

INTRODUCCIÓN A LA QUIMICA GENERAL UNA GUIA DIDACTICA



Susana Beatriz Fiad

Año 2009



Uno puede devolver un préstamo de oro, pero está en deuda de por vida con aquellos que son amables (Proverbio).



PROLOGO

Este material bibliográfico es el resultado de muchos años de trabajo docente dedicado a la enseñanza de la primera materia que introduce al alumno en el mundo de la química: la Química General

La Química General es, como su nombre lo indica, la parte de la química que debe sentar las bases para estudios más avanzados de esta ciencia. Al aprender Química se aprende a entender el comportamiento de los átomos y las moléculas, lo que además permite comprender mejor otras áreas de la ciencia, la tecnología y la ingeniería moderna.

En química se trabaja en tres mundos muy distintos: por un lado la mayor parte de las mediciones se hacen a escala macroscópica con objetos reconocibles a simple vista, se razona en términos de un mundo de átomos y moléculas, y se describe lo que ocurre en un mundo simbólico. Compatibilizar estas tres visiones es lo que más le cuesta al estudiante, sobre todo en el primer curso de química.

El objetivo de este material es ayudar al estudiante a manejar con soltura conceptos básicos de la química y afianzar los mismos para un estudio más profundo de la ciencia química. Está dirigido, particularmente, a los alumnos de 1er.año de las carreras del Departamento de Química de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la UNCa y en general para todos aquellos estudiantes que cursen carreras donde la Química General es una materia troncal. Se encuentran desarrollados los fundamentos teóricos, explicaciones detalladas para la resolución de problemas, ejemplos, ejercicios integradores, comentarios y los Trabajos Prácticos de aula y de laboratorio a desarrollar durante el cursado de la materia Química General I. También se propone una sección titulada: Actividades para los fines de semana y horas de ocio, que tiene como finalidad reforzar su destreza en la resolución de problemas ya que estoy convencida que es la mejor manera de ilustrar alguna propiedad importante, alguna definición, alguna ley, facilitando la comprensión de conocimientos y conceptos. El propósito es que sea una Guía Didáctica para el aprendizaje de la Química General I que destaque los conocimientos y habilidades indispensables con los que debe contar un estudiante que ha cursado la asignatura.

De la lectura y uso de este libro surgirán dudas, críticas, sugerencias o comentarios las que acepto y agradezco de antemano.

La autora



Agradecimientos

La realización de un material como el presente requiere de la participación de muchas personas y no hubiera sido posible sin el apoyo del equipo de la Editorial Universitaria de la SECyT UNCa y de la colaboración de todos mis estudiantes, quienes a lo largo de estos veinte años me permitieron afianzar la vocación docente y corroborar que son ellos el motor en la tarea de enseñar. Son los que cada año me plantean el desafío de intentar alguna nueva forma de explicar para hacerles accesible el lenguaje de la química. A todos ellos muchas gracias.

Dedicatoria

A la memoria de mis padres, quienes fueron mis mejores maestros y me enseñaron que la perseverancia, el esfuerzo y la ética son el camino genuino para lograr objetivos.



CONTENIDO

1. Cantidades Atómico-Moleculares y Estequiometria	6
2. Estructura Atómica y Tabla periódica.....	32
3. Enlace Químico.....	62
4. Estado Gaseoso.....	82
5.Reacciones Químicas.....	93
6.Estado Líquido y Soluciones.....	97
7. Trabajos Prácticos.....	124
8. Actividades Propuestas para el fin de semana y horas de ocio.....	141
9. Bibliografía.....	148

CANTIDADES ATÓMICO - MOLECULARES





En clases del Curso de Ingreso a la Facultad se ha estudiado todo lo referido al lenguaje propio de la Química, es decir a las fórmulas y nomenclatura de la Química Inorgánica, la Teoría Atómica de Dalton y la importancia que tuvo para el posterior desarrollo de la Química aún cuando algunos de sus postulados hoy no son válidos. Esta Teoría explicó satisfactoriamente leyes de la química que habían sido formuladas con anterioridad como las leyes gravimétricas. Otra de las razones por las que se le atribuye importancia a esta Teoría ha sido el concepto de que cada elemento tenía una *masa atómica* característica, y entonces, surgió el interés de los químicos en medir esta masa, puesto que resultaba importante para el trabajo de laboratorio, y es aquí donde surgieron algunos inconvenientes: a causa de su tamaño tan pequeño resulta imposible determinar la masa individual de los átomos; imagínense como son de pequeños que aún la partícula mínima de polvo, que se filtra por una ventana, visible a simple vista contiene aproximadamente 1×10^{16} átomos. Por ello no es posible masar un solo átomo, pero sí existen métodos experimentales para determinar la masa de un átomo en relación con otro tomado como patrón. Antes de definirla recordemos algunos conceptos:

Átomo: es la menor porción de materia capaz de combinarse.

Molécula: es la menor porción de materia capaz de existir en estado libre.

Atomicidad: es el número de átomos que conforman una molécula “.

Si la molécula tiene 1 átomo se dice que es *monoatómica*.

Si la molécula tiene 2 átomos se dice que es *diatómica*.

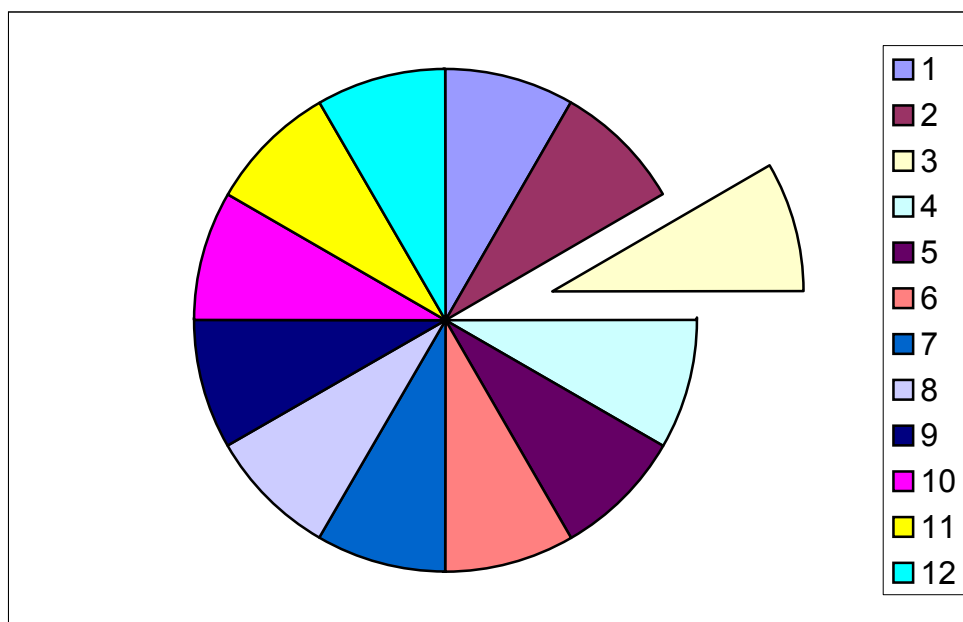
Si la molécula tiene 3 átomos se dice que es *triatómica*.

Masa Atómica Relativa o Peso atómico Relativo: se simboliza con A y se define como un número que indica cuántas veces un átomo es más pesado que otro tomado como patrón. El patrón utilizado ha ido cambiando a través del tiempo y en la actualidad y desde 1961 la IUPAC, por un acuerdo internacional, seleccionó arbitrariamente como patrón al átomo de ^{12}C (isótopo de ^{12}C) asignándole una masa de 12 unidades de masa atómica, 12 u.m.a.

De modo que se define a la u.m.a. como una masa exactamente igual a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12, es decir:

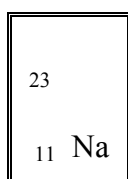
$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{\text{masa de 1 át. de } ^{12}\text{C}}{12}$$

Con el sólo fin de interpretar de alguna manera lo que es la u.m.a., (y salvando las diferencias entre un átomo real y el siguiente esquema) se puede representarla de la siguiente forma:



Esquema Representativo de la u.m.a.

La Tabla Periódica de los Elementos es una herramienta valiosa para los químicos ya que brinda mucha información sobre los elementos, y a cada uno le corresponde una casilla de la misma:



Entonces usando la tabla se puede escribir:

$$A_{rH} = 1,008 \text{ u.m.a.} = 1 \text{ u.m.a.}$$

$A_{rNa} = 22,98 \text{ u.m.a.} = 23 \text{ u.m.a.}$, que significa que los átomos de sodio tienen aproximadamente 23 veces más masa que los átomos de hidrógeno.

Una vez que se conoce la masa atómica para los átomos de los diferentes elementos es posible calcular la masa molecular, ya que las moléculas son conjuntos unitarios de átomos.

Masa Molecular Relativa o Peso Molecular Relativo: se simboliza con M_r y se define como un número que indica cuántas veces una molécula es más pesada que otra tomada como patrón, tomándose como patrón el mismo que para las masas atómicas, y de hecho se expresa en u.m.a. Para calcular la M_r se suman las A_r de los elementos presentes en la fórmula, multiplicados cada uno por la atomicidad del elemento). Ejemplo:

$$M_r N_2 = \{N = 14 \times 2 = 28 \text{ u.m.a.}\}$$

$$H_2SO_4 \quad H = 1 \times 2 = 2$$

$$S = 32 \times 1 = 32$$

$$O = 16 \times 4 = 64$$

$$** Fe_2(SO_4)_3 \quad Fe = 56 \times 2 = 112$$

$$S = 32 \times 3 = 96$$

$$O = 16 \times 12 = 192$$

****Como en el caso del sulfato férrico la fórmula tiene un paréntesis el subíndice exterior es un multiplicador de todos los átomos ubicados dentro del paréntesis.**

También se lo suele denominar Peso Molecular Relativo. Esto es en el caso de sustancias moleculares como por ejemplo la glucosa $C_6H_{12}O_6$, pero en el caso de sustancia iónica, como por ejemplo el NaCl que existen en forma de arreglos tridimensionales de iones no es apropiado hablar de Peso Molecular sino se usa el término Peso Formular.

$$\begin{aligned} \text{Peso Formula NaCl} \quad \text{Na} &= 23 \times 1 = 23 \\ \text{Cl} &= 35,5 \times 1 = 35,5 \\ &58,5 \text{ u.m.a.} \end{aligned}$$

EL MOL

Las muestras más pequeñas con las que se puede trabajar en un laboratorio de Química contienen grandes cantidades de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo 1 cucharita de té con agua contiene aproximadamente 5 mL de agua y esto representa aproximadamente 2×10^{23} moléculas de agua. Resulta, entonces, conveniente tener una unidad especial para describir números tan grandes. También en la vida diaria se acostumbra contar las unidades como docena, decena, etc. Por ejemplo 1 docena de facturas equivale a 12 facturas; 1 gruesa de fósforos equivale a 144 cajitas, 1 par de zapatos a dos zapatos, etc..

En Química la unidad utilizada para referirse a cantidades de átomos, moléculas y iones es el **MOL**, que proviene del latín y significa *mole, pila o montón*.

En 1971 la XIV Conferencia de Pesas y Medidas designó al Mol como otra unidad básica del Sistema Internacional (S.I.) y denominó cantidad de sustancia a la magnitud que se mide con esta unidad. La definición adoptada para el mol es: “Un mol es la cantidad de materia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12g de carbono 12”. Cuando se emplee mol las “entidades elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones u otras partículas especificadas”.

La cantidad de entidades elementales encontradas es $6,0221367 \times 10^{23}$ y recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro (NA)**. Para la resolución de problemas se adoptará este número como $6,02 \times 10^{23}$, número que se debe grabar y recordar.

Así 1 Mol de partículas contiene 1 vez al N° de Avogadro en esas partículas.

Ejemplos:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} &\text{ contiene } 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C} \\ 1 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{O} &\text{ contiene } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{O} \\ 1 \text{ mol de iones de } \text{NO}_3^- &\text{ contiene } 6,02 \times 10^{23} \text{ iones } \text{NO}_3^- \end{aligned}$$

COMENTARIO

En notación común el N° de Avogadro es 6020000000000000000000, es decir 602 mil trillones por lo que resulta incómodo leerlo y es por ello que se usa la notación científica, y también es difícil de imaginar su valor. Para visualizar su magnitud se realizan las siguientes comparaciones:

*El número total de habitantes de la tierra es aproximadamente $4 \times 10^9 = 4.000.000.000$ (cuatro mil millones). Entonces el N° de Avogadro es casi 2×10^{15} veces más que el total de habitantes de la tierra.

*Si se colocaran $6,02 \times 10^{23}$ bolillas de las más pequeñas, con las que juegan los niños, sobre la superficie de toda la tierra se formaría una capa cuyo espesor sería de aproximadamente 4,8 Km.

Ejemplo de aplicación 1:

¿Cuántos átomos de Nitrógeno Hay en 0,35 moles de moléculas de urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, que es un fertilizante muy utilizado?.

$$\begin{array}{r} \text{Como 1 mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \text{-----} 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0,35 \text{ moles de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \text{-----} x \\ x = 2,1 \times 10^{23} \text{ moléc.} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 1 \text{ moléc. de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \text{-----} 2 \text{ átomos de N} \\ 2,1 \times 10^{23} \text{ moléc.-----} x \\ x = 4,2 \times 10^{23} \text{ átomos de N} \end{array}$$

El mol constituye un puente entre el mundo de los átomos y moléculas invisibles y los gramos y moles de sustancia que se puede ver y pesar.

Masa del Mol o Masa Molar

Se sabe que 1 solo átomo de ^{12}C tiene una masa de 12 uma, entonces 1 solo átomo de ^{24}Mg tiene una masa de 24 uma .

Por definición de mol:

1 mol de át. de ^{12}C pesa 12g, entonces 1 mol de át. de ^{24}Mg pesa 24g

De lo anterior se ve que la masa de 1 solo átomo de un elemento en uma es numéricamente igual a la masa en gramos de 1 mol de átomos de ese elemento, en consecuencia se define a la Masa Molar o Masa del Mol como la masa en gramos de 1 mol de sustancia. Así:

1 molécula de H_2O pesa 18 uma; 1 mol de moléculas de H_2O pesa 18g

1 ión NO_3^- pesa 62 uma; 1 mol de iones NO_3^- pesa 62g

1 unidad de NaCl pesa 58,5 uma; 1 mol de NaCl pesa 58,5g

Ejemplo de aplicación 2:

a) ¿Cuál es la masa de los 0,35 moles de moléculas de la urea citada en el problema anterior?

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de moléc. de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \text{-----} 60\text{g} \\ 0,35 \text{ moles de moléc. de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \text{-----} x \\ x = 21\text{g} \end{array}$$

b) ¿Cuál es la masa de 1 molécula de urea?

$$\begin{array}{r} 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de urea-----} 60\text{g} \\ 1 \text{ molécula de urea-----} x \\ x = 9,96 \times 10^{-23} \text{ g.} \end{array}$$

Relación entre la uma con la masa en gramos

Si 12g ----- $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ^{12}C
Xg----- 1 átomo de ^{12}C

$$X = 1,99 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$\begin{array}{c} \text{Como} \\ \text{1 uma} = \frac{\text{Masa de 1 át de } ^{12}\text{C}}{12} = \frac{1,99 \times 10^{-23} \text{ g}}{12} \\ \text{1 uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \end{array}$$



$$\begin{array}{l} \text{si } 1 \text{ uma} \text{-----} 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ \quad \quad \quad \times \text{-----} 1 \text{ g} \\ \\ \quad \quad \quad \times = 6,02 \times 10^{23} \text{ uma} \end{array}$$

COMENTARIO

Esto demuestra que el N° de Avogadro se puede utilizar para convertir unidades de masa atómica a la masa en gramos y viceversa.

La masa atómica, la masa molecular, el N° de Avogadro y el mol se pueden usar en la resolución de problemas que relacionan la masa y el mol de átomos, número de átomos, entre masa y moles de moléculas y el número de moléculas.

Ejemplo de Aplicación 3:

El fósforo es un nutriente esencial para las plantas, es usual emplear los llamados superfosfatos cuya fórmula es $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

a) ¿Cuál es la masa de 1 mol de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

$$1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} 194 \text{ g}$$

b) ¿Cuántos moles hay en 75,8g de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} 194 \text{ g} \\ \quad \quad \quad \times \text{ moles -----} 75,8 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 0,39 \text{ moles}$$

c) ¿Cuál es la masa de 0,71 moles de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} 194 \text{ g} \\ 0,71 \text{ moles de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} x \text{ g} \end{array}$$

$$x = 137,74 \text{ g}$$

d) ¿Cuántos átomos de H hay en 8,22 mg de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

$$\text{Como } 194 \text{ g de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} 4 \text{ g de H -----} 2,40 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

Entonces

$$\begin{array}{l} 194 \text{ g de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} 2,40 \times 10^{24} \text{ átomos} \\ 0,00822 \text{ g de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} x \text{ át.} \end{array}$$

$$x = 1,01 \times 10^{20} \text{ át. de H}$$

Volumen Molar

Avogadro estableció relaciones entre el volumen de un gas y el número de moles. Experimentalmente encontró que en C.N.T.P. (condiciones normales de temperatura y presión, 273 K y 1 atmósfera) 1 mol de gas ocupa un volumen de 22,4L. En general se puede escribir la siguiente relación:

$$1 \text{ mol -----} 6,02 \times 10^{23} \text{ moléc.-----} \text{MM(g)-----} 22,4 \text{ L}$$

Ejemplo de Aplicación 4:

¿Cuántas moléculas de gas metano CH_4 en CNTP hay en:

a) 120 L del gas en CNTP.

$$\begin{array}{l} 22,4 \text{ L} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléc.} \\ 120 \text{ L} \text{ ----- } x \\ x = 3,21 \times 10^{24} \text{ moléc.} \end{array}$$

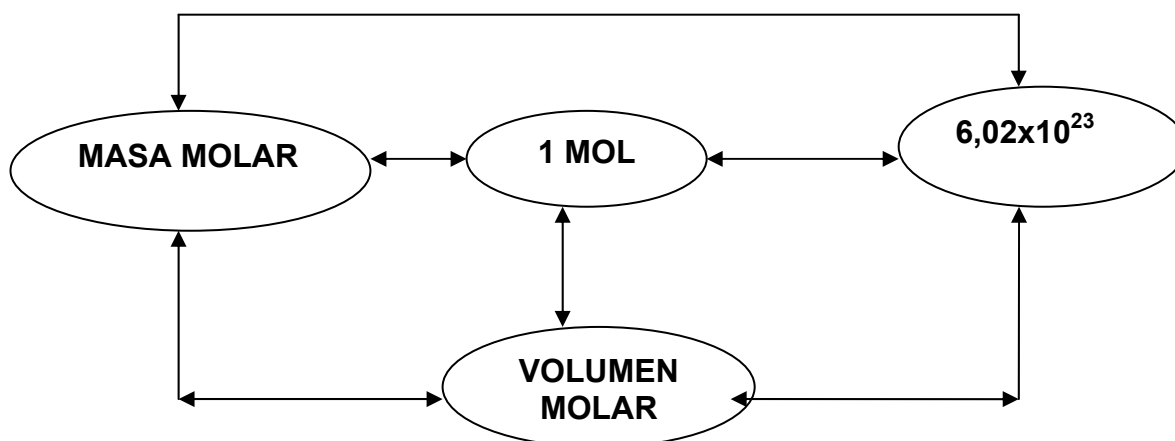
b) 1000g de metano.

$$\begin{array}{l} 16 \text{ g de metano} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléc.} \\ 1000 \text{ g de metano} \text{ ----- } x \\ x = 3,76 \times 10^{25} \text{ moléc.} \end{array}$$

c) 12 moles de moléculas del gas metano.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de metano} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléc} \\ 12 \text{ moles de metano} \text{ ----- } x \\ x = 7,22 \times 10^{24} \text{ moléc.} \end{array}$$

Resumiendo podemos establecer el siguiente diagrama que relaciona todas las cantidades atómico-moleculares:



COMENTARIO: Debemos tener en cuenta que cuando nos referimos a las moléculas, los subíndices en las fórmulas indican el número de átomos de ese elemento presentes en cada molécula de la sustancia, mientras que cuando hablamos del mol de sustancia los subíndices representan el número de moles de átomos de ese elemento presentes y si queremos contabilizar el número de átomos se debe multiplicar por NA.

