

A cartoon illustration of a scientist with a purple mohawk, wearing sunglasses and a white lab coat. He is holding two round-bottom flasks: one with purple liquid in his right hand and one with green liquid in his left hand. The background is white.

# **INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA**

**SEGUNDA PARTE**

FACULTAD DE QUÍMICA, BIOQUÍMICA Y FARMACIA  
UNIVERSIDAD NACIONAL DE SAN LUIS



**MIGUEL ANGEL ZAMORA**

**MARTA OLGA LUCONI**

AREA DE QUIMICA GENERAL E INORGANICA  
DEPARTAMENTO DE QUIMICA

Dr. Miguel Angel Zamora

*Profesor Titular de las cátedras de Introducción a la Química y Química General I de la Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia de la Universidad Nacional de San Luis.*

Dra. Marta Olga Luconi

*Profesora Adjunta de las cátedras de Introducción a la Química y Química General I de la Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia de la Universidad Nacional de San Luis.*

# CONTENIDO

	Página N°
<b>ENLACE QUIMICO</b>	
Enlace químico	1
Enlaces puros	1
Enlace iónico	1
Enlace covalente	2
Regla del octeto	2
Fórmulas electrónicas de Lewis	3
Enlaces múltiples de pares de electrones	4
Enlace covalente coordinado o dativo	5
Concepto de resonancia	5
Metales – Enlace metálico	6
Enlaces no puros	7
Fuerzas de van der Waals	7
Unión puente de hidrógeno	7
Reglas para representar estructuras de Lewis	9
Ejercitación	11
<b>REACCIONES DE OXIDO REDUCCION</b>	
Reacciones de óxido reducción	12
Oxidación	12
Reducción	12
Agente reductor	13
Agente oxidante	13
Balance de las ecuaciones de óxido-reducción por el método del ion-electrón	13
Ejercitación	17
<b>ESTEQUIOMETRIA</b>	
Estequiometría	18
Resolución de problemas	19
Relaciones entre Moles	19
Relaciones entre Masas	19
Relaciones entre Volúmenes	20
Relaciones entre Volúmenes y Masas	21
Relaciones entre Moles y Volúmenes	21
Relaciones entre Masas y Moles	22
EJERCITACION	23

**SOLUCIONES**

Soluciones	26
Definición	26
Soluto y disolvente	26
Clasificación de las soluciones	26
Concentración de las soluciones	27
Expresiones de la concentración	27
Cualitativas	
Solución diluida	27
Solución concentrada	27
Solución saturada	27
Solubilidad	27
Solución insaturada	27
Solución sobresaturada	27
Cuantitativas	
Expresiones de la concentración en unidades físicas	28
Porcentual peso en peso	28
Porcentual volumen en volumen	28
Porcentual peso en volumen	28
Gramos por litro	29
Miligramos por litro o ppm	29
Microgramos por litro	29
Expresiones de la concentración en unidades químicas	29
Molaridad	29
Molalidad	29
Normalidad	29
Cálculo del peso equivalente gramo	29
Formalidad	30
Fracción molar	30
Ejercitación	31

## ENLACE QUIMICO

La fuerza de unión entre dos átomos, cualquiera sea su naturaleza, constituye un enlace químico.

El enlace químico estudia la forma mediante la cual los átomos se unen para formar moléculas o cristales.

De todas las formas posibles en que los átomos pueden unirse, tres pueden considerarse como enlaces químicos **puros**:

- a) enlace iónico
- b) enlace covalente
- c) enlace metálico

Deben tenerse en cuenta otros dos tipos de enlaces considerados **no puros**:

- d) fuerzas intermoleculares de van der Waals
- e) unión puente de hidrógeno

Para que se forme un enlace entre dos átomos debe haber una disminución neta de la energía del sistema.

## ENLACES PUROS

### ENLACE IONICO

Para explicarlo se usa la teoría de Kossel que dice: “los átomos al unirse para formar compuestos toman la configuración electrónica de un gas noble, por transferencia de electrones”.

A este tipo de enlace se lo llama también electrovalente o heteropolar y se origina por una transferencia completa de uno o más electrones entre dos átomos. Se produce por la unión de un elemento muy poco electronegativo (posee gran tendencia a ceder electrones) con un elemento muy electronegativo (posee gran tendencia a captar electrones). Los elementos más electronegativos se encuentran ubicados en la tabla periódica a la derecha y hacia arriba y los menos electronegativos se encuentran ubicados en la tabla periódica a la izquierda y hacia abajo. Para que se produzca un enlace iónico la diferencia de electronegatividad entre los átomos que intervienen debe ser en valor absoluto mayor o igual a 2.

Cuando se produce un enlace iónico se forman iones individuales (positivo y negativo) que posteriormente se unen por atracción coulombica (atracción de dos cargas eléctricas de distinto signo).

El enlace iónico puede definirse como la unión por fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos.

Nota:

Los gases nobles poseen 8 electrones en el último nivel de energía (excepto el helio que posee 2). Los elementos representativos (grupos I A al VII A) poseen un número de electrones en el último nivel de energía igual al número de grupo.

Por ejemplo: cloruro de sodio

El elemento sodio pertenece al grupo I A, por lo tanto posee un electrón en el último nivel y es un elemento muy poco electronegativo. El elemento cloro pertenece al grupo VII A, por lo tanto posee 7 electrones en el último nivel y es un elemento muy electronegativo.

En una primera etapa el átomo de sodio cede un electrón transformándose en un ión positivo ( $\text{Na}^+$ ), adquiriendo la configuración electrónica del gas noble neón.

En una segunda etapa el átomo de cloro acepta un electrón transformándose en un ión negativo ( $\text{Cl}^-$ ), adquiriendo la configuración electrónica del gas noble argón.

En una tercera etapa los iones formados se unen por fuerzas coulómbicas.

En una unión iónica, cada ión tiende a rodearse del mayor número posible de iones de signo contrario, formando una red cristalina (no se forman moléculas individuales). El cloruro de sodio se distribuye en una red cúbica en la cual cada ión  $\text{Cl}^-$  se encuentra rodeado por 6 iones  $\text{Na}^+$  y cada ión  $\text{Na}^+$  se encuentra rodeado por 6 iones  $\text{Cl}^-$  (ver el ejemplo de la página 27).

La fórmula de un compuesto iónico indica solo la cantidad relativa de iones de cada clase, se denomina molécula par-iónica y se representa  $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ .

Propiedades generales de los compuestos iónicos:

Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos, con elevados puntos de fusión y ebullición y elevada dureza. No son conductores de la corriente eléctrica debido a que los iones ocupan posiciones fijas en el retículo cristalino, pero disueltos en agua o fundidos se hacen conductores porque se ionizan. La unión iónica es propia de ácidos, bases y sales inorgánicas.

## ENLACE COVALENTE

La teoría de Kossel no es aplicable a los compuestos no ionizables en agua ni a la formación de las moléculas de las sustancias simples. Si consideramos la molécula de cloro, según la teoría de Kossel uno de los átomos debería captar un electrón formando un ión negativo y el otro átomo de cloro debería perder un electrón formando un ión positivo. En el caso del primer átomo esto es totalmente factible debido a la elevada electronegatividad del cloro, pero en el caso del segundo átomo esto no es posible debido a que el cloro tiene tendencia captar y no a ceder electrones.

La primera solución la dio Lewis con su teoría que dice que: “los átomos pueden llegar a tomar la configuración electrónica de un gas noble por coparticipación de electrones (uno o más pares de electrones), siendo estos capaces de contribuir a la estabilidad de los dos átomos que se unen”.

Este tipo de enlaces aparece en las moléculas formadas por átomos iguales o distintos, siempre muy electronegativos, generalmente entre elementos no metálicos.

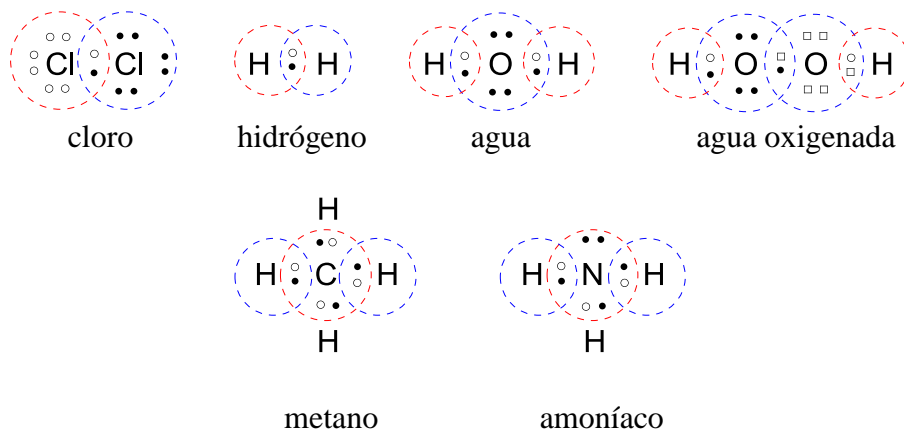
## REGLA DEL OCTETO

La regla del octeto establece que al formarse los enlaces, los átomos adquieren la configuración externa de un gas noble, perdiendo, ganando o compartiendo electrones, de tal manera que la capa externa de cada átomo contenga 8 electrones. El átomo de

hidrógeno es una excepción, ya que al unirse completa 2 electrones en la capa externa, adquiriendo la configuración del gas noble helio.

