de calcio.



## EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

### COMPLETAR LAS ORACIONES:

1. La Fenolftaleína en medio ácido es de color.....
2. La Fenolftaleína en un medio alcalino es de color.....
3. El anaranjado de metilo en medio ácido es d color.....
4. El anarnjado de metio en me dio alcalino es de color.....
5. Qué es punto final en titulación?
6. Se tiene 2 gramos de muestra que contiene  $\text{CaCO}_3$ , si se gastaron 7 ml de NaOH 10% y se colocaron 60 ml de HCl 12% por el método de retrotitulación, hallar el % de Carbonato de calcio en la muestra.

## GRAVIMETRIA

Definición: Consiste en separar y pesar al estado de gran pureza un elemento o un compuesto de composición química definida y el cual guarda relación estequiométrica con la sustancia que se determina.

Lo separado corresponde a una porción del total de la muestra que se analiza; como se sabe cual es el peso de la muestra y el de la sustancia aislada es fácil calcular el porcentaje del elemento o del compuesto que se determina si se conoce su fórmula y las reacciones químicas correspondientes. La estequiometría en este caso tiene gran aplicabilidad.

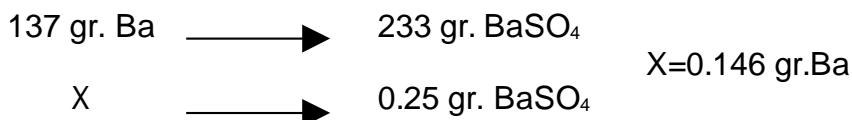
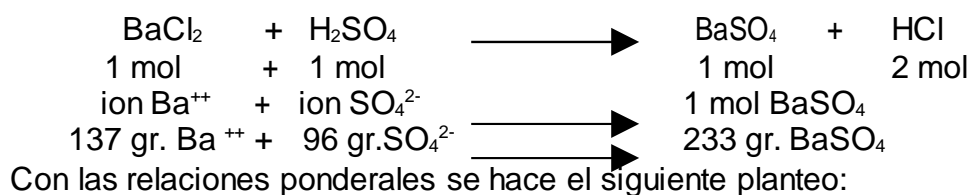
### ESTEQUIOMETRIA

La estequiometría estudia la medición de las relaciones ponderales existentes entre los constituyentes de las sustancias que reaccionan y de los productos de reacción. Su aplicación al análisis cuantitativo es fundamental y sencilla.

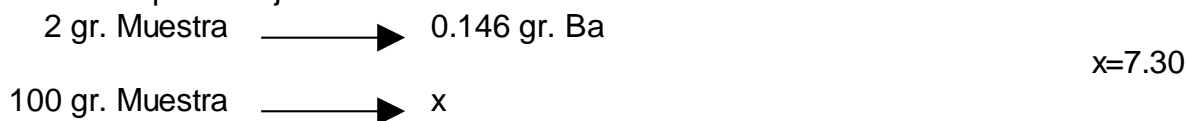
Ejemplo:

Si en una muestra análisis de 2 gramos que contiene  $BaCl_2$ , hemos cuantificado por gravimetría al Bario bajo la forma de  $BaSO_4$  y el precipitado o compuesto final obtenido fue de 0.25 gr. ¿Cual será el porcentaje de Bario en la muestra?

Para esto acudimos a la Estequiometría:



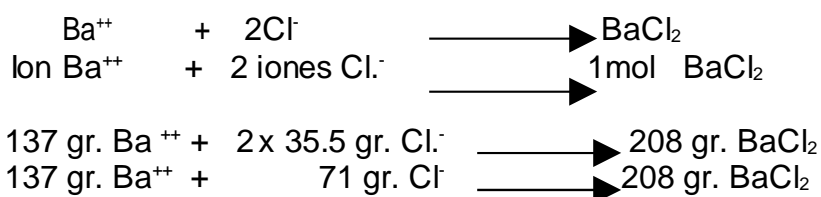
Sacando el porcentaje:



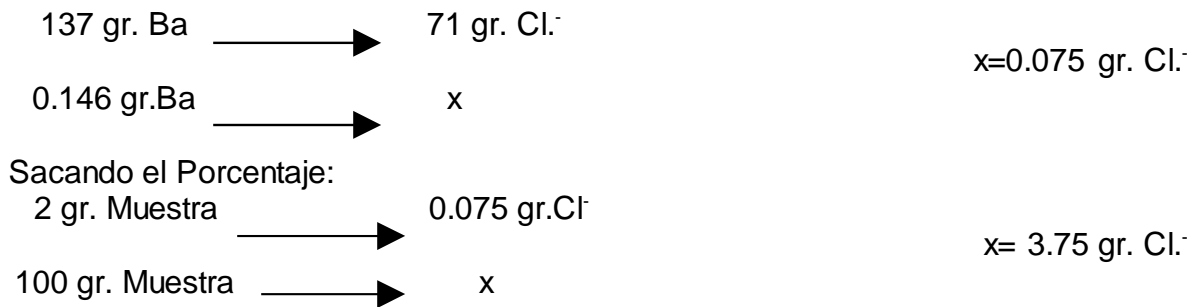
% de Ba en la Muestra = 7.30

Si a su vez en este mismo ejemplo se quiere saber el porcentaje del  $Cl^-$  de la muestra que se encuentra combinado con el Bario.

En este caso se procederá de la siguiente manera:



Con las relaciones ponderales hacemos el siguiente planteo:



% Cl<sup>-</sup> de la Muestra combinado con el Ba = 3.75

METODOS GRAVIMETRICOS

Clasificación:

Los análisis gravimetricos pueden ser realizados por diferentes métodos y los cuales pueden clasificarse de la siguiente manera:

- 1.- Métodos por Volatilización o desprendimiento gaseoso.
- 2.- Métodos por Electro gravimetría.
- 3.- Métodos por Precipitación.

METODOS POR VOLATILIZACION:

En estos métodos es necesario que uno o más componentes de la muestra sean volátiles o puedan transformarse en compuestos volátiles.

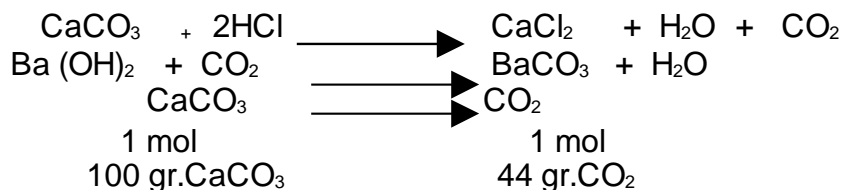
Estos métodos pueden ser: Directos o Indirectos.

Métodos Directos:

En este caso el componente volatilizado o desprendido se absorbe en un medio conveniente debidamente pesado y luego se determina el incremento de peso de este ultimo.