Ejemplos:

* 1 molécula de H_2O contiene 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.

1 mol de H_2O contiene 2 moles de átomos de hidrógeno y 1 mol de átomos de oxígeno, es decir contiene $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrogeno y $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.

FORMULA MINIMA Y FORMULA MOLECULAR

Determinación de la Fórmula Mínima (fm):

La Fórmula Mínima de un compuesto expresa la relación más simple del número de átomos en una molécula o los iones en la fórmula unidad.

Por ejemplo: La fórmula CH_2 significa que en una molécula hay doble número de átomos de hidrógeno que de carbono. Pero esta condición se cumple también para C_2H_4 ; C_8H_{16} , etc.

La Composición Centesimal de una sustancia permite hallar su fórmula mínima.

Ej. Partimos de los siguientes porcentajes calculados: C: 77,33%, H: 7,50%, N: 15,03%. Si en 100 gr de la sustancia hay 77,35 gr de Carbono, la masa de 1 mol de átomos de Carbono corresponde a 12 gr. En esa cantidad habrá:

$$\text{C: } \frac{77,35 \text{ gr}}{12 \text{ gr}} = 6,44 \text{ moles de átomos}$$

↖ % dado de C
↘ masa atómica del C

Es decir, dividimos el % dado de cada elemento presente en el compuesto, en la masa atómica de cada uno respectivamente.

Procediendo de la misma manera para el hidrógeno y el nitrógeno, tenemos:

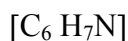
$$\text{H: } \frac{7,50}{1} = 7,50 \text{ moles de átomo} \quad \text{N: } \frac{15,03}{14} = 1,07 \text{ moles de átomo}$$

Tenemos la relación $[\text{C}_{6,44} \text{H}_{7,50} \text{N}_{1,07}]$

Pero, debemos expresar estas relaciones por medio de números enteros, para cual dividimos a todos por el máximo común divisor, en este caso sería por 1,07

$$\boxed{\text{C}} = \frac{6,44}{1,07} = 6,01 \cong \boxed{\text{H}} = \frac{7,50}{1,07} = \boxed{\text{N}} = \frac{1,07}{1,07} = 1$$

Esta es la menor relación en que se encuentran los átomos, por lo tanto, la fórmula mínima, f.m., es:





Determinación de la fórmula molecular (FM)

La fórmula molecular de un compuesto es la que expresa el número real de átomos presentes en una molécula.

Ej. Supongamos que el cálculo de la fórmula mínima haya dado $[\text{CH}_3\text{O}]$, su masa molecular, a partir de las masas atómicas es

C: 12

H: 3

O: 16

$\boxed{31}$ masa molecular de [f.m.]

Por otro lado se determinó la masa molecular de la sustancia igual a [93]

La fórmula molecular se obtiene de multiplicar un valor x por la fórmula mínima calculada:

$$[\text{Fórmula Molecular} = (\text{fórmula mínima})_x]$$

Ese valor x se obtiene de dividir el valor de la masa molecular de la sustancia (que siempre está dado con un dato en el problema) en el valor de la masa molecular de la fórmula mínima:

$$X = \frac{\text{masa molecular dato.}}{\text{masa molecular de la f.m.}}$$

Aplicándolo en nuestro ejemplo tenemos.

$$\boxed{x} = \frac{93}{31} = \boxed{3} \Rightarrow \text{Fórmula Molecular} = (\text{CH}_3\text{O})_3$$

$$\text{Fórmula Molecular} = (\text{C}_{1 \times 3} \text{H}_{3 \times 3} \text{O}_{1 \times 3})$$

Fórmula Molecular $[\text{C}_3\text{H}_9\text{O}_3]$

LEYES DE LA COMBINACIONES QUÍMICAS

Los fenómenos de combinación, de descomposición, y en general todas las reacciones químicas se rigen por leyes, que surgieron experimentalmente. Las fundamentales son:

1. Ley de la conservación de la masa (Lavoisier)
2. Ley de las proporciones definidas (Proust)
3. Ley de las proporciones múltiples (Dalton)
4. Ley de las proporciones recíprocas (Richter)

1-Ley de Conservación de la Masa: Ley de Lavoisier (Antonio Laurent Lavoisier 1743-1794)

LEY DE LAVOISIER: En un sistema químicamente cerrado, la masa permanece constante, cualquiera sean las transformaciones físicas o químicas que en el ocurran.-

Para una reacción química,



La representación matemática de la ley es:

$$\Sigma m_i = \Sigma m_f$$

ó

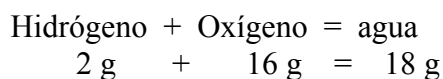
$$M_a + M_b = M_c$$

Como consecuencia de la ley de Lavoisier resulta:

En un sistema químicamente cerrado, las masas de los elementos que intervienen en toda transformación química o física permanecen constantes

siguiente

ejemplo:



-La ley de conservación de la masa (Lavoisier), no resulta estrictamente exacta. Alberto Einstein (1879-1955) estableció que en determinadas condiciones la masa puede transformarse en energía. La relación existente entre la energía y la masa, está dada por la ecuación de Einstein

$$\Delta E = \Delta m c^2 \quad (1)$$

donde: ΔE = variación de energía

Δm = variación de masa

c = velocidad de la luz (3. 10¹⁰ cm /seg)

De (1) resulta que:

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

Por lo tanto:

La variación de masa resulta directamente proporcional a la variación de energía del sistema e inversamente proporcional al cuadrado de la velocidad de la luz.-

Según la ecuación (2) como el denominador es un número muy grande (9.10²⁰ cm²/seg²) para que Δm sea apreciable, debe producirse en el sistema una variación muy grande de energía. Como en las reacciones químicas comunes, la variación de energía (ΔE) es pequeña, la variación de masa resulta imposible de apreciar con los métodos comunes de laboratorio. Por lo tanto es válida la Ley de Lavoisier.



En cambio, en las reacciones nucleares (explosión atómica) se debe aplicar la ecuación de Einstein, debido a que las variaciones de energía son elevadas.-

Para ser estrictos, debe enunciarse la LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA-ENERGÍA:

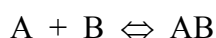
En toda transformación química, la masa-energía (“masergia”) del sistema permanece constante.

2-Ley de las proporciones definidas: Ley de José Luis Proust (1754-1826)

La ley de las proporciones definidas establece que muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los elementos constituyentes en las mismas proporciones en masa. Esta ley por lo general se atribuye a Joseph Proust, químico francés que la publicó en 1799, ocho años antes de que la teoría de Dalton fuera propuesta. La ley dice si, por ejemplo, se analizan muestras del gas dióxido de carbono (CO₂) obtenido de fuentes diferentes, se encontrará en cada una de las muestras la misma relación en masa entre carbono y oxígeno. En la actualidad este enunciado parece obvio, porque normalmente se espera que todas las moléculas de un mismo compuesto tengan la misma composición; es decir, que contengan las mismas proporciones de átomos de los elementos constituyentes. Si las proporciones de los diferentes átomos son fijas, también lo serán las masas de dichos átomos.

Ley de Proust: Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación constante de masas.

La representación matemática de la ley es, para la siguiente reacción general:



$$\frac{mA}{mB} = K$$

Ejemplo:

Se analizan dos muestras y se obtiene los siguientes resultados

Muestra A: a partir de 39,78 g de sustancia se obtienen 6,8 g de O y 31,78 g de Cu

Muestra B: a partir de 10 g de sustancia se obtienen 2.01 g de O y 7.99g de Cu. Indicar si las muestras corresponden a un mismo compuesto.

Solución:

En la muestra A, la masa de Cu que se combina con 1 g de O es

$$K_1 = \frac{m_{Cu}}{m_O} = \frac{31,78 \text{ g}}{8 \text{ g}} = 3,97$$

En la muestra B, la masa de cobre que se combina con 1 g de O es

$$K_2 = \frac{m'_{Cu}}{m'_{O}} = \frac{7.99 \text{ g}}{2.01 \text{ g}} = 3.97$$

Se halla que $K_1 = K_2$

RESPUESTA : Al cumplirse la Ley de Proust, se trata del mismo compuesto.



NOTA: Se llega a la misma conclusión si se toma el Cu como patrón de referencia en lugar del O.

3-Ley de las proporciones múltiples: Ley de Dalton

Juan Dalton (1766-1844), enunció la ley de las proporciones múltiples, la cual establece que si dos elementos se pueden combinar para formar más de un compuesto, las masas de un elemento que se combinan con la masa fija de otro elemento se encuentran en relaciones de números enteros pequeños. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, a saber, CO (monóxido de carbono) y CO₂ (dióxido de carbono).

El análisis químico de los compuestos arroja los siguientes datos:

Primer compuesto (CO)

La masa del oxígeno que se combina con 12 g de C es de 16 g, de modo que la relación es

$$\frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} = \frac{12 \text{ g}}{16 \text{ g}} = K_1$$

Segundo compuesto (CO₂)

La masa de oxígeno que se combina con 12 g de C es de 32 g, por lo cual la relación es

$$\frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} = \frac{12 \text{ g}}{32 \text{ g}} = K_2$$

La relación de masas de O que se combinan con 12 g de C en estos dos compuestos está dada por

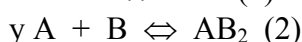
$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{\text{masa de O en CO}}{\text{masa de O en CO}_2} = \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$

La relación 1:2 cumple con la ley de las proporciones múltiples.

La teoría atómica de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples de una forma muy sencilla. Los compuestos difieren en el número de átomos de cada clase que se combinan. Para los dos compuestos formados entre C y O, las mediciones sugieren que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el primer compuesto (esto es, en el CO) y que un átomo de carbono se combina con dos átomos de oxígeno en el otro compuesto (esto es, en el CO₂).

La ley de Dalton se enuncia:

Cuando dos elementos se combinan para formar dos o más compuestos diferentes las masas de uno de los elementos, combinadas con una masa fija del otro, están entre sí, en una relación de números enteros pequeños.,-



$$\text{Para (1)} \\ \frac{mA}{mB} = K_1$$

y

$$\text{Para (2)} \\ \frac{mA}{mB} = K_2$$

Por lo tanto

$$\frac{K_1}{K_2} = n$$

Ejemplo:

Al analizar dos compuestos formados por cobre (Cu) y oxígeno (O) , se obtiene:

Compuesto A :

$$\begin{array}{l} m_{\text{Cu}} = 6,35\text{g} \\ m_{\text{O}} = 0,8 \\ \text{g} \end{array}$$

Compuesto B :

$$\begin{array}{l} m'_{\text{Cu}} = 3,175 \\ m'_{\text{O}} = 0,8 \text{ g} \end{array}$$

Indicar si se cumple la ley de Dalton.

Solución:

Para el compuesto A :

$$K_1 = \frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{O}}} = \frac{6,35 \text{ g}}{0,8 \text{ g}} = 7,93$$

Para el compuesto B:

$$K_2 = \frac{m'_{\text{Cu}}}{m'_{\text{O}}} = \frac{3,175 \text{ g}}{0,8 \text{ g}} = 3,96$$

De donde:

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{7,93}{3,96} = \frac{2}{1}$$

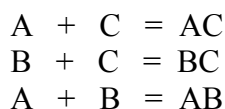
RESPUESTA: Como la relación entre las masas de cobre en los dos compuestos puede expresarse con números enteros y pequeños se cumple la ley de Dalton.

NOTA: Los resultados obtenidos indican que los compuestos analizados son distintos, en este caso corresponden a monóxido de cobre y monóxido de dicobre.

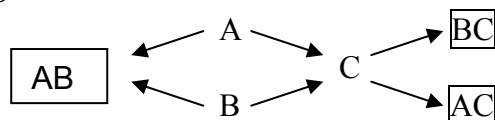
4-Ley de las proporciones recíprocas: Ley de Richter

Jeremías Benjamín Richter (1762-1807), determinó, experimentalmente la relación que existe entre las masas de dos elementos (A y B) , que se combinan con un tercer elemento (C) para dar compuestos diferentes (AC) y (BC), y la relación de masas entre los elementos A y B cuando se combinan entre sí para dar el compuesto AB

En símbolos resulta:



O





$$\frac{mA}{mB} = K_2 \qquad \frac{mA/mC}{mB/mC} = K_1$$

Por lo tanto,

$$K_1 = K_2 \quad \text{ó} \quad K_1 = nK_2 \quad \text{ó} \quad K_1 = \frac{1}{n} K_2$$

La ley de Richter se enuncia:

Las masas de los elementos A y B que se combinan con una masa fija de un tercer elemento C, son también las masas, un múltiplo o un submúltiplo, con que estos elementos (A y B), se combinan entre sí.-

Se analizan dos compuestos:

Uno formado por: 46 g de Na y 16 g de O

Otro formado por: 16 g de S y 16 g de O

Calcular:

- en qué posible proporción se combina el Na y el S.
- Si al analizar 3,9 g de un compuesto formado por estos elementos (Na y S) se obtienen: 2,3g de Na y 1,6 g de S, demostrar que se cumple la ley de Richter.

Solución:

En el compuesto de Na y O se obtiene

$$K_1 = \frac{mNa}{mO} = \frac{46 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 2.87$$

en el compuesto de S y O se tiene

$$K_2 = \frac{mS}{mO} = \frac{16 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 1$$

Por lo tanto:

$$K_1 = \frac{mNa}{\frac{mS}{mO}} = \frac{2.87 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 2.87$$

Respuesta:

- Al combinarse el Na y el S la harán en una relación de masas de 2,87 g de Na por cada g de S o bien un múltiplo o submúltiplo de este valor

En el compuesto de Na y S se tiene:

$$K'_3 = \frac{mNA}{mS} = \frac{2.3}{1.6} = 1.437$$

$$\frac{K_1}{K_2} = K'_3 \cdot \frac{n_1}{n_2} \quad \text{como} \quad \frac{K_1}{K_2} = 2.87 \qquad 2.87 = 1.437 \cdot \frac{n_1}{n_2}$$

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{2.87}{1.437} = \frac{2}{1}$$

$$\frac{K_1}{K_2} = K'_3 \cdot 2$$



- b) Se cumple la ley de Richter, por que el valor hallado teóricamente es un múltiplo entero del valor experimental.-

Equivalente químico o Peso de combinación

La ley de Richter permite determinar la relación de masas en que se combinan entre sí los distintos elementos. Si se toma la masa de uno de ellos como patrón y se refieren a esta las masas de otros elementos que se combinan con él, se obtienen constantes para cada elemento que reciben el nombre de EQUIVALENTE QUÍMICO, EQUIVALENTE GRAMO o PESO DE COMBINACIÓN.-

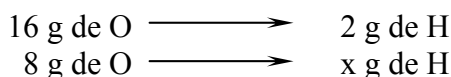
Se ha tomado al oxígeno como patrón, debido a que la mayoría de los elementos reaccionan con él.-

EQUIVALENTE QUÍMICO O PESO DE COMBINACIÓN: es la masa de un elemento que se combina (o reemplaza) con 8.00 g de oxígeno

Ejemplo 1:

Sabiendo que 16 g de O se combinan con 2 g de H para formar 18 g de agua, calcule el peso de combinación (Pc) de H.

Solución:



$$x = \frac{2 \text{ g de H} \cdot 8 \text{ g de O}}{16 \text{ g de O}} = 1 \text{ g de H}$$

$$P_{CH} = 1$$

$$P_c = \frac{\text{masa del elemento}}{\text{masa de oxígeno}} \cdot 8 \text{ g}$$

Se puede decir que: El peso de combinación de un elemento es la masa de ese elemento que se combina (o reemplaza) a 8,00 g de oxígeno o a 1,00 g de hidrógeno.-

Si bien por costumbre se sigue utilizando el término “equivalente químico” o “equivalente gramo”, lo correcto es llamarle “**Peso de combinación**”

Ejemplo 2:

Sabiendo que:

10 g de un elemento X, se combina con 2 g de Cloro (Cl) y 71 g de Cl, se combinan con 16 g de oxígeno, calcular el peso de combinación del elemento X.-

Solución:

Se tiene un elemento X que no se combina con O ni H. Su peso de combinación se halla indirectamente.

$$P_{cCl} = \frac{m_{Cl}}{m_O} \cdot 8 \text{ g} = \frac{71 \text{ g}}{16 \text{ g}} \cdot 8 \text{ g} = 35.5$$

$$P_{cCl} = 35.5 \text{ g}$$



Como el Cloro se combina con el elemento X (10 g) es:

$$P_{C_X} = \frac{m_X}{m_{Cl}} \cdot 35,5 = \frac{10 \text{ g}}{2 \text{ g}} \cdot 35,5 = 177,5 \text{ g}$$

$P_{C_X} = 177,5 \text{ g}$

RESPUESTA: El peso de combinación del elemento X; es 177.5 g

ESTEQUIOMETRIA I

Estequiometría: Es la parte de la Química que se ocupa de establecer relaciones numéricas, en términos de una medida, entre las sustancias que intervienen en una reacción química.