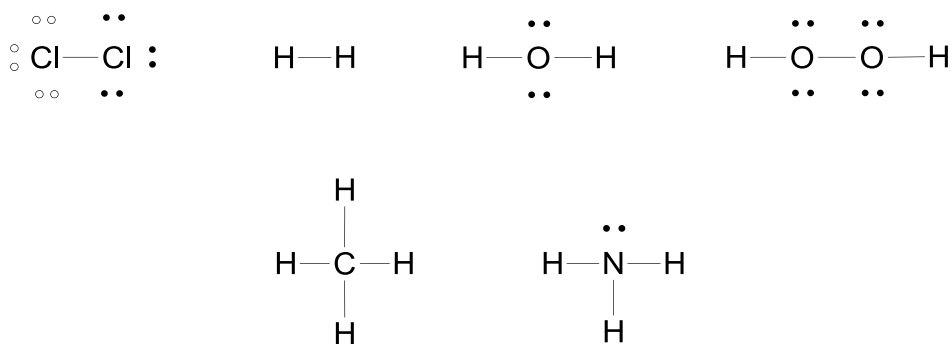
## FORMULAS ELECTRONICAS DE LEWIS

En este método, los electrones del último nivel de cada átomo se representan por medio de cruces o puntos. Se debe tener en cuenta que todos los electrones son iguales, pero se los representa distinto para diferenciar los que pertenecían a cada átomo.

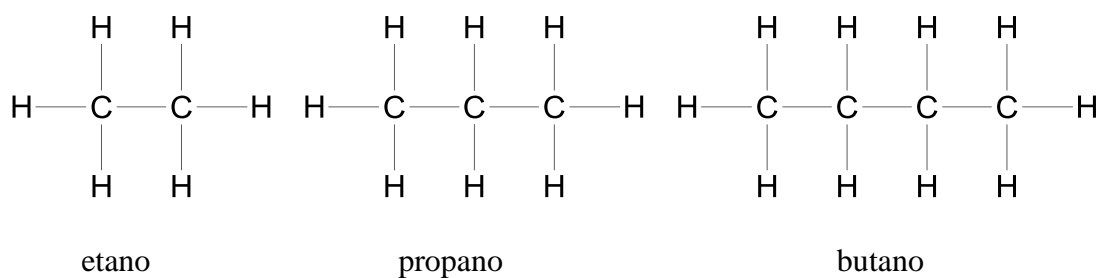


Este tipo de enlaces se denomina de par de electrones, lo que es sinónimo de enlace covalente.

Se puede sustituir el par de electrones de enlace por una línea:

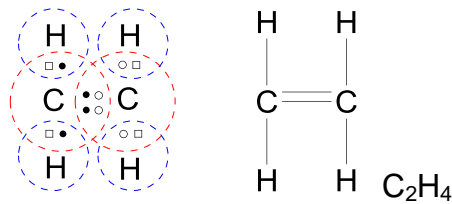


otros ejemplos:



## ENLACES MULTIPLES DE PARES DE ELECTRONES

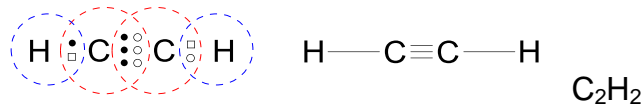
Algunos átomos solo pueden alcanzar la estructura del octeto cuando se forma más de un enlace de pares de electrones entre los átomos. Esto da lugar a la formación de enlaces dobles y triples. En el caso de los hidrocarburos anteriores (metano, etano, propano y butano) la distancia entre átomos de carbono es aproximadamente la misma. Cuando hay algún cambio importante en la distancia entre dos átomos de carbono, se supone que hay un cambio en el tipo de enlace, este es el caso de los siguientes compuestos:



etileno

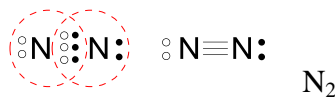
La distancia entre los átomos de carbono en el etileno es mucho menor que en los hidrocarburos anteriores. Esto se interpreta diciendo que en el etileno hay un enlace doble entre los átomos de carbono.

En el caso del acetileno, la distancia entre átomos de carbono es aún menor que en el etileno. Esto se explica diciendo que en el acetileno hay un enlace triple entre los átomos de carbono.



acetileno

otro ejemplo de enlace triple:



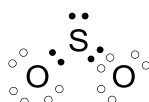
molécula de nitrógeno



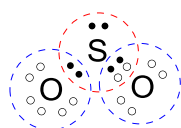
## ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Hasta ahora hemos visto que en la formación de enlaces, cada átomo aporta uno, dos o tres electrones para la formación de un enlace simple, doble o triple respectivamente. En ciertas sustancias los átomos que se unen no aportan por igual sus electrones, sino que un átomo aporta sus electrones y el otro los acepta, compartiéndolos.

Por ejemplo  $\text{SO}_2$ :



En el anhídrido sulfuroso, el átomo de azufre forma un enlace doble con el oxígeno de la derecha, aportando cada átomo dos electrones. En el caso del enlace con el oxígeno de la izquierda, el átomo de azufre aporta los dos electrones del enlace y el oxígeno acepta ese par de electrones y los comparten, de esta manera, todos los átomos poseen ocho electrones en el último nivel.



En este caso el átomo de azufre es el donador o donante y el átomo de oxígeno es el aceptor, esta situación puede ser marcada con una flecha del donador al aceptor.

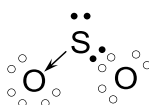


Una vez producido el enlace coordinado, es exactamente igual a un enlace simple producido por el aporte igualitario de electrones por parte de los dos átomos que intervienen.

## CONCEPTO DE RESONANCIA

En determinados casos, la estructura de Lewis no describe adecuadamente las propiedades de la molécula que se trata de representar.

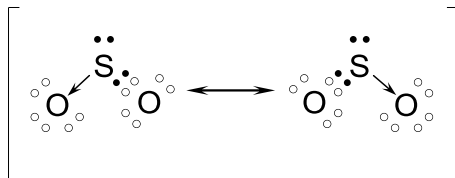
Si consideramos la molécula de anhídrido sulfuroso:



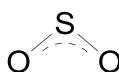
esta estructura nos indica que hay dos tipos de enlace entre el átomo de azufre y los átomos de oxígeno. Experimentalmente se demuestra que los dos enlaces azufre–

oxígeno son iguales, la longitud de los dos enlaces es la misma y es intermedia entre un enlace simple y uno doble.

Para expresar este concepto dentro del marco de las estructuras de Lewis, se escriben las estructuras posibles (en este caso son dos):



La estructura verdadera es intermedia entre ellas. Se dice que el anhídrido sulfuroso es un híbrido de resonancia entre estas dos estructuras posibles.



Propiedades generales de los compuestos covalentes:

En general los compuestos covalentes no forman moléculas gigantes y por ello son volátiles. No son conductores de la electricidad.

## METALES – ENLACE METALICO

Más del 80 % de los elementos conocidos pueden clasificarse como metales. Todos los metales poseen, en diversos grados, las siguientes propiedades:

Son conductores de la corriente eléctrica y del calor, poseen brillo metálico, son dúctiles (posibilidad de estirarlos en forma de hilo) y maleables (posibilidad de formar láminas).

Las propiedades físicas y químicas de los metales sugieren una estructura en la que los electrones son relativamente móviles. Un enfoque simple del enlace metálico, conocido como el modelo del “mar de electrones”, explica estas características de los metales en una forma cualitativa. El modelo del mar de electrones propone que los metales están formados por iones positivos, llamados restos positivos, que son átomos del metal sin los electrones del último nivel, muy próximos unos de otros en un empaquetamiento compacto sumergido en un mar de electrones móviles. Los electrones del último nivel de los átomos individuales no están localizados en un átomo en particular, estos electrones son los responsables del enlace global de los iones positivos entre si y explican la elevada conductividad eléctrica y térmica. Según este modelo, la fuerza del enlace está directamente relacionada con la carga de los iones positivos que ocupan las posiciones de la red.

## ENLACES NO PUROS

### FUERZAS DE VAN DER WAALS

Cualquiera sea la razón de la existencia de un momento dipolar en una molécula, el resultado es la existencia de fuerzas atractivas que reciben el nombre de fuerzas de van der Waals. Estas son producidas por fuerzas coulómbicas en escala relativamente pequeña.

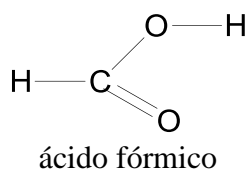
Todas las moléculas, aunque sean apolares, forman pequeños dipolos debidos al giro de los electrones en torno al núcleo. La presencia de este dipolo transitorio hace que los átomos contiguos también se polaricen, de tal manera que se producen pequeñas fuerzas de atracción electrostática entre los dipolos que forman todos, estas fuerzas son mucho menos intensas que las originadas en moléculas polares. Las fuerzas de van der Waals conforman el tipo más débil de fuerza intermolecular que puede darse en la naturaleza, necesitándose un aporte energético muy bajo para romper dicha interacción.