Por ejemplo: Se puede determinar la cantidad de Carbonato de Calcio existente en una muestra, en base al CO<sub>2</sub> desprendido, tratando la muestra con un exceso de ácido y absorbiendo al CO<sub>2</sub> en una sustancia conveniente tal como el Ba(OH)<sub>2</sub>, desde luego previo conducción de la corriente gaseosa a través de un desecante para eliminar el vapor de agua y que en este caso puede ser el perclorato de magnesio anhidrido.

El aumento de peso se debe al CO<sub>2</sub> desprendido y que ha sido absorbido por el Ba (OH)<sub>2</sub>.

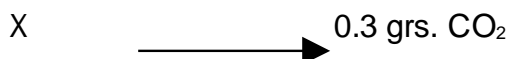


CALCULOS

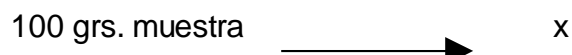
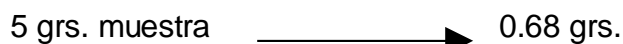
Cantidad de muestra = 5 grs.  
 Peso matraz después Absorc.  
Peso matraz antes Absorc.  
 Peso CO<sub>2</sub> Absorbido = 0.3 grs.

Utilizamos la relación ponderal respectiva:





Sacando el porcentaje:



$$x = 13.6 \text{ grs.}$$

$$\% \text{ CaCO}_3 = 13.6$$

### Métodos Indirectos

En estos métodos lo que se determina es el peso del residuo que queda después de la volatilización de un componente.

Como ejemplo podemos citar la determinación del tenor de humedad que contiene una sustancia; para lo cual la muestra debidamente pesada en cápsula de porcelana tarada, se coloca en la estufa a 105°C durante 2 horas, transcurrido este tiempo se deja enfriar en desecador y se pesa el residuo, la pérdida de peso nos da la cantidad de agua existente en la muestra y luego se hacen los calculos respectivos para obtener el porcentaje.

#### CALCULOS

$$\text{Tara de cápsula} = 50.4862 \text{ gr.}$$

$$\text{Cápsula mas muestra} = 60.4862 \text{ gr.}$$

$$\text{Cantidad de muestra} = 10.00 \text{ gr.}$$

$$\text{Cap. mas muestra antes de calor} = 60.4862 \text{ gr.}$$

$$\text{Cap. mas muestra después de calor} = 59.5000 \text{ gr.}$$

$$\text{grs. agua en Muestra} = 0.9862 \text{ gr.}$$

Sacando porcentaje:



$$x = 9.862$$

$$\% \text{ Agua en muestra} = 9.862$$

### MÉTODOS POR ELECTROGRAVIMETRÍA

En el electro análisis, el elemento que se determina se deposita por el pasaje de una corriente eléctrica, sobre un electrodo, ya sea como tal o como un compuesto de composición química conocida.

La electrolisis se lleva acabo en el Electro Analizador, el cual tiene dos electrodos uno + y otro - que son respectivamente el Anodo y el Cátodo y los cuales se sumergen en la solución análisis que se encuentra en un vaso.

La celda de electrolisis se conecta a una corriente eléctrica que es controlada por un potenciómetro, por un amperímetro y un voltímetro.

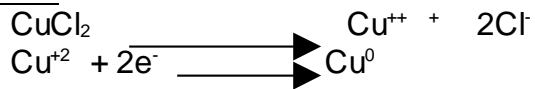
Ejemplo:

Si en una solución ácida de  $\text{CuCl}_2$ ; que contiene 1gr de muestra, se desea cuantificar el cobre por electro gravimetría; se coloca este en un vaso apropiado, se introduce los electrodos que en este caso son de platino, siendo el cátodo de forma especial y debe estar así mismo debidamente limpio y seco y pasado. Luego se hace pasaje de la corriente eléctrica apropiada y como resultado de esto el cobre se reduce de

$\text{Cu}^{2+}$  a  $\text{Cu}^0$  depositándose en el cátodo.

Terminada la operación, sacar el cátodo, lavarlo con agua destilada y alcohol, secar en estufa, enfriar y pesar.

CATODO.



ANODO.



Los iones metálicos en el cátodo se reducen y en la mayoría de los casos el cátodo es de platino.

CALCULOS.

Peso cátodo después de electrolisis = 10.7742 gr.  
Peso cátodo antes de electrolisis = 10.6474 gr.  

---

Peso gramos cobre = 0.1268 gr.

Sacando el porcentaje

1.0 gr. muestra  $\longrightarrow$  0.1268 gr.  
X= 12.68  
100.0 gr. Muestra  $\longrightarrow$  x

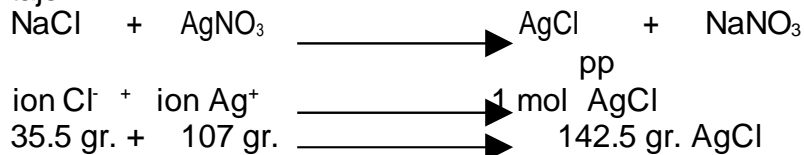
% de Cu en la muestra = 12.68

METODOS POR PRECIPITACION

En un procedimiento por precipitación, el componente que se va a determinar se precipita a partir de una solución, en forma de un compuesto sólido insoluble, como consecuencia de una reacción química con un reactivo apropiado y enseguida se averigua el peso de ese compuesto o de la sustancia en que sea ventajoso convertir la forma precipitada y luego se hacen los calculos respectivos.

Por ejemplo al determinar, Cloruros en una muestra, se trata una solución de esta con un ligero exceso de solución de  $\text{AgNO}_3$  para precipitar los cloruros como  $\text{AgCl}$ . El precipitado se filtra, se lava hasta eliminar los compuestos solubles, se saca, deja enfriar y pesan como  $\text{AgCl}$ .

Con el peso del precipitado obtenido se calcula el peso de los cloruros y su porcentaje.

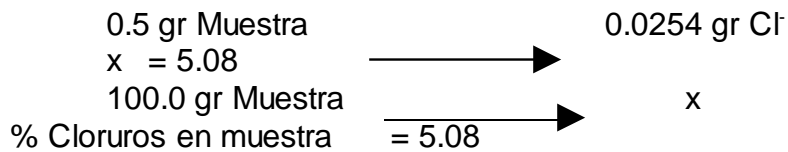
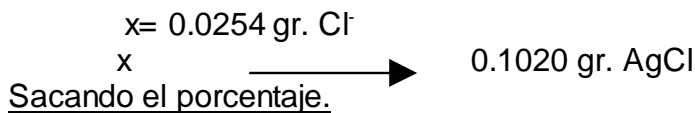


La relación ponderal nos sirve para efectuar los calculos

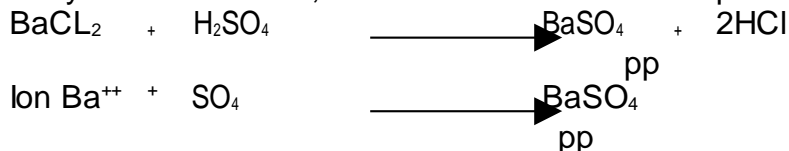
CALCULOS.