Los cálculos que permiten establecer estas relaciones se llaman cálculos estequiométricos. Para realizarlos se hace indispensable seguir una serie de pasos que permitan ordenar el trabajo. Estos pasos son:

- 1) Plantear la ecuación química.
- 2) Igualar la ecuación química.
- 3) Anotar los datos e incógnitas aportados por el enunciado del problema en la parte inferior de la ecuación.
- 4) Anotar los datos aportados por la propia ecuación estequiométrica en la parte superior de la ecuación.
- 5) Plantear y resolver la regla de tres simple.
- 6) Expresar la respuesta.

Las relaciones estequiométricas que se pueden establecer más comúnmente implican el cálculo de masas, moles de moléculas y volúmenes. A continuación se presentará ejemplos de cada una de estas relaciones y allí se mostrará la secuencia de pasos a las que se hizo referencia anteriormente.

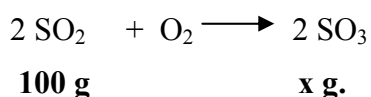
Cálculo de masas:

Calcular cuántos gramos de anhídrido sulfúrico se obtienen con 100 gr de dióxido de azufre.

1er. paso: Plantear la ecuación: $SO_2 + O_2 \text{ ----- } SO_3$

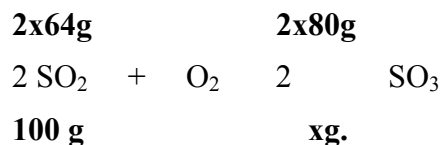
2do. paso: Igualar la ecuación: $2 SO_2 + O_2 \text{ ----- } 2 SO_3$

3er. paso: Anotar los datos e incógnitas aportados por el enunciado del problema en la *parte inferior de la ecuación*.





4to. paso: Anotar los datos aportados por la propia ecuación estequiométrica en la *parte superior de la ecuación*.



5to. Paso: Plantear y resolver la regla de tres simple

Si 128 g de SO_2 ----- 160 g de SO_3

100 g de SO_2 ----- xg

$$\text{xg} = \frac{100 \text{g de SO}_2 \cdot 160 \text{g de SO}_3}{128 \text{g}}$$

$$\text{x} = 125 \text{ g de SO}_3$$

6to. paso: Expresar la respuesta: **Con 100 g de SO_2 se obtienen 125 g de SO_3**

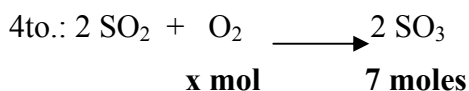
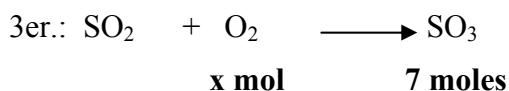
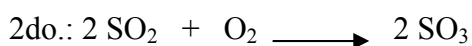
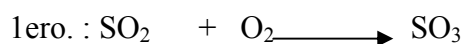
Es conveniente que antes de obtener el valor de la incógnita realice una estimación del mismo.

Para el ejemplo si 128 g de SO_2 permiten obtener 160 g de SO_3 indudablemente 100 g de SO_2 permitirán obtener menos de 160 g.

Cálculo de moles de moléculas

¿Cuántos moles de moléculas de oxígeno son necesarios para obtener 7 moles de moléculas de anhídrido sulfúrico?.

Para resolverlo sigamos los pasos ya enunciados:



5to.: Si **1 mol de molécula de O_2** ----- **2 moles de SO_3**

entonces **x mol de O_2** ----- **7 moles de SO_3**

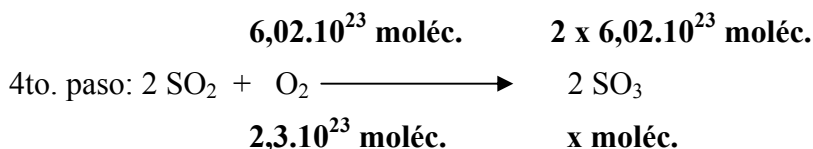
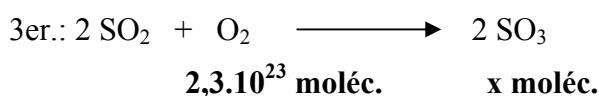
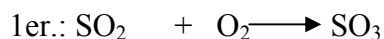


$$\boxed{X = 3,5 \text{ moles de moléculas de oxígeno}}$$

6to.: Para obtener 7 moles de moléculas de anhídrido sulfúrico se requieren 3,5 moles de moléculas de oxígeno.

Cálculo de moléculas:

¿Cuántas moléculas de anhídrido sulfúrico se obtienen con $2,3 \times 10^{23}$ moléculas de oxígeno?



5to.: Si $6,02 \cdot 10^{23}$ moléc. de O_2 ----- $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ moléc. de SO_3

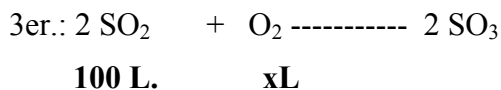
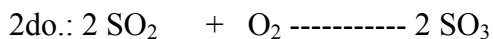
entonces $2,3 \cdot 10^{23}$ moléc. . de O_2 ----- x moléc. de SO_3

6to.: Con $2,3 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 se obtienen $4,6 \times 10^{23}$ moléculas de SO_3

$$\boxed{X = 4,6 \times 10^{23} \text{ moléculas de SO}_3}$$

Cálculo de Volúmenes:

¿Cuántos litros de oxígeno en CNTP reaccionan con 100 litros de anhídrido sulfuroso en CNTP?.



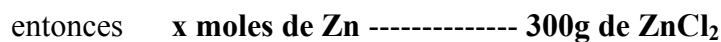
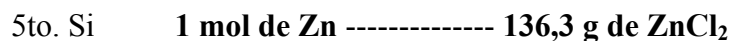
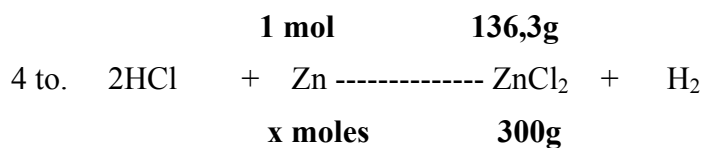
$2 \times 22,4 \text{ L} \quad \quad \quad 22,4 \text{L}$





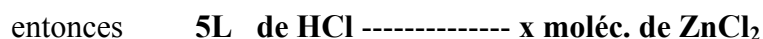
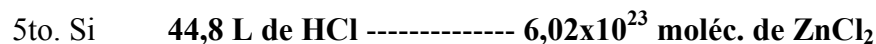
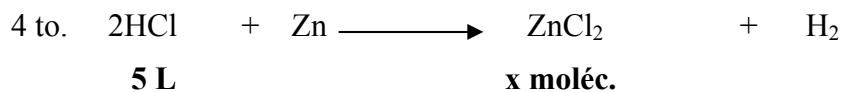
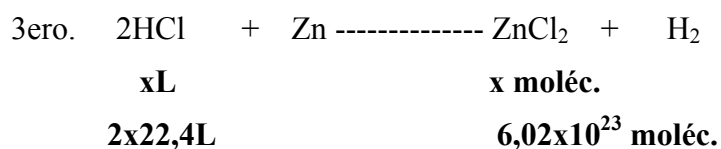
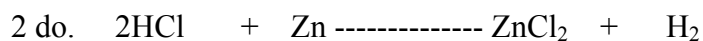
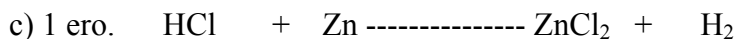
$$\boxed{X = 8,89 \text{ moles de ácido}}$$

6to.: Para obtener 99,6 litros de hidrógeno gas se requieren 8,89 moles de ácido.



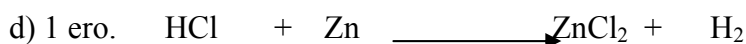
$$\boxed{X = 2,20 \text{ moles de Zn}}$$

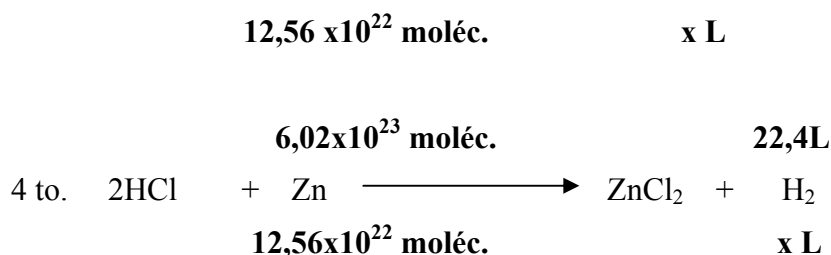
6to.: Para producir 300g de la sal se necesitan 2,20 moles del metal zinc.



$$\boxed{X = 6,71 \times 10^{22} \text{ moléculas}}$$

6to. Empleando 5 litros de HCl en CNTP se producen $6,71 \times 10^{22}$ moléculas de ZnCl₂.





5to. Si $6,02 \times 10^{23}$ moléc. de Zn ----- 22,4 L de H₂
 entonces $12,56 \times 10^{22}$ moléc. ----- x L

X= 46,73 litros de H₂

6to. A partir de $12,56 \times 10^{22}$ moléculas de Zn se obtienen 46,73 litros de hidrógeno gaseoso en CNTP.

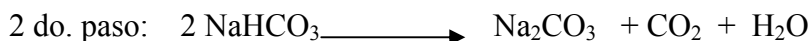
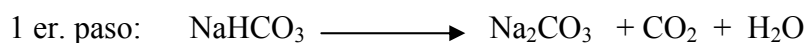
ESTEQUIOMETRIA II

Pureza

Hasta ahora hemos trabajado bajo la suposición que todas las sustancias usadas en las diversas reacciones químicas son puras. En la práctica esto no siempre es así ya que se emplean reactivos que no son puros, por ello y a los fines de obtener un resultado representativo es necesario tener en cuenta las impurezas presentes. Así, en un frasco de laboratorio que contenga NaCl, se puede leer en la etiqueta “cloruro de sodio al 90%”. Esto debe interpretarse como que cada 100g del contenido sólo 90g es de sal pura, los 10g restantes corresponden a impurezas. Esto es muy importante tener en cuenta al resolver un problema con datos de pureza.

Ejemplo: Se producen por calentamiento 100g de NaHCO₃ al 80% y se desea saber la cantidad de carbonato obtenido.

Para resolverlo se siguen los pasos para la resolución de problemas estequiométricos ya estudiados.



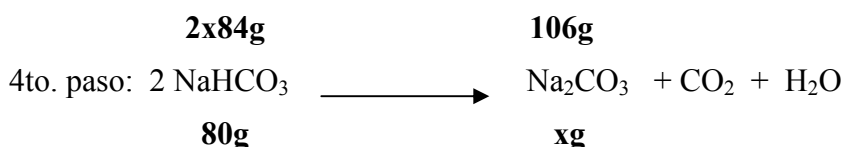
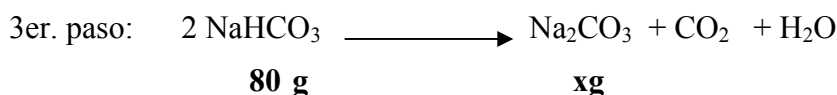
Antes de anotar los datos e incógnitas, como la pureza de la droga es del 80%, y debe plantear una relación a fin de averiguar la masa real de bicarbonato de sodio que reacciona:

$$\begin{array}{l}
 \text{Si } 100\text{g} \text{-----} 100\% \\
 \text{Entonces } x\text{g} \text{-----} 80\%
 \end{array}$$



$$X = 80g$$

Es decir que de los 100g de reactivo solo 80g participan efectivamente de la misma. Ahora si podemos seguir con los pasos:



5to. paso: Si 168g de NaHCO_3 106g de Na_2CO_3
80g de NaHCO_3 xg de Na_2CO_3

6to. paso: A partir de 100g de NaHCO_3 al 80%, reaccionan efectivamente 80g de NaHCO_3 , produciendo entonces 50,47g de Na_2CO_3 .

$$X = 50,47g \text{ de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Rendimiento

Muchas reacciones químicas no se desarrollan en forma completa por diversas razones como por ejemplo:

- Los reactivos no se convierten totalmente en productos.
- En algunos casos, puede ocurrir que se produzcan dos o más reacciones simultáneas que originan reacciones indeseables, llamadas reacciones secundarias.
- A veces, la separación del producto deseado de la mezcla-reacción es demasiado difícil, y no todo el producto formado logra aislarse con éxito.

Por todo esto es necesario considerar el *porcentaje de rendimiento aportado por la reacción*.

El término *rendimiento* indica la fracción de reactivos que se convierten en productos y se calcula a través de una regla de tres simple en la que se relaciona la cantidad teórica que se debe obtener de la ecuación balanceada y la cantidad real obtenida. Se expresa en %.

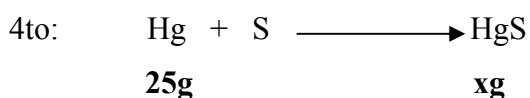
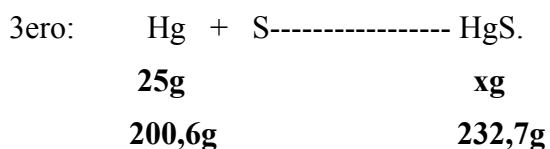
Ejemplo: Se hacen reaccionar 25g de mercurio con azufre y se producen 27,8g de sulfuro mercúrico. Calcular el rendimiento de la reacción.



Razonando como antes:



En el paso siguiente se debe tener en cuenta que la masa de la sal formada debe aparecer como incógnita y luego de obtener el resultado comparar ese valor con el que aparece como dato:



5to: Si $\mathbf{200,6g}$ de Hg----- $\mathbf{232,7g}$ de HgS

entonces $\mathbf{25g}$ de Hg----- \mathbf{xg} de HgS

$$\boxed{\mathbf{X=29g \text{ de HgS}}}$$

Este resultado representa el rendimiento teórico, sin embargo el enunciado del problema establece que en la práctica se obtuvo menos, sólo 27,8g que representa el rendimiento práctico. Entonces ¿Cuál es el rendimiento de la reacción en términos de porcentaje?. Para responderlo se razona de la siguiente forma.

Si $\mathbf{29g}$ ----- $\mathbf{100\%}$

Entonces $\mathbf{27,8g}$ ----- $\mathbf{x\%}$

$$\boxed{\mathbf{X=95,8\%}}$$

6to. El rendimiento de la reacción es del 95,8%



Nota: A veces en el enunciado del problema se da el rendimiento práctico como en el ejemplo que acabamos de ver, pero también se puede dar el rendimiento teórico. Para no confundirse se debe tener en cuenta que a la hora de calcular el rendimiento de la reacción siempre debe referirse al 100% el valor que sea mayor, no importando que sea el teórico o el práctico, puesto que no puede haber porcentajes mayores a 100. Para ejemplificar esto vamos a suponer el mismo problema del ejemplo, solo que ahora se obtienen 30,2g de sulfuro mercúrico. Entonces el planteo de la regla de tres simple sería ahora:

$$\begin{array}{l} \text{Si } 30,2\text{g}-----100\text{g} \\ \text{Entonces } 29\text{g}-----x\text{g} \\ X = 96,02\% \end{array}$$

Hasta acá los problemas resueltos y propuestos constan de un dato y una incógnita, ahora vamos a aprender a resolver problemas estequiométricos que tengan dos datos en su enunciado y en los cuales uno tiene que decidir con cuál de los dos corresponde que se realice el cálculo. Para ello primero vamos a citar un ejemplo de la vida diaria.

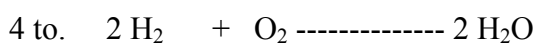
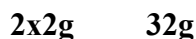
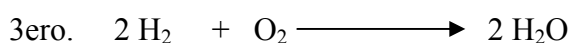
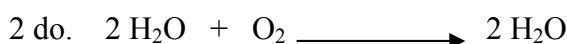
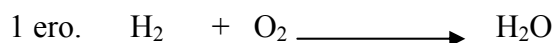
Supongamos la siguiente situación problemática: la mamá de Jorgito le dejó encargado que prepare para la cena la mayor cantidad posible de sándwichs simples de jamón y queso. (Entiéndase por simple una rodaja de pan, una feta de queso, una feta de jamón y otra rodaja de pan).

Cuando Jorgito sacó de la heladera el fiambre y el queso se da con que había 12 fetas de queso y sólo 5 de jamón y que tenía pan a discreción. Entonces, según las indicaciones que le dejó su mamá ¿Cuántos sándwichs puede fabricar?: es obvio que sólo 5 puesto que se le termina el jamón sobrándole 7 fetas de queso. Esta situación que se le planteó a Jorgito también ocurre en las reacciones químicas cuando tenemos dos datos de los reactivos y donde uno se llama **Reactivo Limitante** (que es el que se termina, para Jorgito es el jamón, y con el cual se debe hacer el cálculo porque limita la producción en la reacción) y el otro se llama **Reactivo en Exceso** y es el que sobra, (para Jorgito es el queso).

Ejemplo: En un recipiente cerrado hay 24,79g de oxígeno y 13g de hidrógeno. Mediante una chispa eléctrica se produce la combinación de estos gases formando agua. Calcular:

- Masa de agua formada.
- Masa y moles del reactivo en exceso.

Para resolverlo se deben seguir los pasos ya aprendidos.