### UNION PUENTE DE HIDROGENO

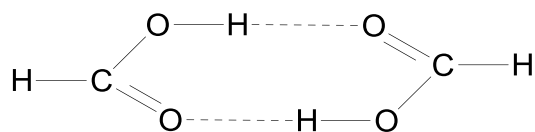
Existen muchos compuestos en los que un átomo de hidrógeno coincide simultáneamente entre dos átomos y actúa como puente entre ellos. En estas condiciones el átomo de hidrógeno participa de dos enlaces, uno del tipo covalente y el otro se conoce como unión puente de hidrógeno. Este tipo de enlace se forma generalmente entre un átomo de elevada electronegatividad como el fluor, oxígeno o nitrógeno y el hidrógeno. Estos enlaces son más débiles que los enlaces covalentes, pero son la fuerza intermolecular más potente. Este tipo de enlace puede ser intermolecular o intramolecular.

La unión puente de hidrógeno puede explicar algunas propiedades anómalas que se observan en algunos compuestos.

Por ejemplo, el ácido fórmico forma un dímero en solventes no polares que produce un peso molecular que es el doble del que le corresponde.

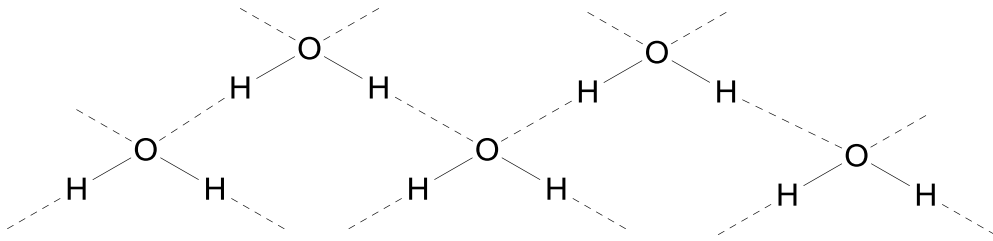


Este dímero se forma mediante uniones puente de hidrógeno de la siguiente manera:

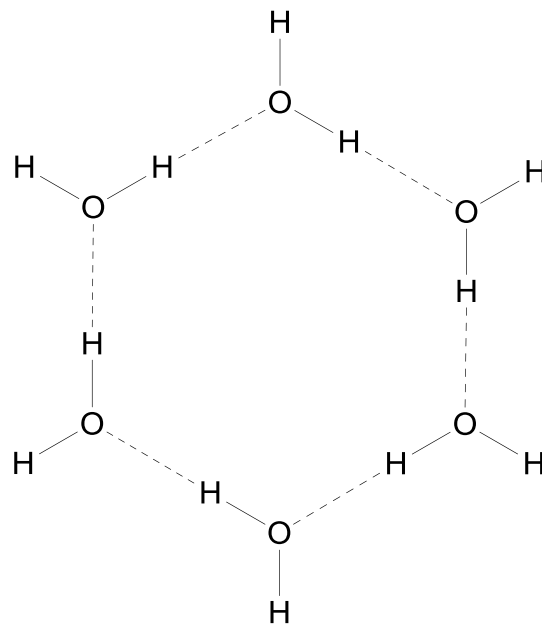


Las líneas de puntos indican la unión puente de hidrógeno, esta unión es del tipo electrostático.

De la misma manera las moléculas de agua pueden asociarse entre sí y cada molécula de agua se encuentra unida a otras dando una estructura muy abierta.



En el hielo, el agua adquiere una estructura hexagonal (formada por seis moléculas de agua) que posee un gran volumen, esto hace que tenga una menor densidad que el agua líquida. De esta manera se explica que el hielo flote en el agua.



Los puntos de fusión y ebullición anormalmente altos del agua se pueden explicar por la asociación debida a la formación de uniones puente de hidrógeno.

## REGLAS PARA REPRESENTAR ESTRUCTURAS DE LEWIS:

- 1.- Sumar el número total de electrones del último nivel de los átomos que integran la molécula neutra o ion. Si éste es un ion negativo se suman sus cargas y si es positivo se restan sus cargas.

Ejemplos:



C: grupo IV A, posee 4 electrones en el último nivel  
 H: grupo I A, posee 1 electrón en el último nivel

$$\begin{array}{r} 1 \text{ C:} \quad \quad \quad 4 \text{ e}^- \\ 4 \text{ H:} \quad 4 \times 1 \text{ e}^- = 4 \text{ e}^- \\ \hline \text{total:} \quad \quad \quad 8 \text{ e}^- \end{array}$$



S: grupo VI A, posee 6 electrones en el último nivel  
 O: grupo VI A, posee 6 electrones en el último nivel

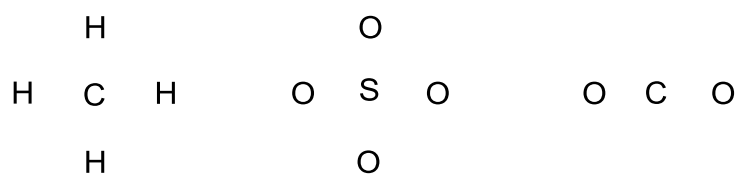
$$\begin{array}{r} 1 \text{ S:} \quad \quad \quad 6 \text{ e}^- \\ 4 \text{ O:} \quad \quad \quad 4 \times 6 \text{ e}^- = 24 \text{ e}^- \\ 2 \text{ cargas negativas suman} \quad 2 \text{ e}^- \\ \hline \text{total:} \quad \quad \quad 32 \text{ e}^- \end{array}$$



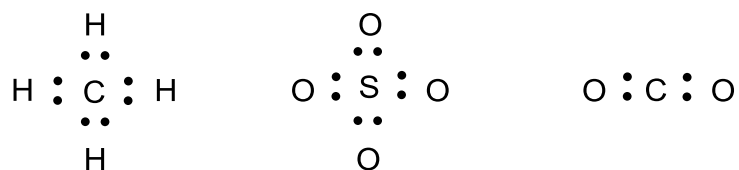
C: grupo IV A, posee 4 electrones en el último nivel  
 O: grupo VI A, posee 6 electrones en el último nivel

$$\begin{array}{r} 1 \text{ C:} \quad \quad \quad 4 \text{ e}^- \\ 2 \text{ O:} \quad 2 \times 6 \text{ e}^- = 12 \text{ e}^- \\ \hline \text{total:} \quad \quad \quad 16 \text{ e}^- \end{array}$$

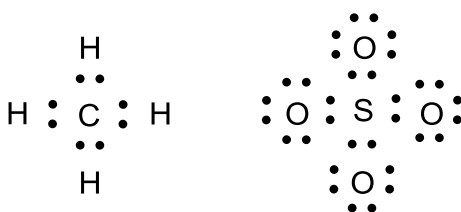
- 2.- Elegir como átomo central aquél que se encuentra en menor proporción, a igualdad de esta condición se elige al menos electronegativo. Rodear al átomo central con el resto de los átomos. Se debe tener en cuenta que en muy pocos casos se unen dos átomos de oxígeno entre sí en una molécula y que nunca se unen dos hidrógenos.



- 3.- Repartir los electrones totales de la molécula o ion, comenzando con un par para cada enlace.



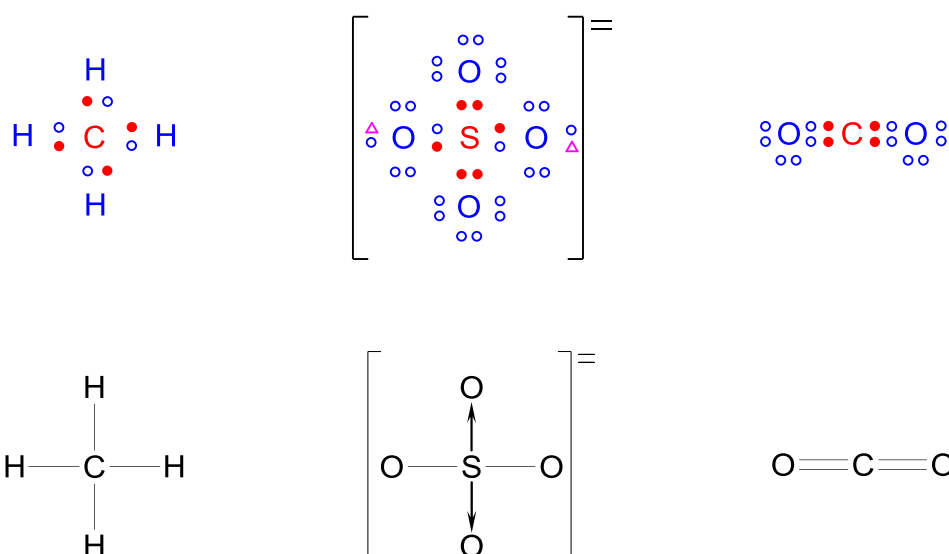
- 4.- Distribuir los electrones restantes de pares (pares aislados) alrededor de todos los átomos, comenzando generalmente por los más electronegativos.