Peso de muestra = 0.5 gr.  
Peso de  $\text{AgCl}$  obtenido en el análisis = 0.1020



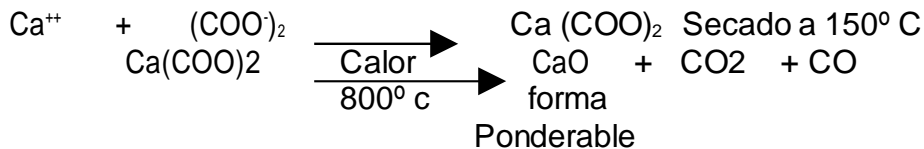


En este caso de los cloruros, la forma ponderable es la misma en que se precipita. También sucede igual en la precipitación del bario como  $\text{BaSO}_4$ , cuyo precipitado, se lava, seca y calcina a  $700^\circ\text{C}$ , obteniéndose como forma ponderable el mismo  $\text{BaSO}_4$ .



Pero frecuentemente el componente buscado se pesa en otra forma de la que se precipita.

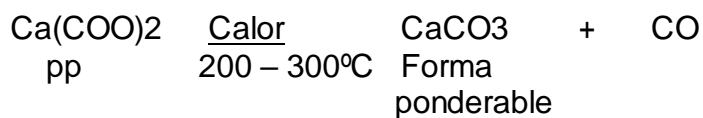
Así tenemos el calcio que se precipita como oxalato de calcio, pero se pesa preferentemente como óxido de calcio.



En esta caso la forma precipitada es el  $\text{Ca}(\text{COO})_2$  y la forma ponderable es el  $\text{CaO}$ .

### Otro caso

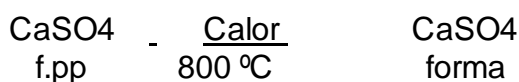
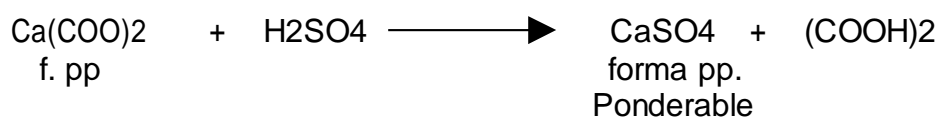
Si al precipitado de oxalato de calcio se le somete a la acción del calor a una temperatura que fluctúe entre  $200 - 300^\circ\text{C}$ , este se transforma en  $\text{CaCO}_3$  y en esta forma es como se le pesa.



Aquí la forma precipitada es el oxalato de calcio y la forma ponderable es el carbonato de calcio.

### Otro caso

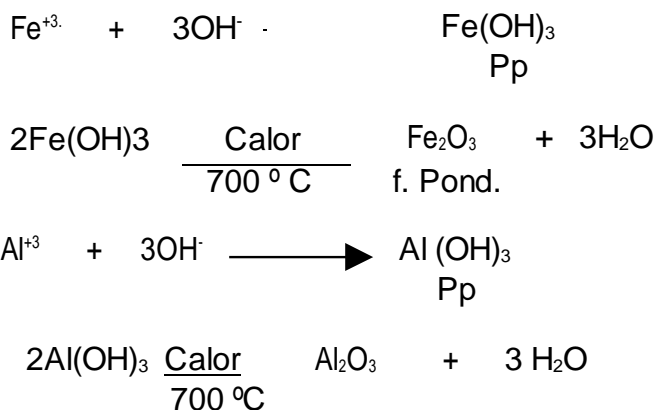
También se le puede pesar como sulfato, si el precipitado de calcio se le precipita con solución de ácido sulfúrico se obtiene  $\text{CaSO}_4$  en cuya forma se calcina y pesa.



ponderable

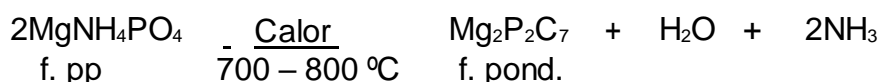
En este caso podemos ver que tanto el Oxalato de Calcio como el CaSO<sub>4</sub> son formas precipitadas y así mismo el CaSO<sub>4</sub> es también forma ponderable.

De igual manera al determinar Be<sup>+3</sup> y Al<sup>+3</sup> generalmente son formas precipitadas los Fe(OH)<sub>3</sub> y Al(OH)<sub>3</sub> por acción del NH<sub>4</sub>OH, pero las formas ponderables son los óxidos Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> y Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> obtenidos por calcinación de los hidróxidos.



Podemos citar otro ejemplo:

Si a una solución de MgCl<sub>2</sub> se le precipita con NH<sub>4</sub>OH, se disuelve el precipitado con NH<sub>4</sub>Cl y se le agrega fosfato de sodio precipita el fosfato amónico magnésico y el cual por calentamiento entre 700 – 800 °C da el perifosfato magnésico.



### CONDICIONES DE UNA BUENA PRECIPITACION

Los precipitados obtenidos deben presentar ciertas propiedades que son las siguientes:

1. deben tener una solubilidad muy escasa, lo que se consigue cuando su K<sub>ps</sub> es inferior a 10<sup>-8</sup>.
2. el precipitado debe poder filtrarse y lavarse con bastante rapidez. Por esta razón son mejores los precipitados cristalinos de partículas grandes pues así no obstruyen los poros del filtro y absorben menos las impurezas por su menor superficie de contacto con ellas.  
Todo lo contrario ocurre con los precipitados amorfos como es el caso de los precipitados coloidales por ejemplo el Al(OH)<sub>3</sub>.
3. La forma precipitada debe poder convertirse fácilmente en la forma ponderable si fuese necesario hacerlo.
4. la forma ponderable debe tener una correspondencia exacta entre su fórmula química y su composición verdadera, pues de no ser así sería imposible realizar los cálculos en un análisis.  
Por ejemplo el Fe(OH)<sub>3</sub> no tiene realmente dicha fórmula si no que contiene un número indeterminado de moléculas de H<sub>2</sub>O por molécula de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> o sea que su fórmula correcta sería Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · nH<sub>2</sub>O, pero al convertir el hidróxido a Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> en esta forma ponderable si hay correspondencia entre su composición verdadera y su fórmula química
5. Además la forma ponderable debe ser lo suficientemente estable, afin de

que no cambie su composición química.

Por ejemplo el CaO puede absorber humedad durante la operación de pesada y convertirse en hidróxido o absorber CO<sub>2</sub> y transformarse en carbonato en cantidades desconocidas y difíciles de determinar en ese momento.