Antes de resolver se debe decidir cuál es el reactivo limitante (que es con el que se debe hacer el cálculo puesto que es el que se termina primero), y para ello se realiza lo siguiente:

Si 4g de H_2 ----- 32g de O_2

Entonces 13g de H_2 ----- xg de O_2

$$X = 1047\text{g de } \text{O}_2$$

Entonces significa que para que reacciones totalmente los 13g de hidrógeno (y sea entonces el reactivo limitante porque se terminaría) se necesitan 104g de oxígeno, masa que no se tiene ya que solo se dispone de 24,79g. Entonces se debe hacer el siguiente nuevo planteo:

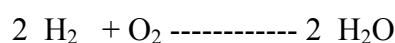
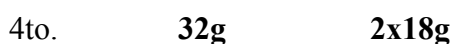
Si 4g de H_2 -----32g de O_2

Entonces xg de H_2 -----24,79g de O_2

$$X = 3,09 \text{ g de } \text{H}_2$$

Esto significa que para que reacciones totalmente los 24,79g de oxígeno (y entonces éste sea el reactivo limitante) se necesitan 3,09g de hidrógeno, lo que es posible puesto que de acuerdo al enunciado se dispone de 13g. **En conclusión el reactivo limitante es en este caso el oxígeno porque se consume totalmente con sólo 3,09g de hidrógeno y obviamente con el dato del oxígeno es con quién debo calcular la masa de agua formada. El reactivo en exceso es el Hidrógeno ya que quedan sin reaccionar 9,91g de hidrógeno (13g-3,09g = 9,91g).**

Entonces el 4to paso sería:





24,79g xg

5to. Si 32g de O₂----- 36g de agua

entonces 24,79g de O₂----- xg de agua

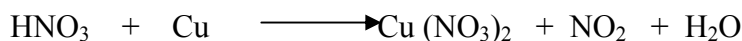
X = 27,88g de agua

6to. Con 24,79g de oxígeno que reaccionan completamente con 3,09 de hidrógeno se producen 27,88g de agua.

b) La masa de reactivo en exceso se saca restando la masa dato de la que realmente se utilizó: **13-3,09g = 9,91g**

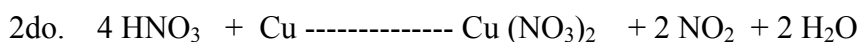
EJEMPLO INTEGRADOR

Suponiendo que se parte de la siguiente reacción:



y que se hacen reaccionar 5 moles de ácido con 50g de cobre al 90%, calcular:

- a- Reactivo en exceso y la masa del mismo.
- b- Volumen del dióxido de nitrógeno desprendido en CNTP.
- c- Masa de sal formada.
- d- Rendimiento de la reacción sabiendo que en la práctica se obtuvo 70g de sal

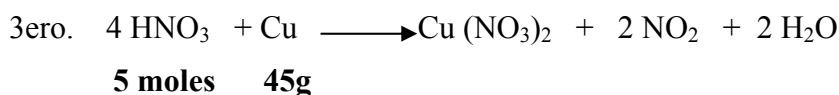


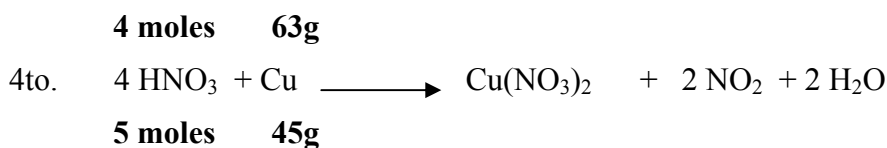
Antes de resolver debemos tener en cuenta la pureza del reactivo, es decir:

Si 50g de Cu ----- 100%

Entonces xg de Cu ----- 90%

X = 45g de Cu





Ahora debemos averiguar cuál es el reactivo limitante, es decir:

$$\begin{array}{l}
 4 \text{ moles de ácido} \text{ ----- } 63\text{g} \\
 5 \text{ moles de ácido} \text{ ----- } x\text{g de Cu}
 \end{array}$$

$$X = 78,75\text{g Cu}$$

Como necesito mayor cantidad de cobre que de la que se dispone, debo hacer la otra regla de tres, es decir:

$$\begin{array}{l}
 4 \text{ moles de ácido} \text{ ----- } 63\text{g de Cu} \\
 x \text{ moles de ácido} \text{ ----- } 45\text{g de Cu}
 \end{array}$$

$$X = 2,85 \text{ moles de ácido}$$

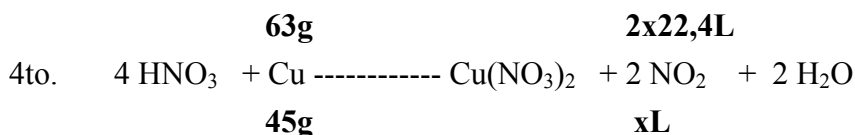
Entonces se puede afirmar que el reactivo limitante es el cobre ya que se consume totalmente con sólo 2,85 moles de ácido.

a) El reactivo en exceso es el ácido nítrico y sobran 5 moles – 2,85 moles = 2,15 moles de exceso. Para calcular la masa del mismo se razona como aprendimos en cantidades atómicas – moleculares, es decir:

$$\begin{array}{l}
 \text{Si } 63\text{g de HNO}_3 \text{ ----- } 1\text{mol} \\
 x\text{g de HNO}_3 \text{ ----- } 2,15 \text{ moles}
 \end{array}$$

$$X = 135,5\text{g de}$$

b)

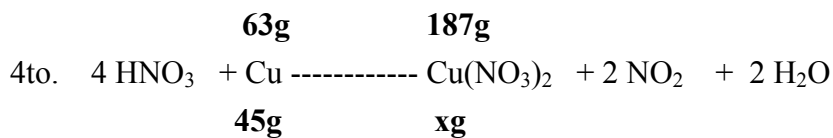


$$\begin{array}{l}
 5\text{to.} \quad \text{Si } 63\text{g de Cu} \text{ ----- } 44,8 \text{ L de gas} \\
 \quad \quad 45\text{g de Cu} \text{ ----- } x\text{L}
 \end{array}$$



$$X = 32 \text{ litros de NO}_2$$

c)



5to. Si 63g de Cu----- 187g de sal
45g de Cu----- xg

$$X = 133,57 \text{ g de sal}$$

d)

Si 133,5g de sal ----- 100%
70g de sal ----- x

$$X = 52,40\%$$

ESTRUCTURA ATOMICA

Un poco de Historia....

En el siglo Va.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles que llamó átomos. A pesar que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos, como Platón y Aristóteles, la idea se mantuvo. Recien en 1808, el científico inglés John Dalton formuló una definición precisa sobre las unidades indivisibles con las que está formada la materia llamadas átomos. El trabajo de Dalton marcó el incio de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia en las que se basa la teoría atómica de Dalton pueden resumirse como sigue:

1- Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes de los átomos de todos los demás elementos.

2-Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto la relación del número de átomos entre dos elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.

3-Una reacción química incluye sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca se crean o se destruyen.

El concepto de Dalton sobre un átomo es mucho más detallado y específico que el concepto de Demócrito. La primera hipótesis establece que los átomos de un elemento son diferentes de los átomos de todos los demás elementos. Dalton no intentó describir la estructura o composición de los átomos porque no tenía idea de cómo era un átomo, pero descubrió que la diferencia en las propiedades manifestadas por el elemento hidrógeno y oxígeno sólo se podían explicar a partir de la suposición de que los átomos de hidrógeno son diferentes a los de oxígeno

La estructura del átomo:

A partir de la teoría atómica de Dalton se puede definir al **átomo** como la **unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química**. Dalton imaginó un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones, que empezó alrededor de 1850 y se extendió hasta el siglo XX demostró que los átomos tienen una

estructura interna, es decir, están formados por partículas aún más pequeñas, denominadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: **electrones, protones y neutrones.**

El Electrón

Alrededor de 1890 muchos científicos estaban interesados en el estudio de la radiación, la emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas. La información obtenida por estas investigaciones contribuyó al conocimiento de la estructura atómica. Para investigar sobre este fenómeno se utilizó un tubo de rayos catódicos, precursor de los tubos utilizados en los televisores, como se ve en la fig 1.

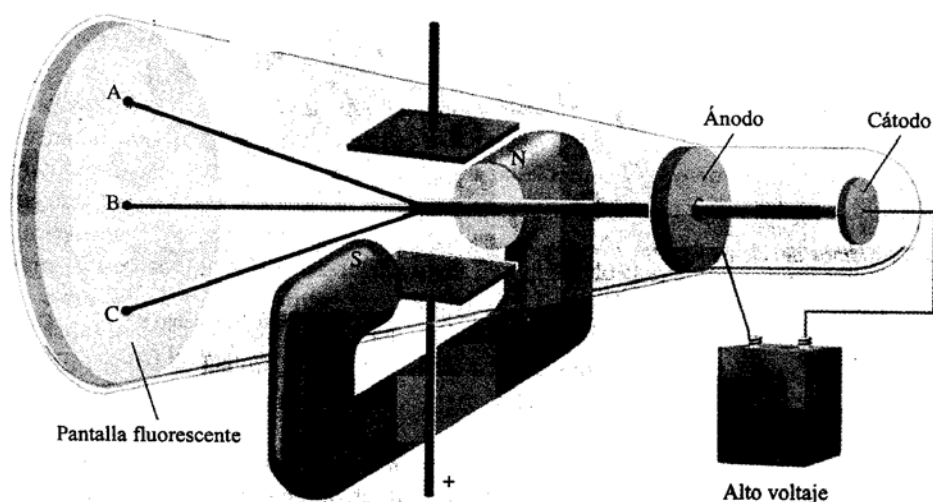


Fig 1: Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo.

Consta de un tubo de vidrio al cual se le ha sacado casi todo el aire. Si se colocan dos placas metálicas y se conectan a una fuente de alto voltaje, la placa con carga negativa, denominada cátodo, emite un rayo invisible. Este rayo catódico se dirige hacia la placa con carga positiva, denominada ánodo, el cual atraviesa una perforación y continúa su trayectoria hasta el otro extremo del tubo. Cuando dicho rayo alcanza el extremo, cubierto de una manera especial, produce una fuerte fluorescencia o luz brillante. En algunos experimentos se colocaron, por fuera del tubo de rayos catódicos, dos placas cargadas eléctricamente y un electroimán, como puede verse en la figura. Cuando se conecta el campo magnético y el campo eléctrico permanece desconectado, los rayos catódicos alcanzan el punto A del tubo. Cuando está conectado sólo el campo eléctrico, los



rayos llegan al punto C. Cuando, tanto el campo magnético como el eléctrico están desconectados, o bien cuando ambos están conectados pero se equilibran de forma que se cancelen uno a otro, dichos rayos alcanzan el punto B. de acuerdo con la teoría electromagnética, un cuerpo cargado en movimiento se comporta como un imán y puede interaccionar con los campos magnéticos y eléctricos que atraviesa. Debido a que los rayos catódicos son atraídos por la placa con cargas positivas y repelidos por la placa negativa, deben ser partículas con carga negativa. Actualmente, estas partículas con carga negativa se conocen como electrones.

El físico inglés J.J.Thomson utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón. El número que él obtuvo es $-1,76 \times 10^8 \text{C/g}$, donde C es la cantidad de carga eléctrica en coulombs. Ya entre 1908 y 1917, R. Millikan llevó a cabo una serie de experimentos y encontró que la carga de un electrón es de $1,6 \times 10^{-19} \text{C}$. A partir de estos datos, calculó la masa de un electrón:

$$\text{Masa del electrón} = \frac{\text{carga}}{\text{carga/masa}} = 9,09 \times 10^{-28} \text{g}$$

Que es un valor de masa extremadamente pequeño

Radiactividad

En 1895, el físico alemán Wilhelm Rontgen, observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre el vidrio y los metales, ocasionaban que éstos emitieran ciertos rayos desconocidos. Estos rayos muy energéticos podían atravesar la materia, oscurecían placas fotográficas aún estando cubiertas, y producían fluorescencia en algunas sustancias.

Debido a que estos rayos no eran desviados de su trayectoria por un imán, no estaban constituidos por partículas con carga, como los rayos catódicos. En virtud de su naturaleza desconocida, Rontgen les dio el nombre de rayos X.

Poco después del descubrimiento de Rontgen, Becquerel, empezó a estudiar las propiedades fluorescentes de las sustancias. Accidentalmente encontró que algunos compuestos de uranio causaban el oscurecimiento de placas fotográficas cubiertas, incluso en ausencia de los rayos catódicos. Al igual que los rayos X, los rayos provenientes de los compuestos de uranio resultaban muy energéticos y no los desviaba un imán, pero diferían de los rayos X en que eran emitido de manera espontánea. Marie Curie, discípula de Becquerel, sugirió el nombre **radiactividad** para describir la emisión espontánea de partículas y/o radiación. Desde entonces, se dice que un elemento es radiactivo si emite radiación de manera espontánea.

El decaimiento o descomposición de las sustancias radiactivas, como el uranio, produce tres tipos de rayos. Dos de estos rayos son desviados de su trayectoria por placas metálicas con cargas opuestas como se ve en la figura 2.

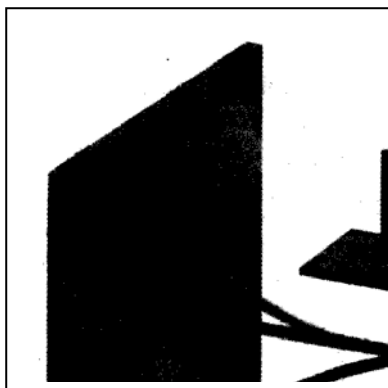


Fig.2: Desviación de los rayos alfa alejándose de la placa con carga positiva y de los rayos beta alejándose de la placa con carga negativa..

Los rayos alfa (α) consisten de partículas cargadas positivamente, llamadas partículas α , y en consecuencia se alejan de la placa con carga positiva. Los rayos beta (β), o partículas β , son electrones y son rechazados por la placa negativa. Un tercer tipo de radiación radiactiva consiste en rayos de alta energía, llamado rayos γ . Al igual que los rayos X, los rayos γ no presentan carga y no les afecta un campo externo

Resumiendo:

Radiación	Símbolo	Composición	Carga	Desviación
Alfa	α	2 protones, 2 neutrones	2+	En un campo eléctrico: al cátodo (-) En un campo magnético: al polo sur
Beta	β	Partícula similar al electrón	1-	En un campo eléctrico: al ánodo (+) En un campo magnético: al polo norte
Gamma	γ	Radiación electromagnética de longitud de onda corta	0	No se desvían

El protón y el núcleo

Desde principios de 1900 ya se conocían dos características de los átomos: contienen electrones y son eléctricamente neutros. Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas. Thomson propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme de materia con carga positiva, dentro de la cual se encontraban los electrones, como si fueran las pasas de un pastel, tal como se representa en la siguiente figura 3.

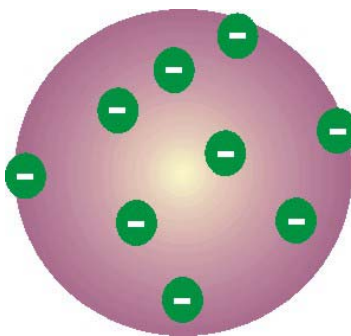


Figura 3. Modelo de Thomson

Este modelo, llamado “del pastel de pasas” se aceptó como una teoría durante algunos años.

En 1910, un físico neozelandés, Ernest Rutherford, que estudió con Thomson en la Universidad de Cambridge, decidió utilizar partículas alfa, α , para demostrar la estructura de los átomos. Así Rutherford efectuó una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva. Observó que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse o con una ligera desviación. De vez en cuando, algunas partículas α eran desviadas un gran ángulo de su trayectoria. ¡En algunos casos las partículas regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva; éste fue el descubrimiento más sorprendente ya que según el modelo de Thomson la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaba que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima. El comentario de Rutherford cuando le comunicaron sobre este descubrimiento fue el siguiente: “resultó tan increíble como si usted hubiera lanzado una bala de 15 pulgadas hacia un trozo de papel de seda y la bala se hubiera regresado a usted”. Posteriormente Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la desviación de partículas α utilizando un nuevo modelo atómico. De acuerdo con Rutherford, la mayor parte de los átomos debe ser espacio vacío. Esto explica porque la mayoría de las partículas α atravesaron la placa de oro con muy poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un conglomerado central del átomo que denominó **núcleo**. Cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran

desviación. Más aún, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que se invertía completamente su trayectoria. Experiencias realizadas por Goldstein trabajando con un tubo de rayos catódicos permitieron observar la presencia de los rayos canales (haces de partículas cargadas positivamente).

Trabajando en un tubo de descarga eléctrica al vacío, observó:

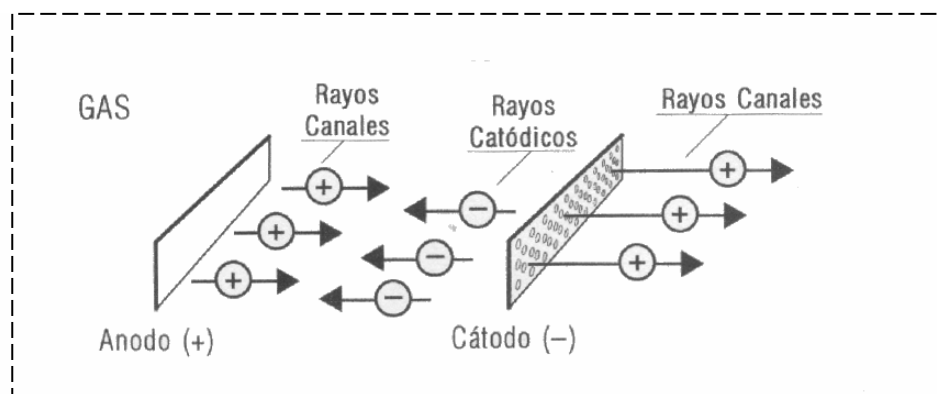


Figura 4. Esquema representativo de las Experiencias realizadas en un tubo de gases con descarga eléctrica.

Los electrones (Rayos Catódicos) son atraídos por el Ánodo. Los núcleos de los átomos del gas quedan desprovistos de electrones y por lo tanto cargados positivamente. Estas partículas positivas son atraídas por el cátodo. Realizando canalizaciones en el cátodo (cátodo cribado) se observa que las partículas positivas lo atraviesan (Rayos Canales).

Thomson estudió estos rayos y pudo determinar la **masa** y la **carga** de las partículas que lo formaban. Estas partículas subatómicas fueron denominadas **protones**.

$$\text{Masa del protón} = 1,6726 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

$$\text{Carga del protón} = + 1,6022 \times 10^{-19} \text{ Coulombs}$$

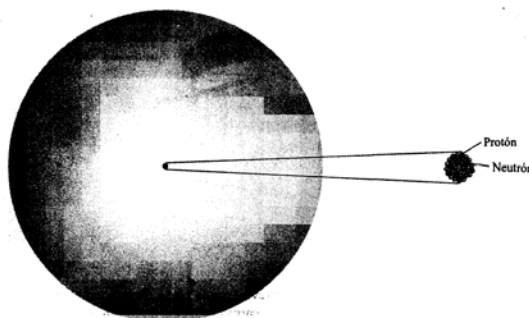
Precisamente sobre la base del conocimiento de estas dos partículas subatómicas Thomson propuso al átomo como una esfera con carga positiva en la cual estaban contenidos los electrones, de tal forma que la materia resultaba neutra.

Las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de protones. En otros experimentos se encontró que los protones tiene la misma cantidad de carga que los electrones y que su masa es de $1,67252 \times 10^{-24}$ g, aproximadamente 1840 veces la masa de los electrones, las partículas con carga negativa. Hasta este punto, los científicos visualizaban el átomo de la siguiente manera: la masa del núcleo constituye la mayor parte de la masa total del átomo, pero el núcleo

ocupa sólo $1/10^{13}$ del volumen total del átomo. Las dimensiones atómicas y según el sistema internacional de unidades, SI, se expresan en picómetros (pm). Recuerde que $1\text{pm} = 1 \times 10^{-12}\text{m}$. El radio de un átomo es, aproximadamente, de 10pm en tanto que el radio del núcleo atómico es sólo de $5 \times 10^{-3}\text{pm}$.