- 5.- Verificar que una vez colocados todos los electrones, cada átomo se encuentre rodeado de 8 electrones, a excepción del hidrógeno que sólo puede tener 2 electrones. Si algún átomo no tiene 8 electrones, se desplazan pares aislados en dirección de un enlace para completar los 8.



- 6.- Para identificar los distintos tipos de enlace, conviene diferenciar a que átomo pertenecía cada electrón, teniendo en cuenta los electrones que aportó a la molécula.



## EJERCITACION

Escribir las estructuras de Lewis e indicar los diferentes tipos de enlaces para las siguientes sustancias:

- a) ácido iodhídrico
- b) anhídrido sulfúrico
- c) nitrógeno
- d) oxígeno
- e) amoníaco
- f) ácido sulfhídrico
- g) ácido carbónico
- h) ácido nítrico
- i) ácido sulfúrico
- j) acetileno

Escribir las estructuras de Lewis e indicar los diferentes tipos de enlaces para los siguientes iones:

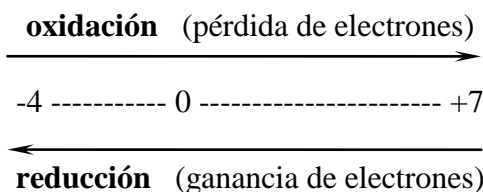
- a) nitrito
- b) amonio
- c) carbonato
- d) nitrato
- e) clorito

## REACCIONES DE OXIDO REDUCCION

Reacciones redox o de oxido-reducción son aquellas donde se produce una transferencia de electrones entre los reactivos.

Para poder identificar y estudiar las reacciones de óxido reducción debemos retomar el concepto de número de oxidación (ver página 70 de Módulo de Química–Introducción a la Química) y las reglas que se aplican para su determinación (ver páginas 73 a 75 de Módulo de Química–Introducción a la Química).

Los números de oxidación pueden variar entre los siguientes valores extremos:

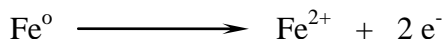


**OXIDACIÓN:** Es el proceso por el cual un determinado átomo de una especie molecular o iónica **pierde electrones**, aumentando su número de oxidación.

**REDUCCIÓN:** Es el proceso por el cual un determinado átomo de una especie molecular o iónica **gana electrones**, disminuyendo su número de oxidación.

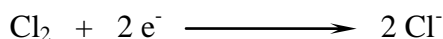
Estas definiciones pueden ejemplificarse en forma sencilla mediante sustancias elementales y sus respectivos iones monoatómicos:

Una transformación que convierte un átomo neutro en un ion positivo (catión), involucra la pérdida de uno ó más electrones y es por lo tanto una oxidación (aumenta el número de oxidación).



En el segundo miembro se han escrito explícitamente dos electrones (símbolo  $e^-$ ) de modo que la carga total en ambos lados de la ecuación sea la misma.

La transformación de un átomo neutro en un ion negativo (anión), involucra la ganancia de uno ó más electrones y es, por lo tanto, una reducción (disminuye el número de oxidación).

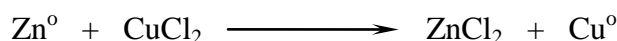


Los procesos de oxidación y reducción no pueden darse aisladamente. Toda oxidación debe ir necesariamente acompañada de una reducción y viceversa, de tal modo que el número de electrones liberados por una especie en el proceso de oxidación sea igual al número de electrones ganados por otra especie en el proceso de reducción.



Ejemplo:

Dada la reacción:



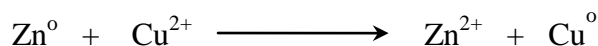
Se plantean dos hemirreacciones:



El elemento cinc (cuyo número de oxidación es cero,  $\text{Zn}^0$ ) se oxida por la pérdida de 2 electrones pasando a formar el ion cinc dos positivo ( $\text{Zn}^{2+}$ ).

Por otra parte, el ion cobre dos positivo ( $\text{Cu}^{2+}$ ), toma los 2 electrones liberados por el cinc, reduciéndose a cobre elemental ( $\text{Cu}^0$ ).

Prescindiendo de los iones cloruros que no intervienen en forma directa en el proceso redox, la reacción neta quedaría representada del siguiente modo:



AGENTE REDUCTOR:

El agente reductor es la sustancia que provoca la reducción del otro reactivo, liberando electrones y oxidándose.

AGENTE OXIDANTE:

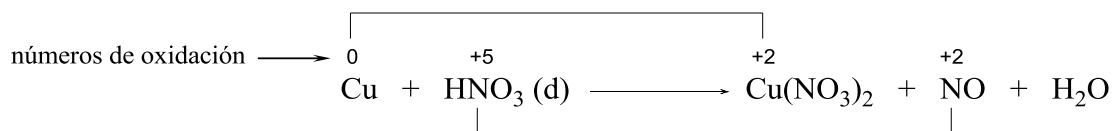
El agente oxidante es la sustancia que provoca la oxidación del otro reactivo, ganando electrones y reduciéndose.

## BALANCE DE LAS ECUACIONES DE OXIDO-REDUCCION POR EL METODO DEL ION-ELECTRON

Este es un método matemático aplicable a reacciones iónicas en solución.

Procedimiento:

dada la reacción química:



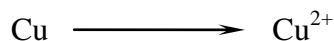
- 1.- Se identifican los agentes oxidante y reductor teniendo en cuenta el cambio del número de oxidación de un determinado átomo de la sustancia.

Cu es el agente reductor porque cambia su número de oxidación de 0 a +2.

HNO<sub>3</sub> es el agente oxidante porque el nitrógeno cambia su número de oxidación de +5 a +2.

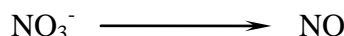
2.- Se plantea la hemirreacción de oxidación del reductor:

hemirreacción de oxidación:



y a continuación se plantea la hemirreacción de reducción del oxidante:

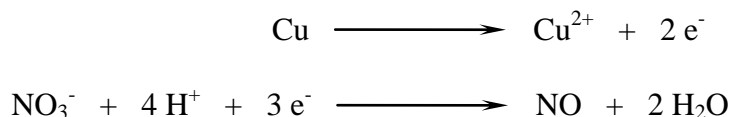
hemirreacción de reducción:



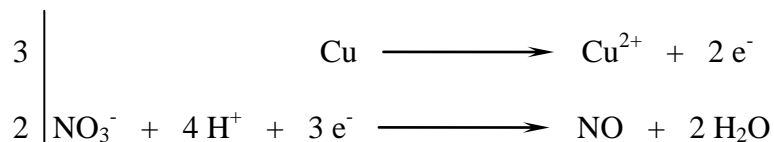
3.- Se procede al balance de masa (aplicación de la ley de la conservación de la masa) de ambas hemirreacciones, considerando que, si la reacción transcurre en medio ácido se usan protones (H<sup>+</sup>) para balancear átomos de hidrógeno y moléculas de agua cuando es necesario balancear átomos de oxígeno (una molécula de agua por cada átomo de oxígeno).



4.- Se procede al balance de cargas eléctricas de cada hemirreacción, sumando electrones del lado que sea necesario para lograr igual carga total a ambos lados de la flecha.

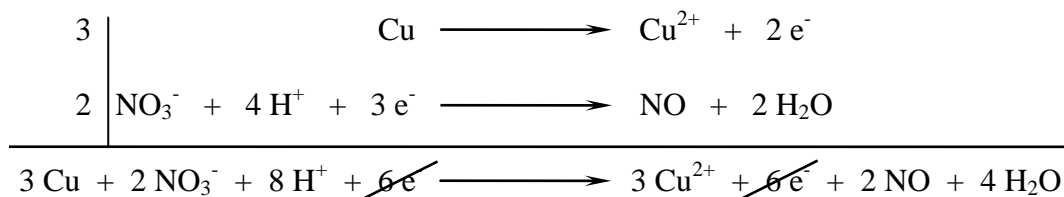


5.- Teniendo en cuenta que el número de electrones perdidos por la sustancia que se oxida debe ser igual al número de electrones ganados por la sustancia que se reduce, se multiplica cada hemirreacción por el número de electrones puestos en juego en la otra hemirreacción. Cuando estos coeficientes son múltiplos entre ellos, deben ser simplificados.



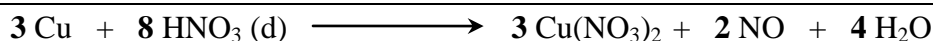
6.- Se realiza la sumatoria total de reactivos y productos. El número de electrones a ambos lados de la flecha es el mismo, por lo tanto se cancela. Si aparece la misma especie a ambos lados de la flecha se pasa esa especie hacia el lado de la flecha

donde el coeficiente es mayor y se resta.



- 7.- El método del ion-electrón finaliza con la ecuación obtenida en el punto 6, pero el objetivo es balancear la ecuación redox escrita en forma molecular, porque a partir de ello es posible realizar los cálculos estequiométricos requeridos en la práctica.