6. Es preferible que en la forma ponderable el contenido del elemento que se determina sea lo menor posible, pues en este caso los errores que se cometan repercutirán menos en el resultado final del análisis.

Ejemplo:

Un error igual en el análisis de cromo pesado como BaCrO<sub>4</sub> y Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, se verá que es 3.5 veces menor en el primer caso que en el segundo, si se comete un error de pesada de 1 mgr.

$$\begin{array}{l} \text{a) } 253 \text{ mgr. BaCrO}_4 \quad \_ \quad \quad 52 \text{ mgr. Cr} \\ \quad 1 \text{ mgr. BaCrO}_4 \quad \_ \quad \quad \quad \quad \quad x \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad x = 0.2 \text{ mgr. Cr} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{b) } 152 \text{ mgr. Cr}_2\text{O}_3 \quad \_ \quad \quad 104 \text{ mgr. Cr} \\ \quad 1 \text{ mgr. Cr}_2\text{O}_3 \quad \_ \quad \quad \quad \quad \quad x \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad x = 0.7 \text{ mgr. Cr} \end{array}$$

$$\text{Luego: } 0.7 / 0.2 = 3.5$$

7. Conviene que el reactivo precipitante sea una sustancia volátil, pues si este no es totalmente eliminado durante el lavado, se le puede eliminar durante el secado o la calcinación. Por esta razón es que se precipita el Fe con NH<sub>4</sub>OH y no con NaOH.
8. A veces un mismo reactivo precipita a dos o más cationes como por ejemplo cuando están juntos el Fe y el Al y se les precipita con NH<sub>4</sub>OH.

En este caso se puede utilizar un reactivo específico para alguno de ellos como por ejemplo el tiosulfato de sodio que precipita al aluminio pero no al hierro.



Si no es posible encontrar el reactivo específico se recurre al procedimiento de enmascarar al ion interferente complejándolo con otro reactivo como por ejemplo con SCN<sup>-</sup> para el caso del hierro



## REGLAS PARA LA PRECIPITACION

Para efectuar una precipitación y siempre que no haya un procedimiento especial indicado es conveniente seguir las siguientes reglas generales para obtener la precipitación de sales poco solubles.

1. la precipitación debe efectuarse en soluciones diluidas para disminuir la coprecipitación.
2. Los reactivos precipitantes deben agregarse lentamente y agitando la solución de análisis, para evitar la sobre saturación y se puedan formar cristales mucho más grandes.



3. La precipitación debe efectuarse en solución caliente, pues así aumenta la solubilidad y en consecuencia se evita la sobre saturación, también facilita la coagulación de los precipitados coloidales.
4. Es conveniente dejar envejecer los precipitados cristalinos durante 2 a 3 horas para que se purifiquen y crezcan los cristales.
5. Los precipitados deben lavarse de preferencia con soluciones de electrolitos., que luego puedan ser eliminados por calentamiento. Esto permite evitar la peptización especialmente cuando se trata de precipitados coloidales.
6. En último caso la coprecipitación, se puede corregir disolviendo el precipitado, previamente separado por filtración y reprecipitándolo nuevamente luego de haber sido disuelto. De esta manera el precipitado resultará más puro pues habrá menos impurezas en esta última precipitación.

## EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

1. Qué estudia la gravimetría?
2. Una muestra contiene Cloruro de bario, se grega  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para cuantificarlo, según el método gravimétrico, si se gastaron 4 ml de este reactivo al 20%, diga cuántos gramos de Ba hay en muestra?  
Completar la oración:
3. El cátodo tiene carga.....
4. El ánodo tiene carga.....

## SEPARACIONES ANALÍTICAS POR MÉTODOS DE EXTRACCIÓN

Las separaciones por método de extracción, son procesos en las cuales un soluto se distribuye entre dos líquidos inmiscibles entre sí puestos en contacto.

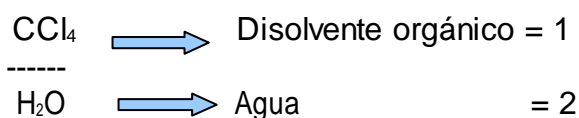
Por lo general uno de los líquidos es el agua y el otro es un disolvente orgánico. En el agua se disuelven las sustancias iónicas (electrolitos) y las polares y en el disolvente orgánico los solutos no polares.

Ejemplo:

Si deseamos separar los ácidos grasos al estado libre existentes en un jabón; se debe de agitar éste con agua y éter. En el agua pasa el jabón y en el éter los ácidos grasos.

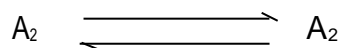
Otro ejemplo tenemos cuando se pone en contacto tetracloruro de carbono y agua y un soluto que es soluble en ambos disolventes, pero más en uno que en el otro. En este caso se puede establecer un equilibrio en el cual el soluto se distribuye en ambos líquidos pero en forma proporcional a su solubilidad en cada uno de ellos.

### REPRESENTACIÓN



Soluto: A

Finalmente el estado de equilibrio dinámico que se establece lo podemos representar de la siguiente manera:



En donde A representa el soluto en los dos disolventes designados con los números 1 y 2. Es condición necesaria que el soluto no debe reaccionar químicamente con ninguno de los dos disolventes, debiendo conservar su forma iónica o molecular original.

Una representación del equilibrio anteriormente indicado sería la siguiente:

$$K_d = [A_1] / [A_2]$$

Donde:  $K_d$  = coeficiente de distribución

### SEPARACIONES ANALÍTICAS.-

Las separaciones analíticas tienen por objeto lograr la eliminación de las sustancias interferentes en el proceso analítico cuantitativo a realizar. Su importancia radica en que sirven para el aislado y purificación de las sustancias.

Lo antes expuestos se puede comprender con los siguientes ejemplos:

a) Caso de una muestra de un mineral, en el cual nos interesa el dosaje de hierro. Debemos comprender que en una muestra además de lo que se va cuantificar también

existen otros componentes o elementos por ejemplo: Na, K, As, P, Cl, Br, I, etc.

b) Caso de un producto natural cualquiera por ejemplo un alimento. Un producto alimenticio es de naturaleza muy compleja y por lo tanto su análisis cuantitativo es muy diverso:

1. Minerales: incineración en mufla a 700°C
2. Proteínas:  
Proteínas totales ---Nitrógeno total---Kjeldahl  
Clases de aminoácidos: aislado de proteínas---Extracción de grasas



pH max. extracción: NaOH 0.1N  
pH max. precipitación: HCl 0.1N

3. Grasas:  
Cuantificación: por extracción con solvente orgánico: Eter, Hexano, etc  
Cuantificación vitaminas Liposolubles y ácidos grasos:

Saponificación del material graso: solución alcohólica KOH 40 por mil

- a. Insaponificable.- vitaminas liposolubles
- b. Jabones.- Acido grasos

Las separaciones analíticas se pueden realizar por aplicación de los siguientes métodos:

1. Por métodos de extracción
2. Por métodos cromatográficos
3. Por métodos de precipitación
4. Por métodos por volatilización

{A<sub>1</sub>} = Concentración del soluto A en el disolvente orgánico

{A<sub>2</sub>} = Concentración del soluto A en el agua

Por todo lo dicho queda comprendido en la ley de la Distribución o Ley del Equilibrio Heterogéneo que se enuncia de la siguiente manera: A una temperatura dada la relación de las concentraciones en equilibrio de una muestra distribuida entre dos disolventes inmiscibles en contacto es constante.