El neutrón

El modelo de Rutherford dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contenía sólo un protón, y que el átomo de helio contenía dos protones. Por lo tanto, la relación entre la masa de un átomo de helio y un átomo de hidrógeno debería ser 2:1. Sin embargo, la relación es 4:1. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partículas subatómicas en el núcleo; la prueba la proporcionó el físico inglés James Chadwick en 1932. Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas α , el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos realmente conforman un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick denominó **neutrones** debido a que se demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa un poco mayor que la masa de los protones. El misterio de la relación de las masas ahora podía explicarse. En el núcleo de helio hay dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón, no hay neutrones; por lo tanto la relación es 4:1. En la figura siguiente se muestra la localización de las partículas elementales (protones, neutrones y electrones) en un átomo.



Los protones y neutrones de un átomo están confinados en el núcleo, que es extremadamente pequeño. Los electrones forman una “nube” alrededor del núcleo

A continuación en la tabla se muestran los valores de carga y masa de estas tres partículas.

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulombs	Carga unitaria
Electrón	$9,1095 \times 10^{-28}$	$-1,6022 \times 10^{-19}$	-1



Protón	$1,67252 \times 10^{-24}$	$+1,6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	$1,67495 \times 10^{-24}$	0	0

Resumen de partículas subatómicas:

Partícula	Símbolo	Origen	Masa Absoluta	Masa Relativa	Carga Absoluta	Carga Relativa
Electrón	e^-	Extranuclear	$9,1 \times 10^{-28} \text{g}$	1/1836	$-1,6 \times 10^{-19} \text{C}$	- 1
Protón	p^+ ó H^+	Nuclear	$1,6 \times 10^{-24} \text{g}$	1	$+1,6 \times 10^{-19} \text{C}$	+ 1
Neutrón	n ó N	Nuclear	$1,6 \times 10^{-24} \text{g}$	1	0	0

Número Atómico, Número Másico e Isótopos

Todo átomo se identifica por dos números:

Número Atómico (Z): Es el número de protones que tiene un átomo. Como el átomo es eléctricamente neutro, el número de protones (Z) señala también el número de electrones. El número atómico define al átomo. La identidad química de un átomo queda determinada exclusivamente por su número atómico. El átomo de Hidrógeno tiene 1 protón y su Z es 1; el átomo de Helio tiene 2 protones y su Z es 2, etc.

El Z significa: *número de protones = número de electrones*

El **número de masa o Número Másico (A):** Es la suma del número de protones y el número de neutrones que tiene un átomo (a los cuales se los denomina genéricamente nucleones). El A significa: *número de protones (Z) + número de neutrones (N)*

El número másico se refiere a la masa del núcleo de un átomo y como la masa de los electrones es despreciable, se puede extender el concepto a la masa del átomo. El A se aproxima mucho a la masa atómica relativa del elemento. El A determina las propiedades físicas del elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por:

$$\text{Número de masa} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

$$\text{Número de masa} = \text{número atómico} + \text{número de neutrones}$$

$$A = Z + N$$

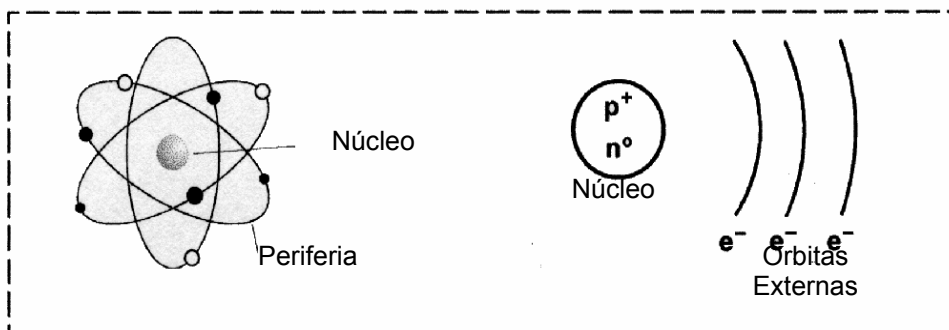
Entonces, estructuralmente, el átomo está formado por dos regiones:

- Región Central o Núcleo Atómico
- Región Periférica o Extranuclear

Región	Características
Núcleo	<p>Tiene carga positiva</p> <p>Se compone de 2 partículas elementales distintas:</p> <ul style="list-style-type: none"> –Protones (p^+): Tienen carga positiva. Su masa relativa es 1. Se considera como partícula pesada. –Neutrones (n^0): No tienen carga eléctrica. Su masa relativa es 1. Pesa aproximadamente igual que el protón.
Periferia	<p>Es la región donde se encuentran los Electrones.</p> <ul style="list-style-type: none"> –Electrones (e^-): Tienen carga eléctrica negativa. Su masa relativa es $1/1836$ que la masa de los protones y neutrones. (la masa de un electrón es 1836 veces menor que la masa de un protón o de un neutrón). Se consideran partículas livianas. Se disponen en órbitas y giran alrededor del núcleo y sobre sí mismos (spin), para evitar la atracción por el núcleo que tiene mayor masa.

El Átomo se considera eléctricamente neutro y por lo tanto hay:

Igual número de protones que de electrones



Resumiendo:



Z = número de protones y por lo tanto número de electrones
 $A = Z + N$
 $N = A - Z$
 El número atómico (Z) identifica al elemento.

El átomo de un elemento se representa por la notación isotópica, que se escribe de la siguiente forma:



- a. El símbolo químico del elemento.
- b. El número másico (A) escrito a la izquierda del símbolo químico y como supraíndice (arriba). El número másico determina las propiedades físicas del elemento.
- c. El número atómico (Z) escrito a la izquierda del símbolo químico y como subíndice (abajo). El número atómico determina las propiedades químicas del elemento.

Ejemplos: El átomo de carbono posee 6 protones ($Z = 6$), también 6 electrones y 6 neutrones ($N = 6$), por lo tanto tiene 12 nucleones ($A = 12$) y se simboliza:



Nota: Se llama nucleón a la suma de protones+neutrones (suma de partículas nucleares)

El átomo de oxígeno posee 8 protones ($Z = 8$), también 8 electrones y 8 neutrones ($N = 8$), por lo tanto tiene 16 nucleones ($A = 16$) y se simboliza:



Otros ejemplos:

Átomo	Elemento	A	Z	Protones (Z)	Neutrones (A-Z)	Electrones
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	Cloro	35	17	17	18	17
${}^{80}_{35}\text{Br}$	Bromo	80	35	37	45	35
${}^4_2\text{He}$	Helio	4	2	2	2	2
${}^{14}_7\text{N}$	Nitrógeno	14	7	7	7	7
${}^{32}_{16}\text{S}$	Azufre	32	16	16	16	16

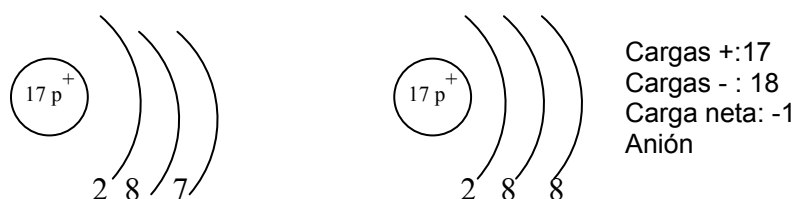
Nucleídos: Se denomina genéricamente nucleído a todo elemento caracterizado por su estructura nuclear, o sea por un símbolo químico, un A, un Z y un nivel energético.

Analizaremos a continuación qué ocurre con los átomos cuando cambia el número de alguna de sus partículas subatómicas.

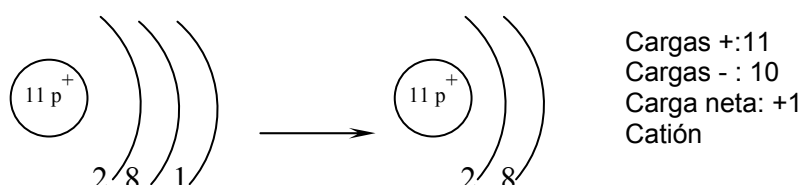
- Si cambia el número de protones:
Como el Z identifica a cada elemento, si cambia el número de protones (Z) estamos en presencia de otro elemento químico.

- Si cambia el número de electrones, el átomo se transforma en un ión. Pueden suceder 2 cosas:

a. Con el átomo de Cloro



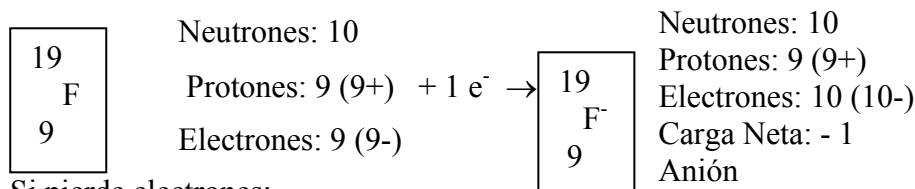
b. Con el átomo de Sodio



- Si gana electrones:

El átomo deja de ser neutro y adquiere carga negativa: se transforma en un anión.

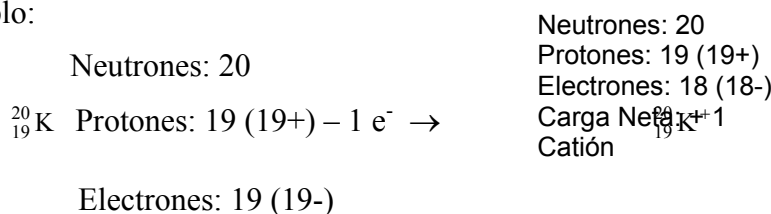
Ejemplo:



- Si pierde electrones:

El átomo deja de ser neutro y adquiere carga positiva: se transforma en un catión.

Ejemplo:



Se denominan iones isoelectrónicos a aquellos que poseen igual número de electrones.

Isótopos = Z, ≠ A y ≠ N

Ejemplo: El anión Cl⁻ y el catión Ca⁺²: ambos tienen 18 electrones.

- Si cambia el número de neutrones:

Cuando cambia el número de neutrones estamos en presencia de átomos del mismo

elemento ($=Z$) que poseen diferente número de neutrones ($\neq N$) y por lo tanto diferente número másico ($\neq A$). Estos nucleídos se denominan **isótopos**.

Ejemplo:

Átomo	Elemento	A	Z	Protones	Neutrones	Electrones
Cl	Cloro	35	17	17	18	17
Cl	Cloro	37	17	17	20	17

Los isótopos difieren entre sí en el número de neutrones, razón por la cual también difieren en sus masas atómicas (el ^{37}Cl es más pesado que el ^{35}Cl). Debido a que las propiedades químicas de un elemento dependen de su número atómico (Z), los isótopos poseen propiedades químicas semejantes. Los isótopos de un mismo elemento se presentan en la naturaleza en distintas proporciones. Sobre la base de estas proporciones y la masa atómica de cada isótopo se puede calcular la masa atómica de cada elemento. La masa atómica relativa de un elemento es el promedio de las masas atómicas relativas de los isótopos naturales que forman un elemento teniendo en cuenta su abundancia relativa.

$$\text{Masa Atómica} = \frac{\% \times A \text{ del Isótopo 1} + \% \times A \text{ del Isótopo 2} + \% \times A \text{ del Isótopo 3}}{100}$$

Algunos elementos existen en la naturaleza en una sola forma isotópica (sodio, flúor), pero la mayoría tienen más de un isótopo.

Por ejemplo:

Elemento	Z	Isótopos	A	Abundancia
Hidrógeno	1	^1H (Protio)	1	99,98%
		^2H (Deuterio)	2	0,016%
		^3H (Tritio)	3	Despreciable
Oxígeno	8	^{16}O	16	99,76%
		^{17}O	17	0,04%
		^{18}O	18	0,20%
Azufre	16	^{32}S	32	95,91%
		^{33}S	33	0,74%



		^{34}S	34	4,2%
		^{35}S	35	0,016%

$$A_s = \frac{5,91\% \times 32 + 0,74\% \times 33 + 4,2\% \times 34 + 0,016\% \times 35}{100}$$

$$A_s = 32,006$$

Se denominan **Isóbaros** a los átomos de diferentes elementos que poseen igual número másico y diferente número atómico.

$$\text{ISOBAROS } \neq Z, =A \neq N$$

Se denominan **Isótonos** a los átomos de diferentes elementos que tienen igual número de neutrones.

$$\text{ISOTONOS } \neq Z, \neq A =N$$

Ejemplos:

Isóbaros	Isótonos
$^{40}_{18}\text{Ar}$ $^{40}_{20}\text{Ca}$	$^{14}_6\text{C}$ $^{15}_7\text{N}$
	Ambos con 8 neutrones

Se denominan **Isómeros** a los átomos de un mismo elemento ($=Z$) que con igual número másico ($=A$), difieren en un nivel energético

$$\text{ISOMEROS } = Z, =A \neq E$$

Resumiendo:

Con distinto nº de Neutrones	$\left\{ \begin{array}{l} \neq A ; = Z \\ = A ; \neq Z \end{array} \right.$	\longrightarrow ISOTOPOS
		\longrightarrow ISOBAROS
Con igual nº de Neutrones	$\left\{ \begin{array}{l} \neq A ; \neq Z \\ = A ; = Z \end{array} \right.$	\longrightarrow ISOTONOS
		$\neq E \longrightarrow$ ISOMEROS $= E \longrightarrow$ Átomos idénticos

Modelo Atómico de Bohr

Las radiaciones electromagnéticas (ondas de radio, infrarrojas, luz visible, ultravioletas, rayos X,



etc.) se desplazan con un movimiento ondulatorio, pero no todas las propiedades de las mismas pueden explicarse de esta forma; esto llevó a Planck a proponer la teoría cuántica, según la cual las radiaciones electromagnéticas estaban formadas por cuantos (partículas de radiación), actualmente se los llama fotones, cuya energía se puede calcular con la siguiente ecuación:

$$E = h \cdot \nu$$

Como la frecuencia de la radiación (ν) se puede calcular : c/λ ; reemplazando:

$$E = h \cdot c/\lambda$$

Siendo:

E = energía del fotón

h = constante de Planck ($6,62 \times 10^{-34}$ J. seg)

ν = frecuencia de la radiación

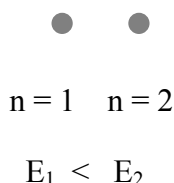
c = velocidad de la luz (300.000 km/seg.)

λ = longitud de onda

Bohr, sobre la base de estos conocimientos y experimentos realizados sobre espectros de absorción y emisión de radiaciones del átomo de Hidrógeno, propuso su teoría sobre la estructura de dicho átomo:

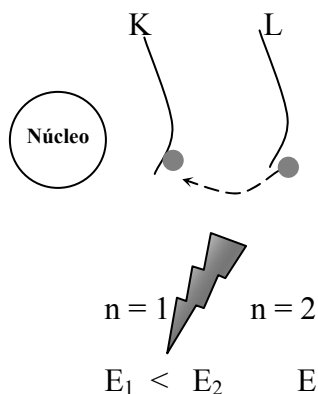
- El átomo de hidrógeno posee un protón y un electrón.
- El electrón del átomo de hidrógeno puede existir en órbitas esféricas (niveles de energía) concéntricos alrededor del núcleo y designados por una letra (K, L, M, N, etc.) o un número (1,2,3,4, etc.).
- El electrón posee una energía definida y característica de la órbita en que gira (al aumentar la distancia al núcleo, radio del nivel, la energía es mayor) y no puede tener una energía intermedia.
- Al estar el electrón en la posición más cercana al núcleo, se encuentra con energía mínima y máxima estabilidad, es lo que se denomina estado fundamental o básico.
- Si se aplica energía (calor), los átomos la absorben y los electrones pasan a niveles exteriores (de mayor estado energético) denominados estados excitados.





Excitado

- El electrón en estado excitado es inestable y tiende a volver al estado fundamental, este cambio de nivel energético se hace emitiendo un fotón cuya energía es la diferencia energética entre el estado en que estaba y el estado fundamental.



$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Cuanto de Energía

Los electrones pueden pasar de una órbita a otra emitiendo o absorbiendo energía (emitiendo o absorbiendo un Cuanto de Energía).

Modelo Atómico de Schrodinger

De Broglie estableció que los electrones, ante determinados experimentos, evidencian un comportamiento como si fueran partículas, y en otros casos se comportan como ondas de radiación electromagnética (naturaleza dual). Pudo calcular la longitud de onda asociada a un electrón utilizando una ecuación derivada de las de Planck y Einstein.

Heisemberg en 1926 enunció el Principio de Incertidumbre según el cual es imposible determinar la posición exacta de una partícula en movimiento tan pequeña y rápida como el electrón.

Sobre la base de estos conocimientos Schrodinger desarrolló una ecuación matemática que describe al electrón como onda. Esta ecuación denominada Ecuación de Onda de Schrodinger es la base de la mecánica ondulatoria. Al resolver dicha ecuación se obtienen una serie de funciones de onda, cada una de las cuales corresponde a un estado de energía (es decir, a una región del espacio) en el cual puede encontrarse el electrón. Este estado energético es lo que se denomina **orbital**.



Un orbital es la región del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima

Modelo Moderno de Átomo

Todo átomo posee electrones en su parte extranuclear, que giran en órbitas alrededor del núcleo, según distintos niveles de energía. Cada electrón de un átomo se identifica por una combinación de cuatro números denominados **números cuánticos**.

Los Números Cuánticos caracterizan y cuantifican los niveles de energía.

Número Cuántico	Símbolo	Significado
Principal	<i>n</i>	Determina el nivel de energía
Azimutal	<i>l</i>	Determina los subniveles de energía
Magnético	<i>m</i>	Determina el orbital de un subnivel y su posición en el espacio
Spin	<i>s</i>	Determina el sentido de rotación del electrón sobre su eje

a. Número cuántico principal (*n*):

Describe el nivel de energía u órbita en la que se encuentra el electrón.

En un átomo existen distintos niveles energéticos (órbitas) que corresponden a los distintos valores de *n*. Los valores de *n* pueden ser:

n. = 1 → corresponde a la 1° órbita (órbita K)

n. = 2 → corresponde a la 2° órbita (órbita L)

n. = 3 → corresponde a la 3° órbita (órbita M)

n. = 4 → corresponde a la 4° órbita (órbita N)

El número *n* determina la distancia radial media entre el electrón y el núcleo. Está relacionado con la energía del electrón y el volumen o tamaño del orbital.