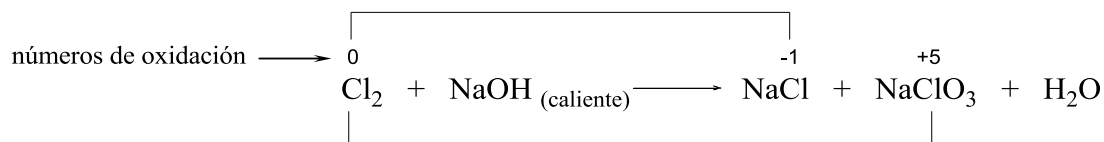
Finalmente, para el ejemplo:



NOTA: en todos los casos es necesario revisar el balance de masa de la reacción redox final, ya que puede ocurrir que especies que no participan en las hemirreacciones queden sin balancear. En este caso dichas especies deberán ser balanceadas por el método de tanteo.

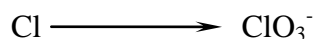
Puede ocurrir que la reacción transcurra en medio alcalino, en ese caso se procede de la misma forma en los puntos 1 y 2. En el punto 3 (balance de masa) se usan iones hidroxilo ( $\text{HO}^{-}$ ) para balancear átomos de oxígeno (el doble de iones hidroxilos respecto de la cantidad de átomos de oxígeno que se necesitan balancear) y moléculas de agua para compensar el exceso de hidrógenos y oxígenos agregados con los iones hidroxilos. A continuación se sigue a partir del punto 4 de la misma manera.

Por ejemplo:

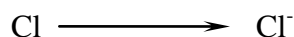


- 1.- El cloro es el agente reductor porque cambia su número de oxidación de 0 a +5.  
El cloro es el agente oxidante porque cambia su número de oxidación de 0 a -1.

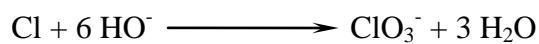
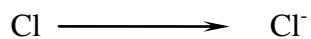
- 2.- hemirreacción de oxidación:



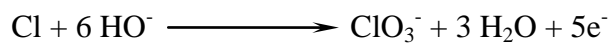
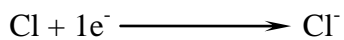
hemirreacción de reducción:



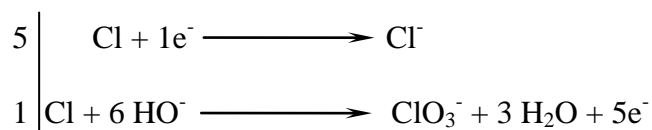
- 3.- balance de masa:



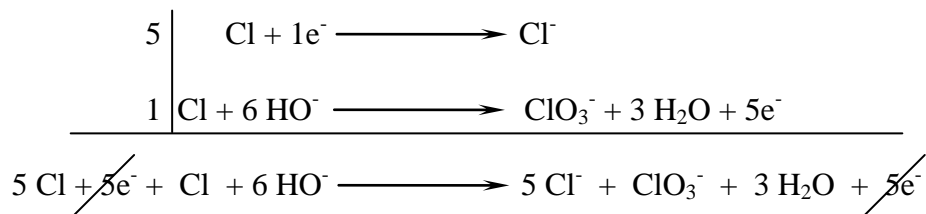
4.- balance eléctrico



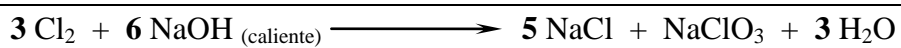
5.-



6.-



7.-



## EJERCITACION

1.- Realice el balance de masa y el balance eléctrico de las siguientes hemirreacciones

- $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
- $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}_2$  (medio alcalino)
- $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^-$
- $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}^+$
- $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^-$

2.- Balancee las siguientes ecuaciones moleculares por el método del ión-electrón

- cloro + yoduro de potasio  $\longrightarrow$  cloruro de potasio + yodo
- ácido sulfhídrico + yodo  $\longrightarrow$  azufre + ácido yodhídrico
- clorato de potasio + bromuro de potasio + ácido sulfúrico  $\longrightarrow$  cloruro de potasio + bromo + agua + sulfato de potasio
- sulfuro de sodio + permanganato de potasio + ácido sulfúrico  $\longrightarrow$  sulfato de manganeso (II) + sulfato de potasio + azufre + agua + sulfato de sodio
- dicromato de potasio + ácido sulfúrico + sulfato ferroso  $\longrightarrow$  sulfato de potasio + sulfato de cromo (III) + agua + sulfato férrico
- bromo + hidróxido de sodio  $\longrightarrow$  bromuro de sodio + bromato de sodio + agua
- azufre + hidróxido de sodio  $\longrightarrow$  sulfuro de sodio + sulfito de sodio + agua
- yoduro de sodio + agua oxigenada + ácido sulfúrico  $\longrightarrow$  yodo + agua + sulfato de sodio
- ácido nítrico (d) + agua oxigenada  $\longrightarrow$  monóxido de nitrógeno + agua + oxígeno
- yoduro de potasio + dióxido de manganeso + ácido sulfúrico  $\longrightarrow$  sulfato de manganeso (II) + sulfato de potasio + yodo + agua

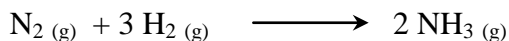
## ESTEQUIOMETRIA

Es el estudio de las relaciones cuantitativas (de masas, volúmenes o número de moles) entre reactivos y/o productos que participan de una reacción química. También sirve para determinar la cantidad proporcional de un determinado elemento que forma un compuesto.

Los cálculos involucrados en los problemas estequiométricos se realizan sobre la base de una ecuación química igualada. Los coeficientes de reactivos y productos dan información sobre las cantidades estequiométricas en las que se produce una reacción.

Conocer la cantidad de una determinada sustancia química presente en un alimento, en la sangre, en un medicamento, etc., constituye un dato importante para nutricionistas, médicos, farmacéuticos, etc. Para ello, en muchos casos es necesario establecer relaciones estequiométricas.

Por ejemplo, dada la siguiente reacción:



es de interés determinar cuantitativamente la producción de amoníaco, ya que esta sustancia tiene muchas aplicaciones en diversos procesos industriales, es muy importante su uso como fertilizante, ya sea como tal o formando otros compuestos, que aseguran las necesidades de nitrógeno para el metabolismo de las plantas. También se usa como explosivo. Solamente en EEUU se producen anualmente más de  $1,6 \times 10^{19}$  kg de amoníaco.

Teniendo en cuenta el ejemplo, se pueden establecer las siguientes relaciones:

<b>Cantidad</b>	<b>N<sub>2</sub> (g)</b>	<b>+</b>	<b>3 H<sub>2</sub> (g)</b>	<b>→</b>	<b>2 NH<sub>3</sub> (g)</b>
moles	1 mol		3 moles		2 moles
moléculas	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas		$3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas		$2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
masas	28 g		6 g		34 g
volúmenes	22,4 L		3 x 22,4 L		2 x 22,4 L

También pueden establecerse relaciones entre moles y masas, moles y volúmenes, masas y volúmenes, etc.

Para resolver problemas de estequiometría es necesario tener en cuenta los siguientes conceptos:

**Peso molecular gramo:** es el peso molecular relativo expresado en gramos. Para cualquier sustancia puede determinarse sumando los pesos atómicos relativos de todos los elementos que constituyen la molécula.

**Mol:** cantidad de materia que contiene el número de Avogadro ( $6,023 \times 10^{23}$ ) de partículas elementales (moléculas, átomos, iones, etc.)

**Volumen Molar:** es el volumen que ocupa 1 mol de cualquier sustancia al estado gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) y su valor es de 22,4 litros.

Las condiciones normales de presión y temperatura son:  $P = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 273 \text{ K}$ .

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$273 \text{ K} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

## RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

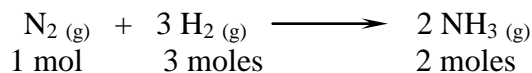
## a) Relaciones entre Moles

Calcular el número de moles de  $\text{N}_2$  (g) necesarios para producir 5 moles de  $\text{NH}_3$  (g) por reacción con cantidad suficiente de  $\text{H}_2$  (g).

Incógnita: moles  $\text{N}_2$  (g) = ?

Dato: 5 moles  $\text{NH}_3$  (g)

En una primera etapa se debe plantear la ecuación de la reacción química balanceada, escribiendo debajo de cada sustancia el número de moles correspondiente.



De la lectura de la ecuación química se puede ver que 1 mol de nitrógeno gaseoso reacciona con 3 moles de hidrógeno gaseoso para producir 2 moles de amoníaco gaseoso.

luego, aplicando regla de tres simple:

si para obtener 2 moles de  $\text{NH}_3$  (g)  $\xrightarrow{\text{se necesita}}$  1 mol de  $\text{N}_2$  (g)

para obtener 5 moles de  $\text{NH}_3$  (g)  $\xrightarrow{\text{se necesitarán}}$  **X** moles de  $\text{N}_2$  (g)

$$\mathbf{X} = \frac{5 \text{ moles de NH}_3 \text{ (g)} \cdot 1 \text{ mol de N}_2 \text{ (g)}}{2 \text{ moles de NH}_3 \text{ (g)}} = 2,5 \text{ moles de N}_2 \text{ (g)}$$

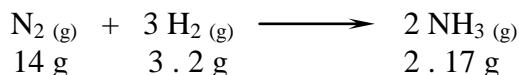
## b) Relaciones entre Masas

Calcular la masa de  $\text{NH}_3$  (g) que se obtiene a partir de 20 g de  $\text{H}_2$  (g).