Esta constante se llama coeficiente de distribución o coeficiente de partición.

La expresión matemática de esta ley sería la siguiente:

$$K_d = C_1 / C_2$$

C<sub>1</sub> y C<sub>2</sub> = Concentraciones del soluto en equilibrio en los solventes 1 y 2

El coeficiente de distribución o coeficiente de partición de un soluto entre dos solventes, sirve para indicar la extracción de una sustancia desde un solvente mediante otro solvente apropiado, dependiendo la eficiencia de la extracción del valor del K<sub>d</sub>.

Se le representa de la siguiente manera:

$$K_d = \frac{\text{Concentración soluto solvente 1}}{\text{Concentración soluto solvente 2}}$$

Se acostumbra designar con el número 2 al agua y con el 1 al solvente orgánico

inmiscible en ella.

## CONDICIONES DE UNA EXTRACCIÓN IDEAL

Una extracción ideal se obtiene cuando se cumple con los siguientes requisitos:

1. Que el componente a separar debe separarse en forma completa y selectivamente.
2. Que el componente separado debe quedar en forma física y química apropiada para cualquier operación analítica posterior.

Sabemos que en una separación analítica por extracción existe un equilibrio entre los dos disolventes, en lo que se refiere a la parte del soluto en ellos disuelto; así tenemos que si practicamos una extracción con un volumen determinado del solvente 1, se separa una fracción de soluto del solvente 2 y repitiendo la operación con el mismo volumen de solvente 1, se separa del soluto remanente del solvente 2 la misma fracción y así sucesivamente hasta obtener una separación cada vez mayor.

Por ejemplo: si se extrae yodo del agua con igual volumen de  $\text{CCl}_4$ , el valor del  $K_d = 85$  y esto quiere decir que al alcanzar el equilibrio la concentración del yodo en el disolvente orgánico es 85 veces mayor que en el agua, osea que:

$$K_d = \frac{\{I\}_{\text{CCl}_4}}{\{I\}_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{85}{1} = 85$$

$$K_d = \frac{\{I_1\}}{\{I_2\}} = \frac{85}{1} = 85$$

Es decir que la solubilidad del Yodo en el disolvente orgánico es 85 veces mayor que en el agua, a igualdad de volumen.

Ejemplo:

Suponiendo que un litro de agua contiene 0.1 gr de yodo y se extrae éste con un litro de  $\text{CCl}_4$ . ¿Cuánto de yodo quedará en la capa acuosa después de una primera extracción?

Capa acuosa

$$\{I_2\}^1 = 0.1 \times 1/85 = 0.00118 \text{ gr I} = 1.18 \times 10^{-3}$$

Capa  $\text{CCl}_4$

Mientras que al tetracloruro de carbono ha pasado:

$$- 0.00118 = 0.09882 \text{ gr de yodo}$$

En una segunda extracción quedará de yodo en la capa acuosa 1/85 ava parte del remanente anterior.

$$\{I_2\}^2 = 1.18 \times 10^{-3} \times 1/85 = 0.0000138 \text{ gr I} = 1.38 \times 10^{-5} \text{ gr de Yodo}$$

En una tercera extracción quedaría en el agua 1/85 ava parte de esta última cantidad de

yodo.

$$\{I_2\}^3 = 1.38 \times 10^{-5} \times 1/85 = - 0.000000162 \text{ gr l} = 1.62 \times 10^{-7}$$

Con "n" extracciones quedaría  $(1/85)^n$  avas partes de la cantidad inicial de yodo.

Por ejemplo después de la segunda extracción quedaría:

$$\{I_2\}^2 = 0.1 (1/85)^2 = 0.1 \times 1/7225 = 1.38 \times 10^{-5} \text{ gr de Yodo}$$

Después de la tercera extracción quedará:

$$\{I_2\}^3 = 0.1 (1/85)^3 = 0.1 \times 1/614125 = 1.62 \times 10^{-7} \text{ gr de yodo}$$

Con "n" extracciones quedaría:

$$\{I_2\}^n = 0.1 (1/85)^n$$

### FACTORES QUE INFLUYEN EN EL PROCESO DE EXTRACCIÓN

Si en lugar de volúmenes iguales de solventes se emplean volúmenes diferentes de los dos solventes, es obvio que volúmenes más pequeños extraerán menos soluto. Así tenemos por ejemplo que 1/85 avas partes del de  $CCl_4$  extraerá 85 veces menos de yodo que 1 litro completo de este solvente.

De lo dicho se deduce que para un mismo solvente extractor, tres son los factores que influyen en una extracción:

El coeficiente de distribución

El volumen del solvente extractivo

El número de extracciones.

Estos tres factores nos dan el grado de completitud en una extracción con solventes y se les puede reunir en una ecuación matemática del Coeficiente de Distribución, expresando las concentraciones en peso de soluto por volumen de solvente.

$$\frac{\text{Conc. Solute en solv. 1}}{\text{Conc. Solute en solv. 2}} = K_d = \frac{\frac{M_0 - M_2}{V_1}}{\frac{M_2}{V_2}}$$

Donde:

$M_0$  = Peso total del soluto

$M_2$  = Peso del soluto en el solvente 2

$V_1$  = Volumen del solvente 1, orgánico

$V_2$  = Volumen del solvente 2, agua

$M_0 - M_2$  = Peso del soluto en el solvente 1

Porque la cantidad total del soluto menos lo que queda en el solvente 2, nos da lo que hay en el solvente 1.