Según Bohr para cada nivel de energía (*n*) se puede calcular el número máximo de electrones, utilizando la siguiente fórmula:



$$\text{Número máximo de electrones} = 2 \cdot n^2$$

Donde

n = nivel energético

$$n. = 1 \rightarrow 2 \cdot (1)^2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ electrones}$$

$$n. = 2 \rightarrow 2 \cdot (2)^2 = 2 \cdot 4 = 8 \text{ electrones}$$

$$n. = 3 \rightarrow 2 \cdot (3)^2 = 2 \cdot 9 = 18 \text{ electrones}$$

$$n. = 4 \rightarrow 2 \cdot (4)^2 = 2 \cdot 16 = 32 \text{ electrones}$$

Cuanto mayor es en número de n , mayor es la órbita del electrón y mayor su energía. Como hemos visto en cada nivel energético hay más de un electrón, por lo tanto para diferenciarlos es necesario definir otro número cuántico, el número cuántico azimutal.

b. Número cuántico azimutal, orbital o secundario (l).

Describe el momento angular del electrón y distingue los subniveles de energía dentro de un nivel energético.

Los valores l van desde 0 a $n-1$

$l = 0 \rightarrow$ subnivel **s** (sharp: nítido)

$l = 1 \rightarrow$ subnivel **p** (principal)

$l = 2 \rightarrow$ subnivel **d** (difuso)

$l = 3 \rightarrow$ subnivel **f** (fundamental)

Según la órbita le corresponden los siguientes subniveles:

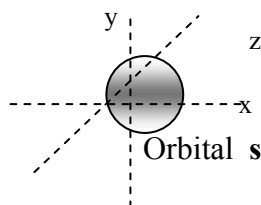
Orbita	Subnivel
$n = 1$	s
$n = 2$	s ~ p
$n = 3$	s ~ p ~ d
$n = 4$	s ~ p ~ d ~ f

Cada uno de estos subniveles de energía tiene una forma particular:

Orbital **s** o subnivel **s** ($l = 0$):

Tiene forma de esfera (alrededor del núcleo)

Puede aceptar 2 electrones.

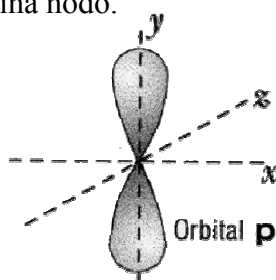


• Orbital **p** o subnivel **p** ($l = 1$)

Está formado por dos lóbulos que se disponen en lados opuestos del núcleo.

El sitio que separa los 2 lóbulos se denomina nodo.

Puede aceptar 6 electrones



• Orbital **d** o subnivel **d** ($l = 2$):

Tiene forma compleja y puede aceptar 10 electrones.

• Orbital **f** o subnivel **f** ($l = 3$):

Tiene aún la forma más compleja y puede aceptar 14 electrones.

c. Número cuántico magnético (m):

Determina el subsubnivel de energía, es decir la orientación espacial de cada orbital (subnivel energético) en un campo magnético. El m determina el número de orbitales de cada subnivel.

El valor de m se calcula según:

$$m = (2 \cdot l) + 1$$

Donde

m = número cuántico magnético

l = número cuántico azimutal

$$l = 0 \rightarrow m = (2 \cdot 0) + 1 = 1 \rightarrow 1 \text{ orbital} \rightarrow 1s$$

$$l = 1 \rightarrow m = (2 \cdot 1) + 1 = 3 \rightarrow 3 \text{ orbitales} \rightarrow 3p$$

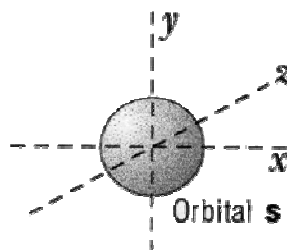
$$l = 2 \rightarrow m = (2 \cdot 2) + 1 = 5 \rightarrow 5 \text{ orbitales} \rightarrow 5d$$

$$l = 3 \rightarrow m = (2 \cdot 3) + 1 = 7 \rightarrow 7 \text{ orbitales} \rightarrow 7f$$

De acuerdo a esto

- El subnivel **s** (orbital **s**):

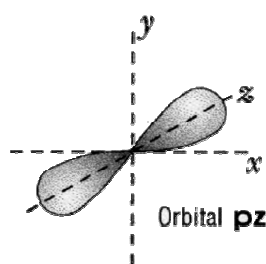
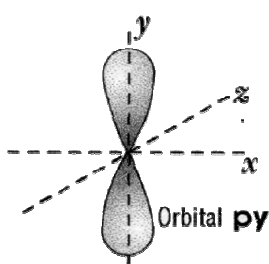
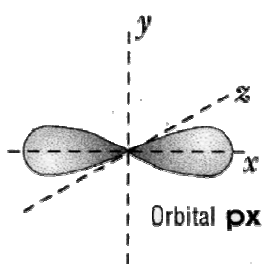
Tiene un único subsubnivel ($m = 0$) y lleva 2 electrones.



- El subnivel **p** (orbital **p**):

Tiene 3 subsubniveles ($m = -1, 0, +1$) con 6 electrones en total.

Los subsubniveles están orientados en cada uno de los 3 ejes del espacio (en forma perpendicular entre sí).



- El subnivel **d** (orbital **d**):

Tiene 5 subsubniveles ($m = -2, -1, 0, +1, +2$) con 10 electrones en total.

Cada subsubnivel tiene una forma compleja y una orientación espacial definida.

El subnivel **f** (orbital **f**):

Tiene 7 subsubniveles ($m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$) con 14 electrones en total.

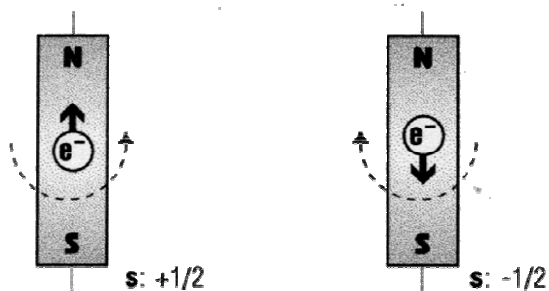
Cada orbital de un subnivel (a excepción del **s**) es equivalente energéticamente al otro en ausencia de campo magnético, por lo tanto no hay diferencia entre los electrones que los ocupan.

d. Número cuántico de Spin (**s**).

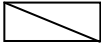
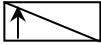
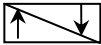
Define el sentido de rotación sobre su propio eje. Adquiere dos valores: $-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$.

Cada orbital puede tener como máximo 2 electrones, los cuales pueden tener igual **n**, igual **l**, igual **m** pero necesariamente deben tener distinto **s**.

Eje sobre el que gira el electrón.



Representación esquemática de los orbitales – Casillas cuánticas -:

- Orbital vacío  No contiene electrones
- Orbital incompleto (desapareado)  Tiene un electrón
- Orbital completo (apareado)  Tiene dos electrones

Reglas de Construcción Atómica. Llenado de Orbitales

1. Primera regla de la construcción atómica.

Si bien hemos hablado de los orbitales de cada nivel cuántico, este no es el orden en el cual se llenan.

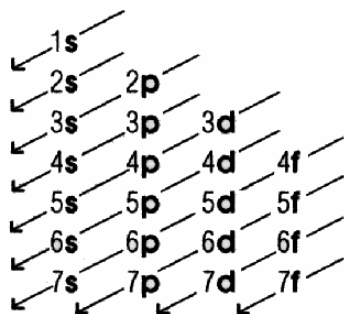
Experimentalmente Bohr verificó que:

- Para igual n la energía del orbital $s < p < d < f$.
- Para distinto n la diferencia de energía entre dos orbitales ($2s$ y $3s$) es mucho mayor que la diferencia de energía entre subniveles ($2s$ y $2p$).
- Además la diferencia de energía en los primeros niveles es mucho más importante que en los niveles superiores.

Como consecuencia de esto el orden real de los orbitales es el siguiente:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 6f...$

Una manera práctica de recordar el orden de los orbitales es utilizar la regla de las diagonales:



Los niveles de energía son tanto más próximos entre sí cuanto más grande es el valor de n .

2. Segunda regla de construcción atómica o principio de exclusión de Pauli.

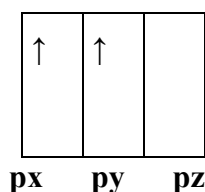
Dice que dos electrones no pueden tener exactamente el mismo conjunto de números cuánticos y si coinciden en los tres primeros (n, l, m) deben diferir en el último (s).

Dicho de otra forma dos electrones que están en un mismo orbital deben tener espines opuestos.

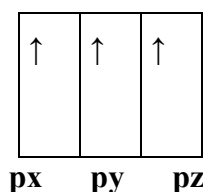
3. Tercera regla de construcción atómica o regla de Hund.

Se refiere a que un electrón no puede completar un orbital subnivel hasta que todos los otros orbitales (subsubniveles) tengan un electrón cada uno.

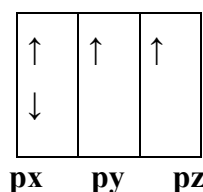
Si hay 2 electrones



Si hay 3 electrones



Si hay 4 electrones



Concepto de Electrón Diferenciador

Se considera que la diferencia entre un elemento químico y otro, a nivel nuclear, es la presencia de un protón más; a nivel extra nuclear, la diferencia está en el último electrón que se le agrega. De acuerdo a ello, según el tipo de subnivel donde se coloca ese electrón (**s**, **p**, **d** ó **f**), será el comportamiento químico de ese elemento.

CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

Desde la antigüedad se buscaba un sistema que permitiera clasificar a los elementos químicos conocidos en grupos relacionados sistemáticamente, aprovechando sus propiedades comunes. Hubo varios intentos de clasificación. Sin embargo, en la medida que se conocían nuevos elementos, se planteaba la dificultad de ubicarlos en estos modelos. Por este motivo se trató de elaborar nuevas propuestas y se llegó a la Clasificación Periódica Moderna o Tabla de Mendelejeff – Moseley.

Precursores de la clasificación actual:

- Triadas de Dobereimer (1829): Ordenó a los elementos en grupos de tres en relación a sus pesos atómicos.
- Octavas de Newlands (1866): Clasificó a los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos y observó que el octavo elemento respecto de uno dado, repite las propiedades del primero.



- Tabla de Mendelejeff (1869): Clasificó los elementos de acuerdo a sus pesos atómicos crecientes, relacionándolos además con sus propiedades físicas y químicas. Posteriormente esta clasificación fue modificada dando origen a una Tabla Periódica de ocho columnas.

De esta última surge la actual **Clasificación Periódica Moderna** o **Tabla de Mendelejeff – Moseley** (1913).

Clasificación Periódica Moderna

Tabla de Mendelejeff – Moseley

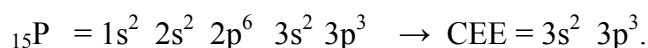
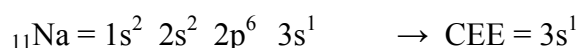
La Ley Periódica de Mendelejeff – Moseley enuncia que:

Las propiedades físicas y químicas de los elementos son una función periódica de sus números atómicos –Z– (y no de sus pesos atómicos como se pensaba anteriormente).

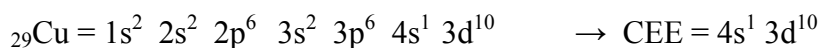
Actualmente los elementos se agrupan por el orden creciente de sus números atómicos.

En la Tabla Periódica los elementos se distribuyen en Grupos y Períodos de acuerdo a su configuración electrónica externa (CEE), es decir la ubicación de aquellos electrones que participan en las reacciones químicas:

Ejemplo:



Para elementos que tienen subniveles d o f completos (nd^{10} ó nf^{14}) y hay uno o más electrones en un subnivel con mayor energía, los mismos no forman parte de la CEE.



Característica de la Tabla Moderna

Períodos y Grupos:

Los elementos se ordenan en siete filas horizontales o Períodos y dieciocho columnas o Grupos.

Períodos:

Se enumeran del 1 al 7. Cada uno comienza con un metal alcalino y termina con un gas



noble. El número de período indica la cantidad de órbitas en que se hallan distribuidos los electrones.

Período 1..... 2 elementos (H y He)

Período 2 y 3..... 8 elementos cada uno.

Se denominan períodos cortos.

Período 4 y 5..... 18 elementos cada uno.

Se denominan períodos medios.

Período 6..... 32 elementos.

Se denomina período largo.

En este período, en el lugar 57 (Lantano) hay un conjunto de 15 elementos con propiedades iguales, llamados Lantánidos, Tierras Raras Lantánidas o Serie de Lantano.

Período 7.....En el lugar 89 (Actinio) hay 15 elementos con propiedades iguales llamados Actínidos, Tierras Raras Actínidas o Serie del Actinio.

Grupos:

Se enumeran del **1** al **8** y se subdividen en **2** subgrupos: **A** y **B**. El número del grupo indica la cantidad de electrones de la última órbita de ese elemento. De acuerdo a esto, todos los elementos de un mismo grupo poseen igual cantidad de electrones en la última órbita (órbita de valencia).

Clasificación Periódica y Configuración Electrónica

Según el modelo atómico de Bohr:

1. El número de órbitas o niveles de energía de un átomo es igual al número de período en el que se ubica ese elemento en la tabla.

Ejemplos:

Na $\rightarrow Z = 11 \rightarrow$ Período 3 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (Tiene 3 órbitas)

O $\rightarrow Z = 8 \rightarrow$ Período 2 $1s^2 2s^2 2p^4$ (Tiene 2 órbitas)

2. El átomo posee tantos electrones en la órbita externa (órbita de valencia) como sea el número de grupo en el cual ese elemento se encuentra.



Ejemplos:

Li $\rightarrow Z = 3 \rightarrow$ Grupo 1 $1s^2 2s^1$ Grupo: I; Período: 2

Mg $\rightarrow Z = 12 \rightarrow$ Grupo 2 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Grupo: II; Período: 3

3. Al aumentar en uno el número atómico de un átomo, se tiene el elemento que le sigue en la Tabla. También se le agrega un electrón. Este electrón se ubica en la órbita más externa o en una órbita nueva según el siguiente elemento se halle en el mismo período o en un período posterior.
4. Al final de cada período se llega a un gas noble que posee 8 electrones en su última órbita (órbita completa y octeto completo).

Según el modelo atómico de Schrodinger:

- El mayor número cuántico principal de la CEE indica el período.
- La suma de la cantidad de electrones de ese nivel indica el grupo.

Ejemplo:

Na $\rightarrow Z = 11 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Grupo: I; Período: 3

Teoría del Octeto

Dado que los gases nobles, raros o inertes no presentan compuestos y prácticamente no reaccionan químicamente se consideró que su configuración electrónica externa de 8 electrones sería muy estable (excepto el He, que posee 2 electrones).

Según Lewis:

Los átomos al reaccionar entre sí tienden a completar la estructura del gas noble más próximo en la tabla periódica para adquirir una estructura electrónica de mayor estabilidad.

Ejemplo:

El Sodio ($_{11}\text{Na}$) $Z = 11 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Grupo: I; Período: 3

Tiende a asemejarse al gas noble más próximo en la Tabla Periódica, es decir:

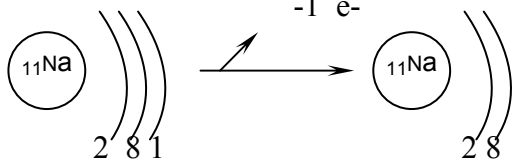
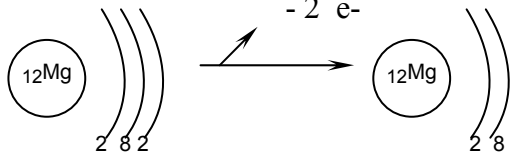
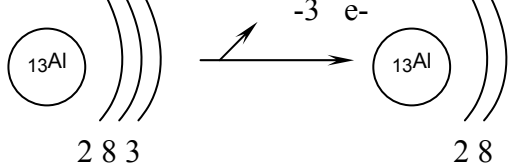
Al Neón ($_{10}\text{Ne}$) $Z = 10 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

El Sodio pierde un electrón y adquiere estructura semejante a la del Neón. De esta forma el sodio se transforma en un ión positivo, catión o Na^{+1} .

Carácter Metálico y No Metálico de los Elementos

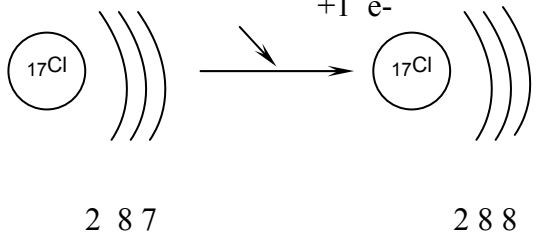
Según la Teoría del octeto de Lewis:

1. A los elementos de los Grupos **IA**, **IIA** y **IIIA** les resulta más fácil perder 1, 2 y 3 electrones respectivamente para asemejarse al gas noble anterior (el más cercano en la tabla), que ganar 7, 6 ó 5 electrones para asemejarse al gas noble posterior. Por lo tanto todos estos elementos tienen tendencia a ceder electrones y quedar cargados positivamente. Esto se llama Carácter Electropositivo o Carácter Metálico.

	<p>Ión Na^{+1} (carga +1) Electropositivo Cation</p>	<p>Elemento Del Grupo I</p>
	<p>Ión Mg^{+2} (carga +2) Electropositivo Cation</p>	<p>Elemento Del Grupo II</p>
	<p>Ión Al^{+3} (carga +3) Electropositivo Cation</p>	<p>Elemento Del Grupo III</p>

2. A los elementos de los grupos **VA**, **VIA** y **VIIA** les resulta más fácil ganar 3, 2 y 1 electrón para asemejarse al gas noble posterior (el más cercano a la tabla), que perder, 5, 6 y 7 electrones para asemejarse al gas noble anterior. Estos elementos tienen tendencia a ganar electrones y quedar cargados negativamente. Esto se llama Carácter Electronegativo o Carácter No Metálico.

Ejemplo:

	<p>Ión Cl^{-1} (carga -1) Electronegativo Anión</p>	<p>Elemento Del Grupo VII</p>
---	---	-----------------------------------

3. Los elementos del grupo **IVA** (por ejemplo el C y el Si), tienen 4 electrones en la última



órbita y les resulta indiferente ganar o perder electrones ya que perdiendo 4 electrones adquieren la estructura del gas noble anterior y ganando 4 electrones adquiere la estructura del gas noble posterior.

Por lo tanto:

El carácter electropositivo o metálico disminuye del grupo I al grupo IV y de allí aumenta el carácter electronegativo o no metálico hasta el grupo VII.

Subdivisión General de los Elementos

Comprenden:

1. *Elementos representativos*
2. *Elementos relacionados o de transición*
3. *Elementos de transición interna, Lantánidos y Actínidos*

Elementos Representativos o Principales

Son aquellos elementos cuyo nivel energético externo está incompleto.