Incógnita: masa de  $\text{NH}_3$  (g) = ?

Dato: 20 g de  $\text{H}_2$  (g)

En una primera etapa se debe plantear la ecuación de la reacción química balanceada, escribiendo debajo de cada sustancia su peso molecular multiplicado por el coeficiente estequiométrico correspondiente.



De la lectura de la ecuación química se puede ver que 14 gramos de nitrógeno gaseoso reaccionan con 6 gramos de hidrógeno gaseoso para producir 34 gramos de amoníaco gaseoso.

luego, aplicando regla de tres simple:

si con 6 g de  $H_2(g)$   $\xrightarrow{\text{se obtienen}}$  34 g de  $NH_3(g)$

con 20 g de  $H_2(g)$   $\xrightarrow{\text{se obtendrán}}$  X g de  $NH_3(g)$

$$X = \frac{20 \text{ g de } H_{2(g)} \cdot 34 \text{ g de } NH_{3(g)}}{6 \text{ g de } H_{2(g)}} = 113,33 \text{ g de } NH_{3(g)}$$

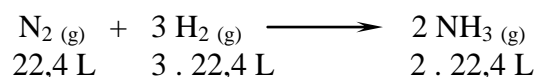
### c) Relaciones entre Volúmenes

Calcular el volumen de  $N_2(g)$  que se necesitará para obtener 16 L de  $NH_3(g)$  en CNPT.

Incógnita: volumen de  $N_2(g) = ?$

Dato: 16 L de  $NH_3(g)$

En una primera etapa se debe plantear la ecuación de la reacción química balanceada, escribiendo debajo de cada sustancia gaseosa el volumen molar multiplicado por el coeficiente estequiométrico correspondiente



De la lectura de la ecuación química se puede ver que, en CNPT, 22,4 litros de nitrógeno gaseoso reaccionan con 67,2 litros de hidrógeno gaseoso para producir 44,8 litros de amoníaco gaseoso.

luego, aplicando regla de tres simple:

si para obtener 44,8 L de  $NH_3(g)$   $\xrightarrow{\text{se necesitan}}$  22,4 L de  $N_2(g)$

para obtener 16 L de  $NH_3(g)$   $\xrightarrow{\text{se necesitarán}}$  X L de  $N_2(g)$

$$X = \frac{16 \text{ L de } NH_{3(g)} \cdot 22,4 \text{ L de } N_{2(g)}}{44,8 \text{ L de } NH_{3(g)}} = 8 \text{ L de } N_{2(g)}$$



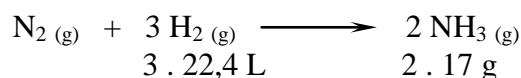
## d) Relaciones entre Volúmenes y Masas

Calcular la masa de  $\text{NH}_3$  (g) que se obtiene haciendo reaccionar 36 L de  $\text{H}_2$  (g) en CNPT con cantidad suficiente de  $\text{N}_2$  (g).

Incógnita: masa de  $\text{NH}_3$  (g) = ?

Dato: 36 L de  $\text{H}_2$  (g)

En una primera etapa se debe plantear la ecuación de la reacción química balanceada. En este caso se escribe debajo de cada sustancia el volumen molar multiplicado por el coeficiente estequiométrico o el peso molecular multiplicado por el coeficiente estequiométrico, según corresponda.



De la lectura de la ecuación química se puede ver que, en CNPT, 67,2 litros de hidrógeno gaseoso producen 34 gramos de amoníaco.

luego, aplicando regla de tres simple:

si 67,2 L de  $\text{H}_2$  (g) *producen* 34 g de  $\text{NH}_3$  (g)

36 L de  $\text{H}_2$  (g) *producirán* **X** g de  $\text{NH}_3$  (g)

$$\mathbf{X} = \frac{36 \text{ L de H}_2 \text{ (g)} \cdot 34 \text{ g de NH}_3 \text{ (g)}}{67,2 \text{ L de H}_2 \text{ (g)}} = 18,21 \text{ g de NH}_3 \text{ (g)}$$

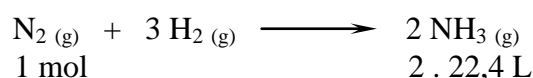
## e) Relaciones entre Moles y Volúmenes

¿Cuántos litros de  $\text{NH}_3$  (g) en CNPT se pueden obtener a partir de 12 moles de  $\text{N}_2$ ?

Incógnita: volumen de  $\text{NH}_3$  (g) = ?

Dato: 12 moles  $\text{N}_2$

En una primera etapa se debe plantear la ecuación de la reacción química balanceada. En este caso se escribe debajo de cada sustancia el volumen molar multiplicado por el coeficiente estequiométrico o el número de moles, según corresponda.



De la lectura de la ecuación química se puede ver que, 1 mol de nitrógeno gaseoso produce 44,8 L de amoníaco en CNPT.

luego, aplicando regla de tres simple:

si 1 mol de  $N_2$  (g)  $\xrightarrow{\text{produce}}$  44,8 L de  $NH_3$  (g)

12 moles de  $N_2$  (g)  $\xrightarrow{\text{producirán}}$  X L de  $NH_3$  (g)

$$X = \frac{12 \text{ moles de } N_2(g) \cdot 44,8 \text{ L de } NH_3(g)}{1 \text{ mol de } H_2(g)} = 537,6 \text{ L de } NH_3(g)$$

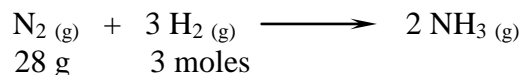
#### f) Relaciones entre Masas y Moles

Calcular el número de moles de  $H_2$  que reaccionan totalmente 82 g de  $N_2$ , para producir  $NH_3$ .

Incógnita: moles  $H_2 = ?$

Dato: 82 g  $N_2$

En una primera etapa se debe plantear la ecuación de la reacción química balanceada. En este caso se escribe debajo de cada sustancia el peso molecular multiplicado por el coeficiente estequiométrico o el número de moles, según corresponda.



De la lectura de la ecuación química se puede ver que, 28 g de nitrógeno reaccionan totalmente con 3 moles de  $H_2$ .

luego, aplicando regla de tres simple:

si con 28 g de  $N_2$   $\xrightarrow{\text{reaccionan con}}$  3 moles de  $H_2$

con 82 g de  $N_2$   $\xrightarrow{\text{reaccionarán}}$  X moles de  $H_2$

$$X = \frac{82 \text{ g de } N_2 \cdot 3 \text{ moles de } H_2}{28 \text{ g de } N_2} = 8,79 \text{ moles de } H_2$$

## EJERCITACION

- 1.- Cuando reaccionan 10 gramos de carbonato de sodio con suficiente cantidad de ácido nítrico se obtienen:
- \_\_\_\_\_ g de nitrato de sodio;
  - \_\_\_\_\_ moles de nitrato de sodio
  - \_\_\_\_\_ moles de anhídrido carbónico
  - \_\_\_\_\_ L de anhídrido carbónico en CNPT

Respuestas: 16,03 g de nitrato de sodio; 0,188 moles de nitrato de sodio; 0,094 moles de anhídrido carbónico; 2,11 L de anhídrido carbónico.

- 2.- ¿Qué masa de anhídrido nítrico se necesita para obtener 3150 g de ácido nítrico y cuántos moles de agua reaccionan?
- Respuestas: 2700 g  $N_2O_5$ ; 25 moles de agua

- 3.- Se quieren preparar 3000 kg de amoníaco haciendo reaccionar hidrógeno con nitrógeno. Calcular:
- El volumen de nitrógeno necesario medido en CNPT.
  - La masa de hidrógeno necesaria.
- Respuestas: a) 1976470,59 L de nitrógeno; b) 529411,76 g de hidrógeno.

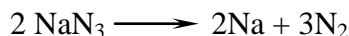
- 4.- En un proceso de fermentación por acción de una levadura, la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) se transforma en etanol ( $C_2H_5OH$ ) y dióxido de carbono:



¿Cuántos gramos y cuántos litros de  $CO_2$  en CNPT se obtienen a partir de 500,4 gramos de glucosa?

Respuestas: 244,64 g de  $CO_2$ ; 124,54 L de  $CO_2$

- 5.- Las bolsas de aire para automóvil (airbag) se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio ( $NaN_3$ ) en los elementos que la componen, según la reacción:



¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5 g de nitrógeno gaseoso?

Respuesta: 7,74 g de azida de sodio.

- 6.- ¿Qué masa de anhídrido sulfúrico se podrá obtener a partir de 245 g de azufre? ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico podrán obtenerse a partir del anhídrido obtenido?

Respuestas: 612,5 g de anhídrido sulfúrico; 750,31g de ácido sulfúrico.