En la ecuación anterior se puede despejar  $M_2$ , o sea lo que queda de peso de soluto en

$V_2$ , luego de una extracción con solvente 1.

$$\frac{\frac{M_0 - M_2}{V_1}}{\frac{M_2}{V_2}} = kd$$

$$1) \frac{(M_0 - M_2) V_2}{M_2 \cdot V_1} = Kd$$

$$2) (M_0 - M_2) V_2 = Kd M_2 V_1$$

$$3) M_0 V_2 - M_2 V_2 = Kd \cdot M_2 \cdot V_1$$

$$4) \frac{M_0 V_2}{M_2} - \frac{M_2 V_2}{M_2} = \frac{Kd M_2 \cdot V_1}{M_2}$$

$$5) \frac{(M_0 - V_2)}{M_2} - V_2 = Kd V_1$$

$$6) \frac{(M_0 - V_2)}{M_2} = Kd V_1 + V_2$$

$$7) M_2 = \frac{M_0 V_2}{Kd V_1 + V_2}$$

8)

$$M_2 = M_0 \cdot \frac{V_2}{Kd \cdot V_1 + V_2}$$

Fórmula que permite calcular la cantidad de soluto que queda en el solvente 2, después de una primera extracción.

La fórmula para "n" extracciones sería la siguiente:

$$M_2 = M_0 \cdot \frac{(V_2)^n}{(Kd \cdot V_1 + V_2)^n}$$

Donde :

$n = 2, 3, 4, 5, 6$ , etc extracciones

Fórmula que nos permite determinar la cantidad de soluto que queda en el solvente 2 después de efectuar “n” extracciones con el solvente 1.

Ejercicio:

Si 100 ml de agua contienen 0.01 gr de yodo disueltos ¿cuál extracción con  $\text{CCl}_4$  será más eficiente: a) con 50 mls de este solvente b) Con dos porciones de 25 ml cada una?

$K_d = 85$

Datos:

$$M_0 = 0.01 \text{ gr}$$

$$V_2 = 100 \text{ ml}$$

$$V_1 = \begin{array}{l} \text{a) } 50 \text{ ml } \text{CCl}_4 \\ \text{b) } 25 \text{ ml} + 25 \text{ ml } \text{CCl}_4 \end{array}$$

$K_d = 85$

$M_2 =$  Lo que queda de yodo en el solvente  $V_2$

Considerando una sola extracción con 50 ml de solvente 1.  $\text{CCl}_4$

Aplicando la fórmula:

$$= M_0 \cdot \frac{(V_2) M_2}{(K_d \cdot V_1 + V_2)}$$

$$M_2 = 0.01 \times \frac{100}{85 \times 50 + 1} = 0.000229 \text{ gr de yodo en } V_2 = 2.29 \times 10^{-4} \text{ gr yodo en } V_2$$

una extracción de 50 ml  $\text{CCl}_4$

Lo que hay en  $V_1$ :

$$0.1 - 0.000229 = 0.009771 \text{ gr de yodo}$$
$$V_1 = 0.009771 \text{ gr de yodo}$$

Lo que hay en  $V_1$ :

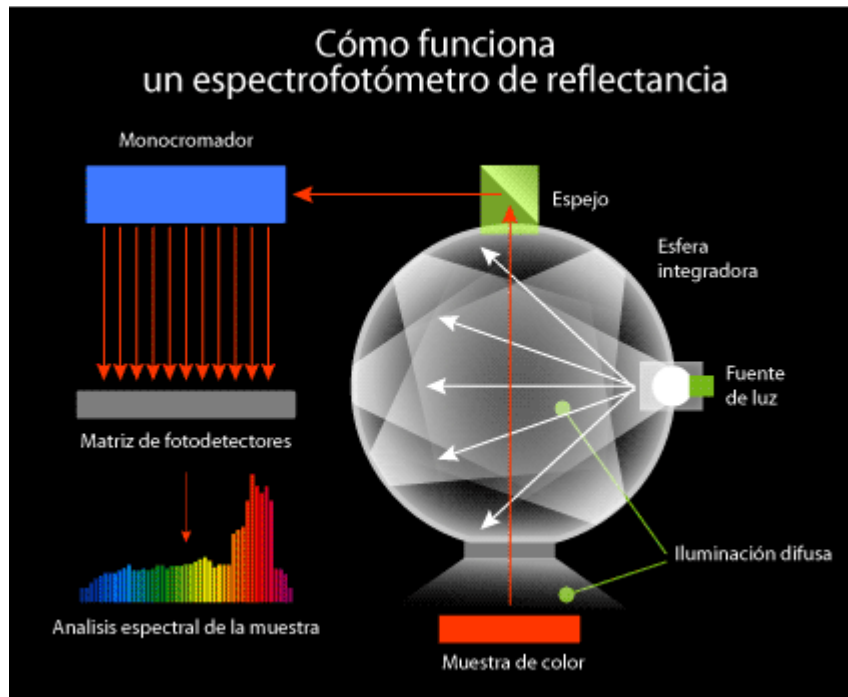
$$0.01 - 0.000229 = 0.009771 \text{ gr de yodo}$$
$$V_1 = 0.009771 \text{ gr yodo}$$



## EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

1. Que materiales, equipos, reactivos se usan en la extracción de principios activos por el método de extracción?
2. En qué se fundamenta el método de extracción con reactivos?
3. Se tiene 100 ml de agua que contiene 0.004 gramos de iodo, cuál es más eficiente:  
a) Usando 20 ml de  $\text{CCl}_4$  ó b) usando dos porciones de 10 ml de  $\text{CCl}_4$  cada uno?

## ESPECTROFOTOMETRÍA



El fotómetro es un aparato que tiene la capacidad de medir la concentración de una solución coloreada. Se fundamenta en el hecho de que la luz blanca (compuesta por todos los colores del espectro visible) al atravesar una solución transparente o no coloreada, ej el agua, es absorbida en muy pequeña cantidad pero casi todas es transmitida a través del líquido. Si esta luz incide sobre una célula fotoeléctrica conectada a un instrumento registrador puede medirse la cantidad de luz transmitida en porcentaje, es decir, casi 100% y la absorbida será casi 0%. Si la solución es coloreada, la luz blanca al atravesarla sufre una determinada absorción y el resto se transmite; pero esta absorción todavía es escasa, porque solo representa una fracción pequeña de la luz total, por lo tanto el instrumento registrador indicará una escasa variación. Debe considerarse que una solución coloreada absorbe rayos luminosos de determinada longitud de onda, entonces pueden utilizarse sólo rayos luminosos que se absorben específicamente; por lo tanto la cantidad de esta luz absorbida por la solución coloreada es mayor y existe una mejor sensibilidad para medir pequeñas diferencias en la intensidad de color. Para obtener rayos luminosos de determinada longitud de onda se pueden utilizar:

- Filtros, que seleccionan un determinado grupo de longitudes de onda, eliminando otras.
- Espectroscopio: es un prisma o una rejilla de difracción que descompone la luz blanca en un espectro, del cual se puede seleccionar solo una longitud de onda necesaria. Por lo tanto existen dos tipos de fotómetros: el de filtro y el monocromador o espectrofotómetro.