El último electrón está en un subnivel **s** ó **p**. Pertenecen al grupo A.

- Los elementos del grupo IA son los metales alcalinos.
- Los elementos del grupo IIA son los metales alcalinos térreos.
- Los elementos de los grupos IIIA, IVA y VA son los elementos de los grupos del Boro (B), del Carbono (C) y del Nitrógeno (N).
- Los elementos del grupo VIA son los calcógenos.
- Los elementos del grupo VIIA son los halógenos.
- Los elementos del grupo VIIIA son los gases nobles.

Nota: El Hidrógeno se ubica en el grupo IA por su configuración electrónica pero tiene propiedades diferentes a los demás elementos de ese grupo.

Elementos de Transición o Relacionados

Poseen alguna de sus dos órbitas externas incompletas.

El último electrón de sus átomos se encuentra en un orbital **d** y pertenecen al grupo B; son los elementos que se ubican en el centro de la tabla.

Elementos de Transición Interna (Lantánidos y Actínidos).

Sus tres órbitas externas están incompletas.

El último electrón de sus átomos se encuentra en un orbital f.

Se subdividen en dos series:

- *Lantánidos*: Ubicados en el 6° período, Grupo IIIB, comprende los elementos que van desde el N° 57 (Lantano) hasta el 71.
- *Actínidos*: Ubicados en el 7° período, Grupo IIIB, comprende los elementos que van desde el N° 89 (Actinio) hasta el 103.

Elementos Transactínidos

Son 18 elementos cuyos números atómicos van del 104 al 121 que se prevé que existen; hasta el momento sólo se han descubierto los 2 primeros (104 y 105).

Elementos Supractínidos

Son elementos cuya existencia se postula e irían del N° 122 al 153, todos serían de origen sintético.

A		B										A					
I												VI II					
H																He	
1	II											III	IV	V	VI	VI I	2
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	4											5	6	7	8	9	10
Na	Mg	III	IV	V	VI	VI I	VI II	VI II	VI II	I	II	Al	Si	P	S	Cl	Ar
11	12											13	14	15	16	17	18
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	M n 25	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
55	56	*	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86



Fr	Ra	Ac	Un	Un	Un	Un
87	88	**	q	p	h	s
			10	10	10	10
			4	5	6	7

	La														Lu
*	57														71
	Ac														Lw
**	89														103

Nota: Los elementos del 104 en adelante, utilizan una nomenclatura relacionada con el Z y pueden aceptar símbolo de tres letras. Ejemplo: Unq (Z = 104) Unmil quadium → Kurchatovio.

Poblado o Llenado de Orbitales

- Los elementos de los grupos IA y IIA tienen el electrón diferenciador (último electrón) en orbitales **s**. Por ejemplo:
Litio (Z: 3)
Magnesio: (Z:12)
- En los elementos de los grupos IIIA y VIIIA se ocupan los orbitales **p**.
Es decir: los elementos representativos (Grupos A) pueblan orbitales s y p.
- En los elementos de transición (IIIB a IIB) se pueblan los orbitales **d**.
- En los elementos de transición interna se pueblan los orbitales **f**.

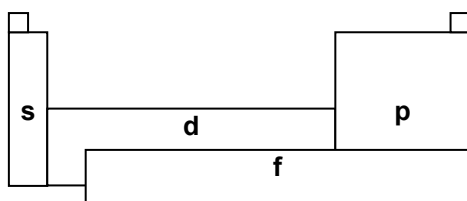


Tabla Periódica y Valencia: La tabla sólo da las valencias principales.

a. Elementos representativos

- Grupos IA a IVA

La valencia de los elementos coincide con el Grupo.



Elemento	Grupo	Valencia
Na	IA	1
Ca	IIA	2
B	IIIA	3
C	IVA	4

• Grupos VA a VIIA

Son elementos con más de una valencia donde:

- La mayor valencia coincide con el Grupo.
- La menor valencia se obtiene restando a 8, el número del Grupo.
- Las valencias intermedias se obtienen restando 2 unidades de la mayor y así sucesivamente.

Elemento	Grupo	Valencias		
		Mayor	Intermedia	Menor
N	VA	5	-	3
S	VIA	6	4	2
Cl	VIIA	7	5 - 3	1

Existen excepciones:

Elemento	Grupo	Valencia
Talio (Tl)	IIIA	3 - 1
Estaño (Sn)	IVA	4 - 2
Plomo (Pb)	IVA	4 - 2
Oxígeno (O)	VIA	2
Polonio (Po)	VIA	4 - 2
Flúor (F)	VIIA	1

b. Elementos de Transición

Grupo	Elemento	Valencias
IB	Cu	1 - 2
	Ag	1
	Au	1 - 3



IIB	Zn	2
	Cd	2
	Hg	1 – 2
VIIB	Fe – Co – Ni	2 – 3
	Pd – Pt	2 – 4

Propiedades Periódicas

a. Carácter Metálico

Mide la tendencia de los elementos de ganar o perder electrones.

Aumenta en el grupo de arriba hacia abajo y disminuye en el período de izquierda a derecha.

El Francio (Grupo I, Período 7) es el elemento con mayor carácter metálico.

b. Electronegatividad

El Francio es el elemento con mayor carácter metálico y por lo tanto el menos electronegativo (o el más electropositivo).

De aquí en adelante, la electronegatividad:

- Aumenta en el grupo de abajo hacia arriba.
- Aumenta en el período de izquierda a derecha.

c. Radio Atómico

Radio atómico es la distancia entre el centro del núcleo de un átomo y la órbita más externa del mismo. Es un valor que se determina experimentalmente como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos que forman una unión.

En la Tabla periódica se observa que:

El radio atómico disminuye de izquierda a derecha (de metales a no metales) dentro del período. Dicho de otra forma dentro de un período disminuye al aumentar el Z. La explicación lógica es que dentro del mismo período tenemos igual número de órbitas y al aumentar el Z aumenta la carga nuclear y es mayor la atracción electrónica. El radio atómico será menor.

El radio atómico aumenta de arriba hacia abajo dentro del Grupo. Es decir que, dentro del grupo aumenta al aumentar el Z y el radio atómico de un catión es siempre menor que el del átomo neutro.

d. Potencial de Ionización o Energía de Ionización

Potencial de ionización es la cantidad de energía que hay que darle a un átomo (al estado gaseoso) para arrancarle 1 electrón. En la Tabla periódica se observa que:

El potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha dentro del período y por lo tanto, aumenta dentro del período al aumentar el Z y disminuye de arriba hacia abajo dentro del grupo y por lo tanto, disminuye al aumentar el Z.

e. Radio Iónico

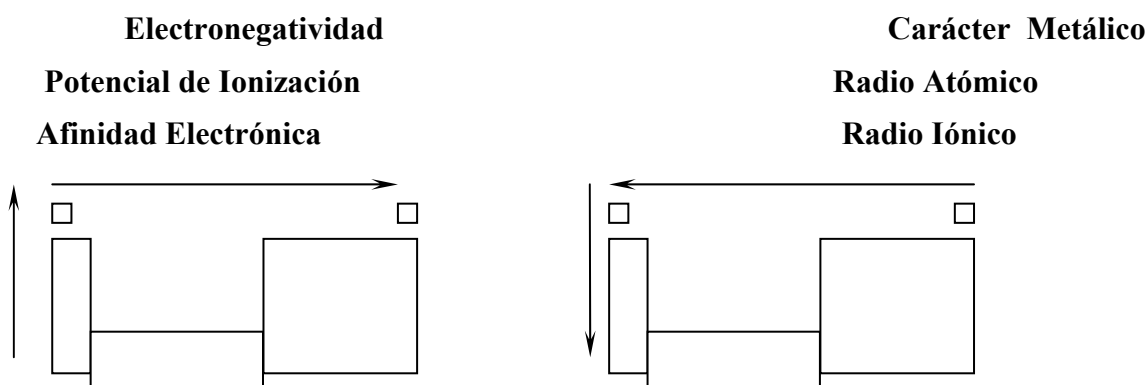
Es la distancia que existe entre el núcleo de un ión y la órbita más externa del mismo. En general los cationes tienen menor radio que el gas noble correspondiente para su estructura y a la inversa ocurre con los aniones.

f. Afinidad Electrónica

Es una medida de la capacidad que tiene un átomo en estado gaseoso de incorporar un electrón. Varía en forma análoga al potencial de ionización.

Resumen de las Propiedades Periódicas

Nota: La dirección de las flechas indica el aumento de las propiedades en el grupo y período.



Analogías

Analogías Horizontales:

En la parte central de la tabla existe un grupo de elementos que poseen igual cantidad de electrones periféricos y por lo tanto, propiedades muy semejantes.

En los grupos VIII B, períodos 4,5,y 6 hay tres analogías horizontales:

- Fe – Co – Ni (Hierro, Cobalto y Níquel).
- Ru – Rh – Pd (Rutenio, Rodio y Paladio).
- Os – Ir – Pt (Osmio, Iridio y Platino).

Enlace Químico

Importancia del Enlace en la Química

El enlace químico es el concepto básico que permite describir la estructura de la materia en sus diferentes estados de agregación: sólido, líquido, gaseoso.

Sin él no podría explicarse por qué se forman las moléculas, así como tampoco cuáles son sus propiedades ni qué factores determinan su geometría o estructura, además de la particular manera en que ellas reaccionan para formar nuevas especies.

Sólo muy pocos elementos químicos en el estado puro bajo CNTP en forma no enlazada o atómica son los llamados gases nobles o inertes: He , En , Kr , Ar , Rn (este último es radioactivo).

En realidad la mayoría de las especies químicas son moléculas o entidades formadas por dos o más átomos enlazados entre sí. Muchos elementos no metálicos como el N₂ , O₂ , Cl₂ , Br₂ , I₂ e H₂ se encuentran en forma de moléculas diatómicas.

Estas moléculas se asocian en algunos de los tres estados físicos posibles: sólido, líquido o gaseoso.

Las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en sus formas combinadas, se las llama Enlaces Químicos. Las Teorías y el lenguaje que se emplean para describir los enlaces químicos han evolucionado desde conceptos muy sencillos hasta otros más complicados que tienen como base a la Mecánica Ondulatoria.

Energía de enlace: es la misma energía posible que mantiene a los átomos unidos para lograr su estabilidad

Longitud de enlace: Es la distancia intermolecular entre átomos

Angulo de enlace: Es el ángulo que forma los diferentes átomos con respecto al átomo central (el átomo más electronegativo será el átomo central)

Orbital atómico: Región en el espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima

Simbolos de Lewis

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace, sólo se ponen en contacto partes exteriores; por consiguiente, generalmente sólo son importantes sus configuraciones electrónicas exteriores. Para identificar los electrones del nivel exterior (al que también se denomina **nivel de valencia**), se empleará un tipo especial de notación, los **símbolos de Lewis**, que se llaman así en honor del químico norteamericano G. N. Lewis (1875 – 1946). Para formar el símbolo de Lewis de un elemento, se escribe su símbolo atómico rodeado por cierto número de puntos (rayas o círculos, etc.), cada uno de los cuales representa un electrón en el nivel de valencia del átomo.

Por ejemplo, al elemento hidrógeno que tiene un electrón en su nivel de valencia, se le asigna el símbolo de Lewis, H. Todos los átomos que tienen un electrón en su nivel exterior, tendrán un símbolo de Lewis parecido. En esto se incluye por ejemplo, cualquier elemento del grupo IA de la tabla periódica, de manera que cada uno de los elementos Li, Na, K, Rb, Cs y Fr tiene un símbolo de Lewis que podría generalizar como X• (donde X = Li, Na, etc.). En la Tabla Y se encuentran los símbolos de Lewis generalizados para los elementos representativos.

Tabla I Símbolos de Lewis para los elementos del grupo – A

Grupo	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
Símbolo	X•	•X•	•X•	•X•	•X•	•X•	•X•

Se verá que los símbolos de Lewis son útiles para explicar los enlaces entre los átomos. Las fórmulas que se representan con esos símbolos se llaman *estructuras de Lewis* o *fórmulas electrónicas de puntos*.

Los enlaces químicos se dividen en clases:

- Interatómicos o intramoleular: si son entre átomos
- Intermoleculares: si son entre moléculas

Primero estudiaremos a los Interatómicos.

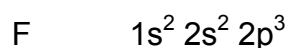
Estos enlaces químicos se pueden dividir en dos categorías generales: **enlaces iónicos** (o **electrovalentes**) y **enlaces covalentes**.

ENLACE IONICO

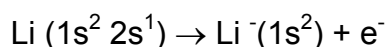
Un enlace iónico se forma, cuando uno o más electrones se transfieren desde el nivel de valencia de un átomo al nivel de valencia de otro. El átomo que pierde electrones se convierte en un ión positivo (**catión**), en tanto que el átomo que adquiere electrones queda cargado negativamente (**anión**). El enlace iónico resulta de la atracción entre los iones de carga contraria. Un ejemplo de la formación de una sustancia iónica es la reacción entre átomos de litio y fluor. Las estructuras electrónicas de éstos son:



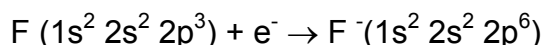
y



Cuando reaccionan, el átomo de litio pierde un electrón de su subnivel 2s para convertirse en Li^+ y por lo tanto adquiere una configuración electrónica igual a la del gas noble He.



El electrón que perdió el Li lo recibe el átomo de fluor, el cual adquiere una configuración electrónica idéntica a la del gas noble Ne.



Ya formamos, los iones Li^+ y F^- se atraen uno al otro a causa de sus cargas contrarias; esta atracción entre los iones es lo que constituye el enlace iónico. Los iones Li^+ y F^- que se obtienen, se atraen el uno al otro y se entrelazan entre sí para formar un sólido iónico, LiF. Es importante recordar que un sólido iónico como este no contiene moléculas individuales, sino iones compactos, de manera que las fuerzas de atracción entre los iones de carga contraria llegan a un máximo, mientras que las fuerzas de repulsión entre los iones de misma carga alcanzan un valor mínimo. Por ejemplo, en el LiF cada catión (Li^+) está rodeado e igualmente atraído por seis aniones (F^-), como se muestra en la Figura I.

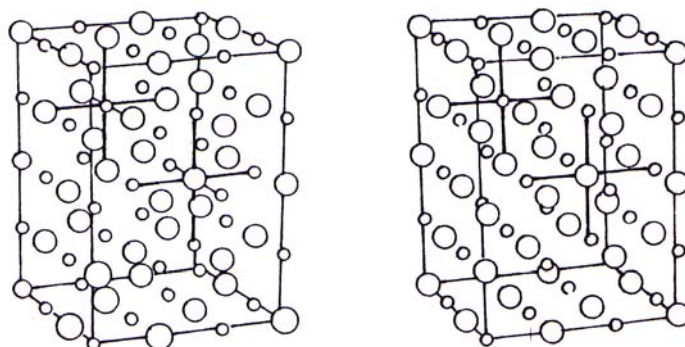


Figura 1

Estructura del LiF. Círculos pequeños = Li^+ ; círculos grandes = F

En forma semejante, cada anión es atraído igualmente por los seis cationes que lo rodean.

Los símbolos de Lewis que se presentan en la última sección, se pueden emplear para esclarecer con ejemplos la transferencia de electrones que se produce durante la formación de un compuesto iónico.

Por ejemplo, la reacción del Li y el F se puede representar como:



Los corchetes que encierran el flúor indican que los ocho electrones son propiedad exclusiva del ion fluoruro, F^- .

Cuando reaccionan Li y F, se pierden o se ganan electrones hasta alcanzar una configuración electrónica de gas noble. Excepto para el He, esto corresponde a $ns^2 np^6$ (un total de ocho electrones en el nivel exterior).

Por lo expuesto, se recordará que la estructura electrónica de los gases nobles tiene gran estabilidad. La tendencia de los átomos para alcanzar este acomodamiento electrónico constituye la base de la llamada **regla del octeto**, la cual establece sencillamente que *los átomos tienden a ganar o perder hasta que hay ocho electrones en su nivel de valencia*.

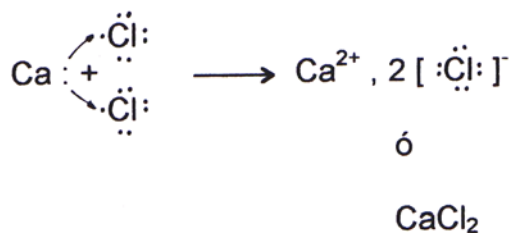
La regla del octeto se aplica en particular a los elementos representativos, aunque hay algunas excepciones. Sin embargo, esta regla no es válida para los elementos de transición. En general, cuando se forma un ión positivo a partir de un átomo, primero se pierden electrones del nivel que tiene el mayor valor de n . Así pues, los elementos de transición pierden sus electrones externos s , antes de que se elimine cualquiera de los electrones de las capas internas. Por ejemplo, el ión Zn^{2+} , se forma cuando un átomo de zinc pierde sus electrones externos $4s$. Por lo tanto, la configuración electrónica del nivel exterior del ión Zn^{2+} es $3s^2 3p^6 3d^{10}$. La configuración $ns^2 np^6 nd^{10}$ en un nivel externo se conoce frecuentemente como **configuración de gas seudonoble**. Otra distribución de electrones en el nivel externo que es relativamente estable es la $ns^2 np^6 nd^5$, que se encuentra en iones como el Fe^{3+} y Mn^{2+} .

Existen algunos iones en que no se presentan ninguna de estas estructuras electrónicas. En vista de que es muy difícil formar un ión de carga muy alta (iones con carga mayor de +3 son raros), la pérdida de electrones termina algunas veces antes de haberse

alcanzado la configuración electrónica de un gas noble. Algunos ejemplos son Ti^{2+} ($[Ar] 3d^2$), V^{2+} ($[Ar] 3d^3$), y Cr^{2+} ($[Ar] 3d^4$). Los iones de este tipo son comunes entre los elementos de transición.

La relación en la que reaccionan dos elementos para formar una sustancia iónica, usualmente está determinada por los números de electrones que deben perder o ganar los átomos reactivos respectivos hasta lograr una configuración electrónica estable. Por ejemplo, en la reacción entre el calcio (grupo II A) y el cloro (grupo VII A), cada átomo de calcio debe perder dos electrones para alcanzar la estructura de un gas noble, mientras que cada átomo de cloro necesita adquirir sólo un electrón para obtener un octeto.

Como puede verse:



resulta que dos átomos de cloro deben reaccionar con cada átomo de calcio para producir un ión Ca^{2+} y dos iones Cl^- . La fórmula del compuesto neutro es $CaCl_2$. Un razonamiento similar nos lleva a esperar que un compuesto de Li y O tenga la fórmula Li_2O .