- 7.- Calcule los gramos de ácido sulfúrico necesarios para obtener 146 g de ácido clorhídrico, por reacción con cloruro de sodio.

Respuesta: 196 g de ácido sulfúrico.

- 8.- Calcular el volumen de oxígeno en CNPT y el peso de cloro necesarios para obtener 50 L de anhídrido perclórico.  
Respuestas: 175 L de oxígeno; 158,48 g de cloro.
- 9.- Calcular el peso en g de ácido clorhídrico y de cinc necesarios para obtener 100 g de hidrógeno.  
Respuestas: 3650 g de ácido clorhídrico; 3250 g de cinc.
- 10.- Calcular los pesos de ácido clorhídrico y de hidróxido de sodio necesarios para obtener 250 g de cloruro de sodio.  
Respuestas: 155,98 g de ácido clorhídrico; 170,94 g de hidróxido de sodio.
- 11.- Calcular los gramos de sulfato de sodio necesarios para obtener, por reacción con cloruro de bario, 250 g de sulfato de bario.  
Respuesta: 152,36 g de sulfato de sodio.
- 12.- ¿Qué volúmenes de oxígeno y de nitrógeno en CNPT serán necesarios para obtener 70 g de anhídrido nitroso?  
Respuestas: 30,94 L de oxígeno; 20,63 L de nitrógeno.
- 13.- ¿Qué peso de sulfato de amonio puede prepararse con 51 g de hidróxido de amonio y cantidad suficiente de ácido sulfúrico?  
Respuesta: 96,17 g de sulfato de amonio.
- 14.- Calcular los pesos de cloruro níqueloso y nitrato de plata necesarios para preparar 100 g de cloruro de plata.  
Respuestas: 45,29 g de cloruro níqueloso; 118,46 g de nitrato de plata.
- 15.- Calcular el peso de clorato de potasio que se necesita para obtener 200 g de oxígeno, por descomposición térmica de la sal.  
Respuesta: 510,4 g de clorato de potasio.
- 16.- Se dejaron 2,16 g de calcio metálico expuestos al aire, hasta su oxidación total.  
a) ¿Cuánto oxígeno se combinó con el calcio?  
b) ¿Cuántos gramos de óxido de calcio se han producido?  
Respuestas: a) 0,864 g de oxígeno; b) 3,024 g de óxido de calcio.
- 17.- ¿Cuántos gramos de hidróxido férrico se podrán obtener, tratando con hidróxido de sodio, una solución que contiene 68 g de sulfato férrico?  
Respuesta: 36,38 g de hidróxido férrico.
- 18.- ¿Qué volumen en mL de anhídrido perclórico en CNPT y cuántos gramos de agua son necesarios para obtener 30 g de ácido perclórico?  
Respuesta: 3343,28 mL de anhídrido perclórico; 2,68 g de agua.
- 19.- ¿Cuántos gramos de sulfuro de aluminio se podrán obtener a partir de 135 g de hidróxido de aluminio, por reacción con sulfuro de sodio?  
Respuesta: 129,80 g de sulfuro de aluminio.

20.- Calcule la cantidad de carbonato de sodio que se necesita para obtener 25 kg. de hidróxido de sodio, por reacción con hidróxido de calcio. Calcule la cantidad de carbonato de calcio obtenida.

Respuesta: 33,125 kg de carbonato de sodio; 31,25 kg de carbonato de calcio.

## SOLUCIONES

El estudio de las soluciones es un tema de gran importancia debido a que la mayoría de las reacciones químicas ocurren en solución, particularmente en medios acuosos.

Muchas sustancias no reaccionan entre sí en estado sólido, pero sí lo hacen cuando previamente se las disuelve en un solvente adecuado.

Las reacciones que se producen en las células de los organismos animales y vegetales son también reacciones entre soluciones.

### DEFINICION

"Una solución es un sistema homogéneo formado por dos o más componentes que no reaccionan entre si, cuya composición puede variar entre ciertos límites en forma continua".

Sus características principales son:

- Las propiedades intensivas son iguales en cualquier punto del sistema.
- Están formadas por una sola fase.
- Son fraccionables.

Los componentes de una solución se denominan soluto y solvente o disolvente.

En general el **disolvente** es la sustancia que está presente en mayor proporción en una solución y el **soluto** es la otra sustancia que integra la misma. En una solución puede haber más de un soluto.

El agua es considerada el disolvente universal, por lo tanto aunque se encuentre en pequeña proporción, siempre será el disolvente. Por ejemplo una mezcla de 96 % de ácido sulfúrico y 4 % de agua, (*ácido sulfúrico concentrado*) implica una gran cantidad de ácido disuelto en una pequeña cantidad de agua. Sin embargo el agua se considera como disolvente y el ácido como soluto.

La solución se presenta en el mismo estado físico que el disolvente. Por ejemplo, si se disuelve un soluto sólido o gaseoso en agua, se obtiene una solución líquida.

### CLASIFICACION DE LAS SOLUCIONES

En forma general las soluciones se clasifican en:

Soluciones	disolvente	soluto	Ejemplos
SOLIDAS	sólido	sólido líquido gas	Aleaciones: bronce (Cu - Zn) Amalgama: Hg - Pb H <sub>2</sub> ocluido en paladio
LIQUIDAS	líquido	sólido líquido gas	Cl Na en agua (salmuera) Alcohol en agua CO <sub>2</sub> en agua (soda)
GASEOSAS	gas	sólido líquido gas	Humo Aire húmedo (niebla) Aire filtrado y seco

Las soluciones más comunes en el laboratorio son las soluciones líquidas formadas por un soluto disuelto en un disolvente líquido, generalmente agua. Los químicos

trabajan tanto con disoluciones acuosas como con disoluciones no acuosas, por ejemplo disoluciones en hidrocarburos, alcoholes, éteres, etc.

## CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

La preparación y el empleo de soluciones de *concentración* conocida constituye una práctica habitual en el laboratorio y en la industria química.

Se denomina concentración a la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solución o solvente.

La concentración de las soluciones puede expresarse de varias maneras y cada una de ellas tiene sus ventajas para aplicaciones específicas.

Las expresiones de la concentración pueden ser cualitativas y cuantitativas.

### a) Cualitativas

Frecuentemente se usan los términos diluida o concentrada para indicar que la cantidad relativa de soluto es pequeña o elevada con respecto a la cantidad de disolvente o de solución.

#### ➤ Solución diluida:

Una solución diluida contiene una pequeña cantidad de soluto respecto de la cantidad de disolvente o solución.

#### ➤ Solución concentrada:

Una solución concentrada contiene una gran cantidad de soluto respecto de la cantidad de disolvente o solución.

Por supuesto estas formas de expresión sólo tienen un valor relativo.

#### ➤ Solución saturada:

En general la capacidad de un solvente para incorporar un soluto tiene un límite. Se dice que una solución es saturada cuando el solvente ha incorporado la máxima cantidad posible de soluto.

#### Solubilidad:

Se define solubilidad como la cantidad en gramos de soluto que saturan 100 gramos de disolvente a una determinada temperatura.

La solubilidad de cada soluto es diferente y varía con la temperatura.

#### ➤ Solución insaturada:

Las soluciones que no contienen la máxima cantidad de soluto posible para una determinada temperatura se denominan insaturadas.

#### ➤ Solución sobresaturada:

Una solución sobresaturada contiene más soluto del que puede existir en equilibrio a una temperatura determinada.

Si se calienta una solución saturada se le puede agregar más soluto; si esta solución es enfriada lentamente y no se la perturba, puede retener un exceso de soluto pasando a

ser una solución sobresaturada. Sin embargo son sistemas inestables, con cualquier perturbación el soluto en exceso precipita y la solución queda saturada.

Los términos saturada e insaturada no están relacionados con los términos concentrada y diluida. Esto se debe a que los conceptos de saturación e insaturación dependen de la solubilidad del soluto en cuestión, mientras que los conceptos diluida y concentrada dependen de la cantidad de soluto con respecto al disolvente o a la solución. Una solución saturada puede ser diluida (cuando la solubilidad del soluto es muy pequeña) y una solución insaturada puede ser concentrada (si la solubilidad del soluto es muy grande).

#### b) Cuantitativas

Las expresiones de la concentración en forma cuantitativa puede hacerse en unidades físicas o en unidades químicas.

Unidades físicas	Unidades químicas
gramo (g)	Peso molecular gramo (PM) o Mol
mililitro (mL)	Peso equivalente gramo (PEq)
	Peso fórmula gramo (PF)
	Fracción molar (X)

#### Expresiones de la concentración en unidades físicas

##### ➤ Porcentual peso en peso:

Expresa los gramos de soluto puro disueltos en 100 gramos de solución o los gramos de soluto puro disueltos en 100 gramos de disolvente.

% p / p de solución                      o                      % p / p de disolvente

##### ➤ Porcentual volumen en volumen:

Expresa los mililitros de soluto puro disueltos en 100 mililitros de solución o los mililitros de soluto puro disueltos en 100 mililitros de disolvente.