### FOTÓMETRO DE FILTRO

Consiste de las siguientes partes:

- a) Fuente de luz:** generalmente una lámpara de tungsteno
- b) Los filtros:** son cristales coloreados intercambiables, que seleccionan un grupo de longitud de onda, usualmente pueden bastar tres colores: azul (430-475

$\mu\text{m}$  de longitud de onda), verde (505-555  $\mu\text{m}$ ) y rojo (620-700  $\mu\text{m}$ ), la elección del color se ha establecido experimentalmente con soluciones patrón, para observar cual de los filtros favorece una mayor absorción y así obtener la máxima sensibilidad en la lectura del aparato. Ejemplo así tenemos que las soluciones azules absorben fuertemente el rojo, por lo tanto deben elegirse el filtro rojo, pero a veces se utilizan filtros que no son de máxima absorción para minimizar la interferencia de otras sustancias.

**c) Cubeta:** es el tubo donde se coloca la solución coloreada motivo del examen, está especialmente calibrado para usarse con un determinado fotómetro.

**d) Detectores fotosensibles:** son sistemas que convierten las ondas luminosas que llegan después de atravesar la cubeta, en corriente eléctrica (voltaje).

**e) Medidor:** es el sistema que registra la energía eléctrica, generalmente es un galvanómetro, donde se realizan las lecturas en una escala graduada.

### **FOTÓMETRO MONOCROMADOR (ESPECTROFOTÓMETRO)**

Las partes de este aparato son esencialmente semejantes al fotómetro de filtro, solo que a diferencia de ésta utiliza un espectroscopio, bajo la forma de una rejilla de difracción o un prisma para obtener luz monocroma de una sola longitud de onda.

El medidor, presenta una doble escala paralela, transmitancia de 0-100% y absorbancia de 0 a 2. En la actualidad son los aparatos más utilizados por su exactitud y versatilidad.

### **MANEJO DEL ESPECTROFOTÓMETRO**

- a) Prender el aparato y esperar que caliente.
- b) Llevar el aparato a 0 de absorbancia o 100% de transmitancia, utilizando como "blanco" una cubeta con agua destilada o con reactivo solo.
- c) Depositar en otra cubeta la solución problema y colocar en lugar de la cubeta "blanco".
- d) Observar el desplazamiento de la aguja indicadora del medidor y anotar la absorbancia o transmitancia señalada.

### **LEY DE BEER (LAMBERT)**

Establece que la concentración de una sustancia es directamente proporcional a la cantidad de luz absorbida e inversamente proporcional al logaritmo de la luz transmitida. Luego, no existe una proporción aritmética simple entre la absorción de la luz y la concentración de la solución coloreada, sino una relación logarítmica que se expresa en las escalas de los fotómetros, así tenemos:

- a) Escala de Transmitancia: que se halla dividido en 100 partes iguales, del 0 al 100%.
- b) Escala de absorbancia: son divisiones desiguales espaciadas logarítmicamente.

### **FACTOR DE CALIBRACIÓN**

Si consideramos que la absorción de una solución coloreada es directamente proporcional a su concentración siempre que el desarrollo de la coloración siga la Ley de Beer, entonces tendremos que dos soluciones, una de concentración conocida (patrón) y otra desconocida (problema), procesadas y leídas idénticamente guardan una relación entre sus absorbancias y concentraciones que permite calcular la concentración desconocida.

C1 = Concentración conocida (solución patrón)

A1 = Absorción de solución conocida

C2 = Concentración de solución desconocida (solución problema)

A2 = Absorción de la solución desconocida

Ecuación: 1)  $A1/A2 = C1/C2$  , en donde:

$$2) C2 = (A2) (C1) / A1$$

Cuando los aparatos utilizados solo expresan transmitancia pueden emplearse tablas para conversión a absorbancia.

De la ecuación 2) notamos que la expresión  $C1/A1$  (perteneciente a la solución patrón) siempre se repetirá si el método tiene una capacidad de reproducción exacta, pudiéndose expresar como número entero o decimal, denominándose **factor de calibración**. Finalmente la concentración Desconocida  $C2 = A2$  (absorbancia de la solución desconocida) x Factor.

Es conveniente en lo posible calcular el factor diariamente para cada serie de exámenes o cada vez que se preparan nuevos reactivos.

## **CURVA PATRÓN**

Se preparan 4-6 soluciones patrones de diferentes concentraciones que deben variar entre los límites que suelen observarse en la práctica. procesar estas soluciones de acuerdo al método utilizado tomándose precauciones con las diluciones y correcciones necesarias, de tal forma que sean idénticas a las determinaciones de las muestras de pacientes.

Las lecturas se registran en Transmitancia o en Absorbancia.

Graficar las lecturas de Transmitancia en papel semilogarítmico, señalando la concentración de las sustancias en el eje de abscisas que tiene divisiones aritméticas (iguales) y la transmitancia en el eje de las ordenadas que tienen divisiones que tienen divisiones logarítmicas (desiguales).

Si se grafican las lecturas de absorbancia se utiliza papel milimetrado (divisiones iguales), colocando indistintamente en un eje las cifras de absorbancia y en el otro las concentraciones de la sustancia.


Las curvas deben de ser preparadas para cada aparato en el propio laboratorio. Si se realizan cambios en el aparato o se preparan nuevos reactivos debe de hacerse una nueva curva.

Data Table

Wavelength (nm)	Absorbance
350	0.000

sample: **Distilled Water**

$\text{CoCl}_4^{2-}$   
  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{+2}$