% v / v de solución                      o                      % v / v de disolvente

##### ➤ Porcentual peso en volumen

Expresa los gramos de soluto puro disueltos en 100 mililitros de solución o los gramos de soluto puro disueltos en 100 mililitros de disolvente.

% p / v de solución                      o                      % p / v de disolvente



Otras formas de expresar la concentración en unidades físicas:

- gramos de soluto puro en un litro de solución g / L
- miligramos de soluto puro en un litro de solución mg / L  
Esta forma de expresar la concentración se conoce también como partes por millón o ppm.
- microgramos de soluto puro en un litro de solución ( $1 \mu\text{g} = 10^{-6} \text{g}$ )  $\mu\text{g} / \text{L}$

Expresiones de la concentración en unidades químicas

- Molaridad (M):  
Expresa el número de moles de soluto puro contenido en un litro de solución.  
El número de moles se calcula con la siguiente expresión:

$$n = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{PM de soluto}}$$

- Molalidad (m):  
Expresa el número de moles de soluto puro contenido en un kilogramo de disolvente.
- Normalidad (N):  
Expresa el número de equivalentes de soluto puro contenido en un litro de solución.  
El número de equivalentes se calcula con la siguiente expresión:

$$n^{\circ} \text{ de Eq} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{PE}_q \text{ del soluto}}$$

Cálculo del peso equivalente gramo de distintas sustancias

hidruros:

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM del hidruro}}{n^{\circ} \text{ de átomos de hidrógeno}}$$

óxidos

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM del óxido}}{2 \times n^{\circ} \text{ de átomos de oxígeno}}$$

ácidos:

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM del ácido}}{n^{\circ} \text{ de hidrógenos ácidos}}$$

bases:

$$PE_q = \frac{\text{PM de la base}}{n^\circ \text{ de oxhidrilos}}$$

sales neutras:

$$PE_q = \frac{\text{PM de la sal}}{n^\circ \text{ de oxidación del metal} \times n^\circ \text{ de átomos del metal}}$$

oxidantes o reductores:

$$PE_q = \frac{\text{PM del soluto}}{n^\circ \text{ de electrones puestosen juego en la hemi - reacción}}$$

➤ Formalidad (F):

Expresa el número de pesos fórmulas de soluto contenido en un litro de solución.  
Se utiliza para compuestos iónicos o especies que forman polímeros en solución.

➤ Fracción Molar (X):

Se define como el número de moles de un componente respecto del número total de moles de la solución.

$$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

## EJERCITACION

## Unidades físicas

- 1.- Se disuelven 7 g de cloruro de sodio en 43 g de agua. Calcular la concentración % p/p de solución.  
Respuesta: 14 % p/p
- 2.- Se necesita preparar 60 mL de solución de cloruro de sodio al 17 % p/v. Calcular el peso de la sal que se usará.  
Respuesta: 10,2 g
- 3.- Para el cultivo de bacterias sulfo-oxidantes se recomienda utilizar un medio de la siguiente composición: S en polvo: 10 g;  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ : 0,4 g;  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ : 4,0 g;  $\text{CaCl}_2$ : 0,25 g;  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ : 0,5 g;  $\text{FeSO}_4$ : 0,01 g;  $\text{H}_2\text{O}$ : 1000 g.  
Calcular la concentración porcentual p/p de nitrógeno, azufre y fósforo del medio.  
Respuestas:  $8,27 \times 10^{-3}$  % p/p de nitrógeno; 1 % p/p de azufre;  $8,9 \times 10^{-2}$  % p/p de fósforo.
- 4.- Un paciente recibe nutrición parenteral, es decir, aporte de nutrientes por vía venosa. La solución utilizada contiene glucosa 20 % p/v como sustrato energético. En un adulto de 70 kg. el aporte de glucosa debe ser de 7,2 g/kg. de peso por día.  
¿Cuántos mL de solución deben administrarse por hora?  
a) 35 mL   b) 1,46 mL   c) 2520 mL   d) 39,4 mL   e) 105 mL
- 5.- Cuando se evapora totalmente el disolvente de 50 g de una solución de sulfato de sodio, quedan 20 g de sal. ¿Cuál era porcentaje de la sal en la solución?  
Respuesta: 40 % p/p
- 6.- Una enfermera debe suministrar a un paciente 50 g de lípidos empleando una solución al 10 % p/v. ¿Cuántos mL debe administrarle?  
a) 100 mL   b) 200 mL   c) 300 mL   d) 400 mL   e) 500 mL
- 7.- ¿Cuántos gramos de agua deberán agregarse a 150 g de cloruro de sodio para obtener una solución al 20 % en peso?  
Respuesta: 600 g
- 8.- El jugo gástrico humano contiene ácido clorhídrico como principal componente. Una muestra de 26,2 g de jugo gástrico posee  $3,8544 \times 10^{-2}$  g de ácido clorhídrico. El porcentaje p/p de HCl en el jugo gástrico es:  
a) 5,28 % p/p   b) 0,528 % p/p   c) 0,147 % p/p   d) 0,19 % p/p   e) Faltan datos
- 9.- Se disuelven 0,5 g de cloruro de sodio en una determinada cantidad de agua, de tal modo que resulten 300 mL de solución. Expresar la concentración de la solución en gramos de soluto por litro de solución.  
Respuesta: 1,66 g/L

10.- Cuando se burbujea gas amoníaco a través de agua, se obtiene una disolución de densidad 0,93 g/mL y concentración 18,6 % en peso. Expresar la concentración de la solución en mg/mL.

Respuesta: 172,98 mg/mL

11.- 40 g de una solución acuosa contienen 8 g de soluto y su densidad es de 1,15 g/mL.

Expresar la concentración en:

a) gramos de soluto por 100 g de solución.

Respuesta: 20 % p/p

b) gramos de soluto por 100 g de disolvente.

Respuesta: 25 % p/p de disolvente

c) gramos de soluto por 100 mL de solución.

Respuesta: 23 % p/v

11.- Calcular que peso de sulfuro de hidrógeno hay en 68 mL de una solución de densidad 1,09 g/mL y concentración 29,2 % p/p.

Respuesta: 21,64 g

12.- Se disuelven 40 g de ácido en 600 g de agua, la densidad de la solución es 1,6 g/mL. Calcular la concentración en:

a) gramos de ácido por 100 g de agua.

Respuesta: 6,67 % p/p disolvente

b) gramos de ácido por litro de solución.

Respuesta: 100 g/L

### Unidades químicas

1.- Calcular la concentración molar de soluto en las siguientes soluciones:

a) 0,25 moles de cloruro de sodio en 400 mL de solución.

Respuesta: 0,625 M

b) 1,45 moles de sacarosa en 345 mL de solución.

Respuesta: 4,203 M

c) 195 g de ácido sulfúrico en 875 mL de solución.

Respuesta: 2,27 M

d) 80 g de hidróxido de potasio en 200 mL de solución.

Respuesta: 7,14 M

2.- Si tenemos una solución de carbonato de litio rotulada como 0,15 M

a) ¿Cuántos moles de soluto hay en 250 mL de la misma?

Respuesta: 0,03 moles

b) ¿Cuántos gramos de soluto hay en 630 mL de solución?

Respuesta: 6,99 g

3.- Para el análisis químico del contenido de alcohol en un vino se emplea una solución acuosa de dicromato de potasio 0,2 M. ¿Cuántos gramos de soluto serán necesarios para preparar 1 L de esta solución?

Respuesta: 58,8 g

- 4.- Calcular la masa de permanganato de potasio necesaria para preparar 250 mL de solución 0,038 M.  
Respuesta: 1,501 g
- 5.- Calcular la Molaridad de una solución que se prepara disolviendo 11,5 g de hidróxido de sodio sólido en suficiente cantidad de agua, para obtener 1,5 L de solución.  
Respuesta: 0,19 M
- 6.- Calcular el peso de nitrato de plata necesario para preparar 50 mL de solución 0,1 N.  
Respuesta: 0,85 g
- 7.- Calcular el peso de sulfato férrico necesario para preparar 250 mL de solución 1,3 N.  
Respuesta: 21,66 g
- 8.- Calcular la normalidad y molaridad de una solución que contiene 26,5 g de carbonato de sodio en 500 mL de solución.  
Respuestas: 1 N y 0,5 M

Cuando se necesita preparar soluciones de ácidos, no se dispone de la droga pura al estado sólido, sino de una solución en cuyo envase figuran los datos de concentración y densidad. El dato de concentración se utiliza para determinar el peso de esa solución en el que se encuentra disuelto el peso de ácido puro necesario para preparar la solución requerida. Como no es conveniente pesar líquidos corrosivos, se usa el dato de densidad para determinar el volumen de la solución comercial en el que se encuentra disuelto el ácido puro necesario para preparar la solución requerida.

- 9.- Calcular el volumen de ácido sulfuroso, de densidad 1,73 g/mL y concentración 85 % p/p necesario para preparar 850 mL de solución 3,18 normal.  
Respuesta: 75,36 mL
- 10.- Calcular la molaridad y la normalidad de una solución de ácido sulfúrico cuya densidad es de 1,84 g/ml y la concentración 95 % p/p.  
Respuesta: 18,02 M y 36,04 N