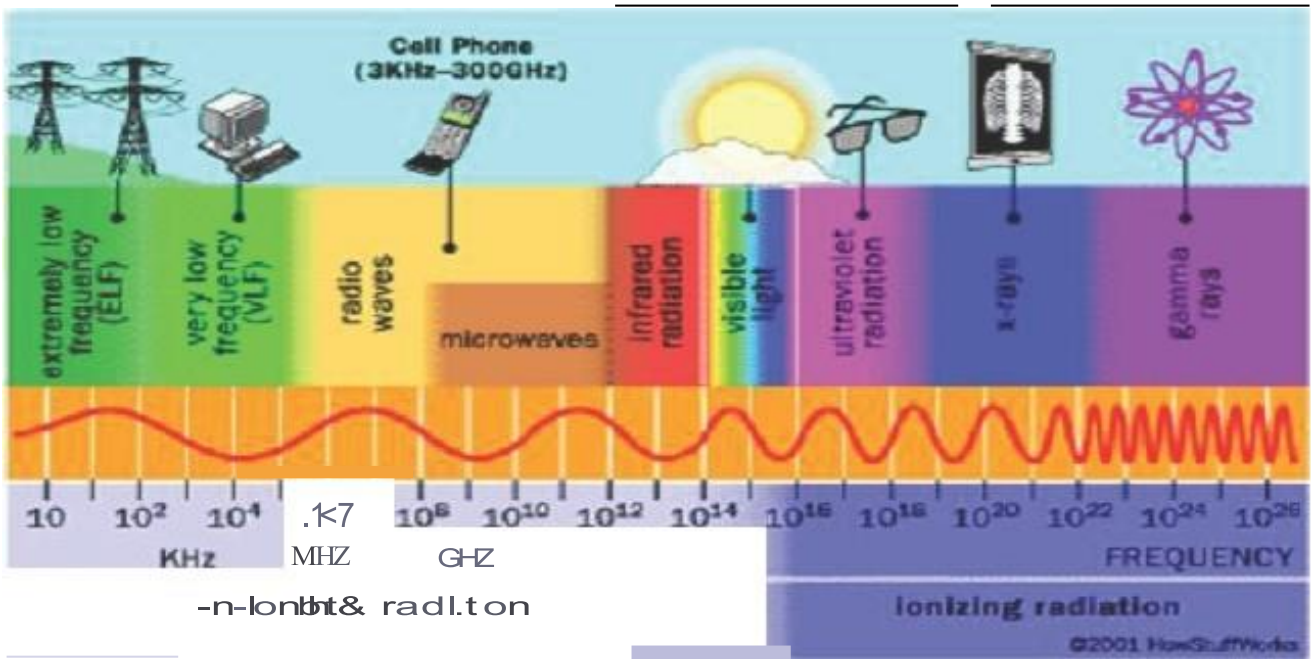
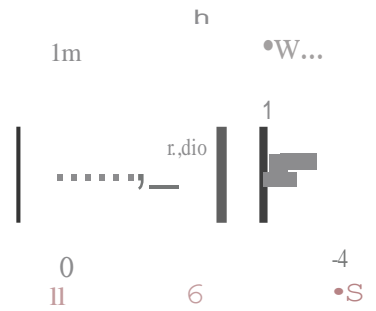
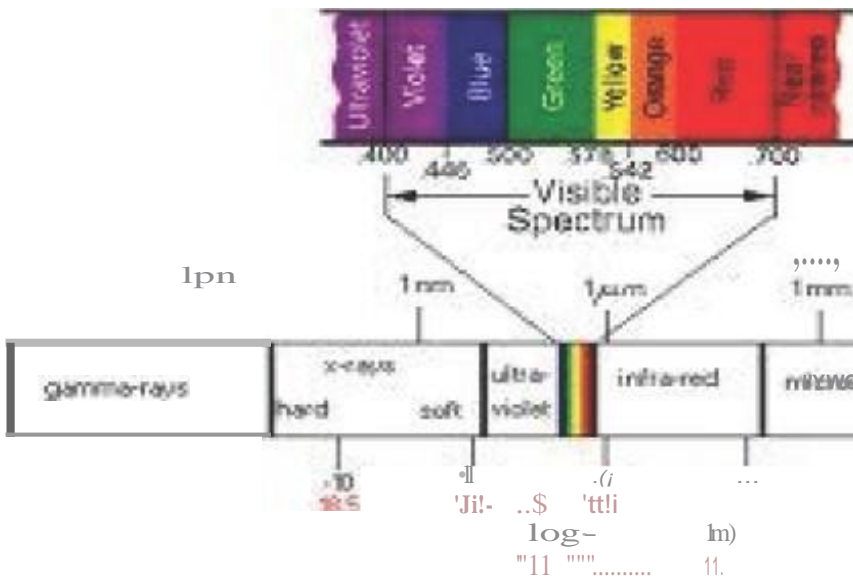










## EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

1. Qué es espectro?
2. Qué es longitud de onda?
3. Cuáles son los límites de la longitud de onda en el espectro visible?
4. Cuáles son los colores principales y cuáles son los colores secundarios?
- 5.Cuál es la longitud de onda del color rojo?
- 6.Cuál es la longitud de onda de color verde?
7. Qué pruebas se pueden hacer con el espectrofotómetro?

### Referencias Bibliográficas:

1. Alexeiv, V.N. Semimicroanálisis Química Cualitativo. Editorial. 1ª ed. Moscú: Mir. ; 1980
2. Ander, S. Principios de Química. Introducción a los Principios Teóricos. 1ª ed. México: Limusa; 1992
3. Baeza, Juan J. Octubre 2007. España: <http://www.uv.es/~baeza/metodo.html>
4. Brumblay, R.U. Análisis Cualitativo. 1ª ed.CECSA.
5. Skoog y Wesr. Química Analítica Cuantitativa. 1ª ed.
6. Vogel, Arthur. Química Analítica Cualitativa. Buenos Aires: Kapeluz; 1978
- 7.Vogel, Arthur. Química Analítica Cuantitativa. 1ª ed. Buenos Aires: Kapeluz. Buenos;1978

## BANCO DE PREGUNTAS PARA LA PRUEBA DE FIN NDE CARRERA

### CURSO: QUÍMICA ANALÍTICA

1. Los cationes tienen carga:
  - a) Positiva
  - b) Negativa
  - c) Neutro
  - d) Positivo y negativo
  - e) Todas las anteriores
  
2. El Calcio tiene su estado de oxidación:
  - a) +2
  - b) -2
  - c) -1
  - d) +1
  - e) +3
  
3. Una característica que tiene el Carbonato de calcio es:
  - a) Es una sal muy ácida
  - b) Naturalmente se encuentra en forma de gas
  - c) Se encuentra en grandes cantidades en el agua potable

d) Es una sal **insoluble en agua, pero si soluble en HCl.**

4. La gravimetría estudia:

- a) Los volúmenes que reaccionan entre dos sustancias
- b) Formación de **un precipitado la cual se** pesa en la balanza analítica
- c) Análisis de la luz o espectro
- d) Gravedad de la tierra

5. El peso molecular se expresa en las siguientes unidades:

- a) Gramos
- b) Gramos/centímetro cuadrado
- c) Gramos/mol**
- d) Mol/gramo

6. Marcar la sal:

- a)  $H_2SO_4$
- b)  $Mg(OH)_2$
- c)  $MgCl_2$**
- d)  $NaOH$

7. Marcar el oxidante más potente:

- a)  $H_2S$
- b)  $NaOH$
- c)  $KMnO_4$**
- d)  $H_2O$

8. La luz visible del espectro es la que se puede visualizar por nuestro ojo, el rango de este frecuencia es:

- a) De 100 a 200 nm
- b) De 2000 a 5000 nm
- c) De 450 a 750 nm**
- d) De 0 a 100 nm

9. La absorbancia tiene los siguiente valores:

- a) Entre 4 y 10
- b) Entre 2 y 4
- c) Entre 0 y 2**
- d) Entre 20 y 100

10. Si 50 ml de alcohol de 50 grados se diluye con 50 ml de agua destilada. ¿cuál será la nueva concentración del alcohol?

- a) 10 grados
- b) 20 grados
- c) 25 grados
- d) 30 grados