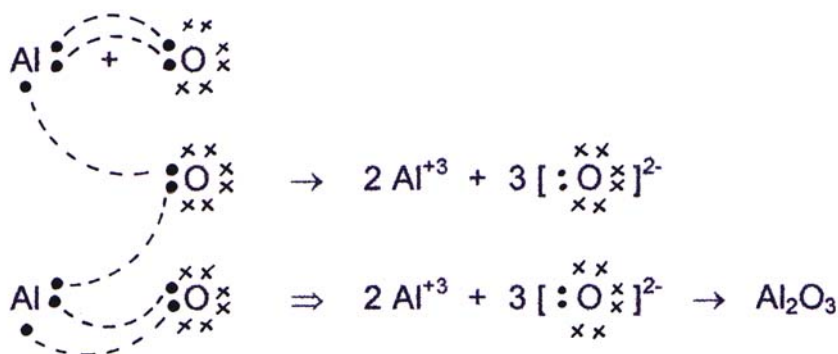


Con el Al y el O se produce una situación un poco más complicada.

El aluminio, en el grupo III A, pierde tres electrones para alcanzar la estructura de un gas noble y produce el ión Al^{3+} . Por otra parte, el oxígeno forma el ión O^{2-} .

Para producir un compuesto neto, dos iones Al^{3+} deben combinarse con tres iones O^{2-} , por consiguiente el óxido de aluminio tiene la fórmula Al_2O_3 .

Veamos este ejemplo:



IONES POLIATOMICOS

Hay muchas sustancias que contienen iones compuestos por más de un átomo (o sea, **iones poliatómicos**). Las fórmulas de estos compuestos están determinadas por los números relativos de cationes y aniones que tienen que estar presentes para lograr obtener un sólido neutro.



Ejemplo:

Cationes

NH ₄ ⁺	Amonio
H ₃ O ⁺	Hidronio

Aniones

CO ₃ ²⁻	Carbonato
HCO ₃ ⁻	Hidrógeno carbonato o Carbonato ácido o Bicarbonato
CrO ₄ ²⁻	Cromato
Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dicromato
MnO ₄ ⁻	Permanganato
ClO ₄ ⁻	Perclorato
ClO ₃ ⁻	Clorato
ClO ₂ ⁻	Clorito
ClO ⁻ (Ocl)	Hipoclorito
PO ₄ ³⁻	Ortofosfato (fosfato)

Veamos un ejemplo de cómo se obtienen las fórmulas de los compuestos iónicos que poseen este tipo de ión:

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula para la sustancia iónica que contiene iones Na⁺ y CO₃²⁻ ?

Para que el compuesto sea neutro, el número de cargas positivas debe ser igual al número de cargas negativas. Esto requiere dos iones Na⁺ por cada ión CO₃²⁻. Por lo tanto, el compuesto (que se llama carbonato de sodio) tiene la fórmula Na₂ CO₃.

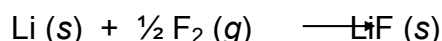
FACTORES QUE INTERVIENEN EN LA FORMACIÓN DE COMPUESTOS IÓNICOS

La fuerza motriz en la formación de un enlace iónico es una disminución de la energía de las partículas que se unen para formar el compuesto. En general, la disminución de la energía en el sistema se asocia con un aumento en su estabilidad. Por ejemplo, una regla que se encuentra sostenida sobre un extremo caerá sobre uno de sus lados. En este proceso, disminuye la energía potencial, y se logra una posición más estable. Como esta regla, cualquier sistema buscará la configuración más estable en forma espontánea, o sea, sin intervención externa. Esto también se aplica a las reacciones químicas.

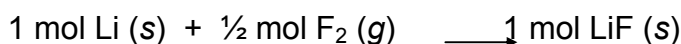
La reacción real entre el litio y el flúor no es tan sencilla como la que se representó antes. El litio no existe como átomos simples, sino como un sólido; el flúor se encuentra como un gas compuesto por moléculas F₂.

No obstante, una de las características más importantes de la reacción es la transferencia de electrones del litio al flúor. Se observarán brevemente los cambios de energía en esta reacción para ver qué es lo que se lleva a cabo.

La reacción real corresponde a



Se utiliza aquí un coeficiente de ½ porque se considera que la reacción se lleva a cabo con cantidades que pueden manejarse en un laboratorio. O sea,





Para analizar esta reacción se puede descomponer en varias etapas sencillas cuyo resultado neto corresponda a la reacción total.

Por ejemplo, se puede examinar las siguientes etapas:

1. Vaporización de un mol de Li (s) para producir átomos de litio en un vapor donde se encuentren tan separados, que efectivamente formen átomos aislados. Se ha determinado que la energía que se requiere para este proceso es de 37.1 Kcal. (En este ejemplo se utilizarán kilocalorías en lugar de kilojoules. En la mayoría de los datos tabulados en las obras científicas las energías se encuentran en Kilocalorías)
2. Descomposición de $\frac{1}{2}$ mol de F_2 (g) para formar un mol de átomos de flúor. La energía que requiere este proceso es de 18.9 Kcal.
3. Eliminación de los electrones externos de los átomos de Li. Esta es la primera energía de ionización del Li y tiene un valor de 124.3 Kcal. Esto produce 1 mol de Li^+ (g). Esta etapa también es endotérmica.
4. Adición de un electrón a cada átomo de F. Esto corresponde a la afinidad electrónica del F y es igual a 70.5 Kcal. Esta etapa exotérmica produce un mol de F^- (g).
5. Unir el mol de Li^+ y de F^- para formar un mol de LiF (s). En esta etapa también se desprende energía y ésta se conoce como **energía reticular**. Es igual a 242.8 Kcal.

La Figura II ilustra en forma esquemática estas etapas. Esto se conoce como **ciclo de Born-Haber**. Así como la reacción total es el resultado de las etapas 1 al 5, el cambio total de energía es el resultado neto de los cambios de energía que se producen en las etapas 1 a 5. Las etapas 1, 2 y 3 son endotérmicas; debe suministrarse energía al sistema de vaporizar el Li (s), descomponer el F_2 (g), el total de energía adicionada es 180.3 Kcal. Las últimas dos etapas (4 y 5) son exotérmicas; la energía se desprende del sistema cuando se adicionan electrones al F (g) y cuando se unen el Li^+ y F^- para formar el LiF (s). La energía total que se desprende es 322.3 Kcal.

El cambio neto de energía es la diferencia entre la energía que se suministra al sistema y la que se desprende. Aquí se ve que se desprenden 142.0 Kcal más de la que se adicionan. Así pues, la reacción neta es exotérmica. Como es exotérmica, la energía del sistema está disminuyendo y por lo tanto el LiF (s) es más estable que el Li (s) + F_2 (g). Por lo tanto, la formación de un sólido iónico, con desprendimiento de una gran cantidad de energía, conduce a la estabilidad de un compuesto iónico.

También se puede explicar por qué la transferencia de electrones cesa una vez que se ha formado en Li^+ y el F^- . La regla del octeto, a que se hizo referencia se cumple.

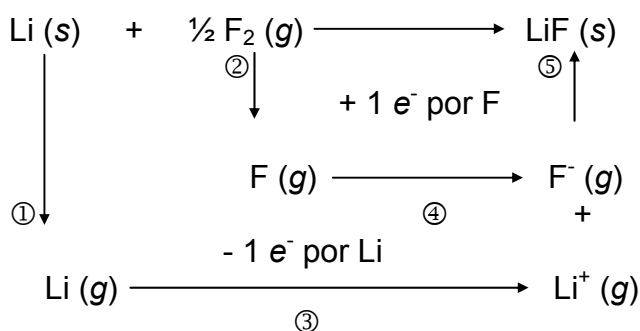


Figura II

Ciclo de Born-Haber para el LiF.

Los números corresponden a los procesos descritos en el texto.

Puesto que se requiere energía para separar los iones positivos y negativos, es obvio que cuando se ponen en contacto, hay desprendimiento de energía. Por lo tanto, la reacción $Li^+ + F^- \rightarrow LiF$ es exotérmica.

Por todo lo expuesto podemos concluir diciendo que los factores que influyen en la



formación de un compuesto iónico son que: elementos de baja energía de ionización se combinan con elementos de alta afinidad electrónica o cuando la energía reticular del compuesto resultante es muy grande, o bien, cuando concurren ambos factores, se forman compuestos más estables.

Puesto que generalmente los metales tienen energía de ionización bajas y afinidades electrónicas también bajas, tienden a perder electrones para formar cationes; por otra parte, los no metales al tener energías de ionización altas y afinidades electrónicas también altas, por lo general adquieren electrones formando aniones.

ENLACE COVALENTE

En muchos casos la formación de una sustancia iónica no es favorable energéticamente. Por ejemplo, la creación de un catión podría requerir un suministro demasiado grande de energía (energía de ionización) que no sería recuperada por la energía puesta en libertad cuando se forma el anión y se produce el sólido iónico (afinidad electrónica y energía reticular). En estas condiciones, se forma un **enlace covalente**.

Un enlace covalente resulta de compartir un par de electrones entre los átomos. La fuerza de enlace proviene de la atracción entre estos electrones compartidos y el núcleo positivo que entra en el enlace. En este sentido, el electrón actúa como una especie de adhesivo que pega o une a los átomos. Como en el enlace iónico, la estabilidad del enlace covalente se debe a la disminución de la energía del par de átomos que están enlazados. El análisis de los cambios de energía que ocurren en la formación de los enlaces covalente es complejo. Cuando menos, en parte la energía que se desprende proviene de la unión o del acercamiento de los electrones de un átomo al núcleo de los otros a los que también son atraídos. Además de las fuerzas de atracción entre los electrones y entre ambos núcleos, existen fuerzas de repulsión entre los electrones de los dos átomos y fuerzas de repulsión entre los núcleos positivos. La distancia que separa a los átomos en el enlace, una vez formado, está controlada por el balance de estas fuerzas de atracción y repulsión.

El enlace covalente más sencillo que se puede examinar, es el que existe entre los átomos de H en la molécula H₂. Cada átomo de H completa su nivel de valencia adquiriendo parte del electrón del otro átomo. Empleando los símbolos de Lewis, se

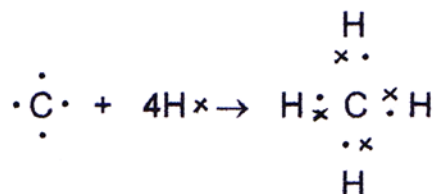


puede iniciar la formación de H₂ como

en la que el par de electrones en el enlace se muestra como un par de puntos entre los dos átomos H. También se usa un guión en lugar de un par de puntos:



Como en el caso del enlace iónico, con frecuencia se puede predecir contando el número de electrones que se requieren para lograr una configuración electrónica estable (comúnmente la de un gas noble). Por ejemplo, el átomo de carbono tiene cuatro electrones en su nivel de valencia; para lograr la configuración de un gas noble adquiere comúnmente, por participación, cuatro electrones adicionales. Por lo tanto, el átomo de carbono es capaz de formar cuatro enlaces con átomos de H para formar la molécula CH₄ (metano).

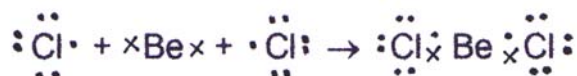


El nitrógeno, que tiene cinco electrones de valencia, tiene que ganar solamente tres electrones por participación, para completar un octeto; por lo tanto, el nitrógeno forma tres enlaces covalentes con el hidrógeno para formar la molécula de amoníaco, NH₃.

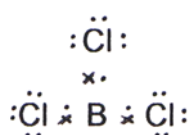


no siempre es posible predecir la fórmula de una molécula covalente sobre la base de estas reglas sencillas. Hay muchos ejemplos de compuestos covalentes que no se rigen por la regla del octeto. Por ejemplo, la molécula BeCl₂ está formada por el apareamiento o acoplamiento de dos electrones de valencia del Be con electrones de dos átomos de cloro²:

2 – Aún cuando el BeCl₂ está formado por elementos del grupo II A y VII A, es más covalente que iónico.

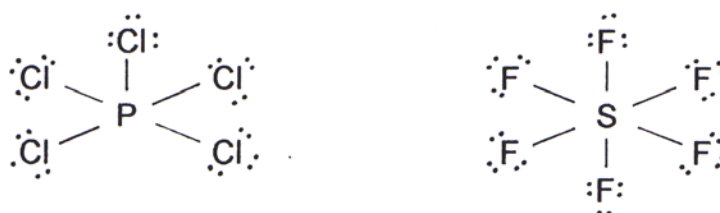


En esta molécula, el átomo Be tiene solo cuatro electrones en su nivel de valencia. Puesto que esto es menos que el octeto acostumbrado, se dice que el BeCl₂ es **deficiente en electrones**. Aun cuando el BeCl₂ está formado por elementos de los grupos II A y VII A, es covalente más bien iónico. Otro ejemplo de una molécula deficiente en electrones es el BCl₃



Además de los compuestos deficientes en electrones, hay muchos ejemplos más de moléculas en las cuales el átomo central tiene más de ocho electrones en su nivel de valencia. Dos ejemplos típicos son el PCl₅ y el SF₆. Para formar enlaces covalente entre el átomo central (generalmente escrito al principio de la fórmula) y cada uno de los átomos circunvecinos, se necesitan más de cuatro pares de electrones (un octeto). Por ejemplo, en el PCl₅, hay cinco enlaces covalentes; en el SF₆ Hay seis.

El átomo central en cada una de estas moléculas emplea todos sus electrones de valencia para formar enlaces covalentes.



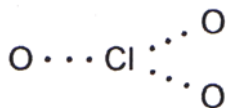


En estos compuestos, tanto el fósforo como el azufre han sobrepasado el número de electrones que se requieren para la configuración electrónica de un gas noble. Esto puede suceder con estos elementos porque en cada caso, el nivel de valencia puede acomodar más de ocho electrones (tanto el P como el S están en el tercer período y el tercer nivel puede contener hasta 18 electrones debido a que dispone del subnivel 3d de energía relativamente baja). Los elementos del segundo período (del Li al Ne) casi nunca forman compuestos con más de ocho electrones en su nivel de valencia porque el segundo nivel no puede acomodar más de un octeto.

Se verá ahora un ejemplo de la forma en que pueden representarse las fórmulas electrónicas de puntos de una molécula o ión. Antes de continuar, se deben conocer primero las posiciones relativas de los átomos que están unidos. Por ejemplo, en el CO_2 , se debe saber que hay dos átomos de oxígeno unidos al átomo de C y que la molécula no tiene una estructura del tipo $\text{O} - \text{O} - \text{C}$. En muchos casos, la distribución de los átomos puede inferirse de la fórmula, puesto que una práctica común es escribir el átomo central de una molécula al principio de la fórmula, seguido por los átomos que lo rodean. Así es por ejemplo en el CO_2 . También es cierto para especies como el NH_3 , NO_2 , NO_3^- , SO_3 , CO_3^{2-} y SO_4^{2-} . Sin embargo, esto no es exacto para el H_2O y el H_2S (en los que los átomos de H están enlazados al O y al S, respectivamente). Tampoco es cierto para moléculas como la del HClO (en la que el O es el átomo central). La estructura de la molécula no es por lo tanto siempre evidente. Si se tiene que suponer, la estructura que tiene más probabilidades de ser la correcta, sería la que muestra el arreglo más simétrico de los átomos. Una vez conocido el arreglo de los átomos en la molécula, se puede proceder a distribuir los electrones de valencia. Esto casi siempre se hace de manera que después de distribuir los electrones, cada átomo en la molécula esté rodeado por un octeto.

Ejemplo

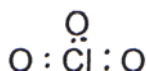
Trace la estructura de Lewis del ión ClO_3^- , que tiene la estructura.



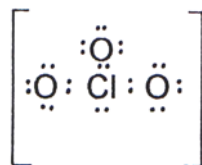
REGLA DEL OCTETO

3 O	$3 \times 6 = 18e^-$
1 Cl	$1 \times 7 = 7e^-$
- 1 carga	$1e^-$
total	$26e^-$

Es necesario distribuir 26 electrones. Primero se coloca un par en cada enlace, lo que corresponde a 6 electrones.



Ahora se colocan los 20 electrones restantes en pares, teniendo en cuenta la regla del octeto. Esto conduce a:



Para el CO_2

1 C	1 x 4 = 4e ⁻
2 O	6 x 2 = 12e ⁻
total	16e ⁻



quedan 12 que se distribuyen de manera que cada átomo esté rodeado por 8e⁻. La distribución satisfactoria es por lo tanto



Cuando se comparten dos pares de electrones entre dos átomos, a esta unión se le llama **enlace doble**. También son posibles los **enlaces triples**. Por ejemplo en la molécula del N_2 , cada átomo de N completa su nivel de valencia compartiendo tres electrones con el otro átomo de nitrógeno.

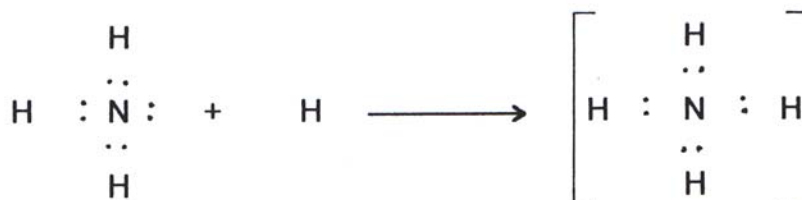


En conclusión, las etapas que deben seguirse al trazar estructuras de Lewis pueden resumirse en la siguiente forma:

1. Calcular el número de electrones de *valencia* de que disponen todos los átomos en la molécula o ión.
2. Enlazar todos los átomos apropiados, utilizando un par de electrones por enlace.
3. Distribuir los electrones restantes en pares, de manera que cada átomo tenga un octeto.
4. Si faltan electrones para lograr esto será necesario recurrir a formar enlaces múltiples.

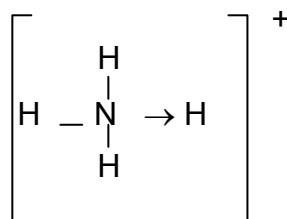
ENLACES COVALENTES COORDINADOS

Cuando un átomo de nitrógeno se combina con tres átomos de hidrógeno para formar la molécula NH_3 , el átomo de N ha completado su octeto. Por lo tanto, se podrá esperar que el número máximo de enlaces covalentes que se notaría que forma un átomo de N, es tres. Sin embargo, hay casos en los que el N puede tener más de tres enlaces covalentes. En el ión amonio, NH_4^+ , que se forma en la reacción el nitrógeno está ligado covalentemente a cuatro átomos de hidrógeno. Cuando se crea el enlace adicional entre

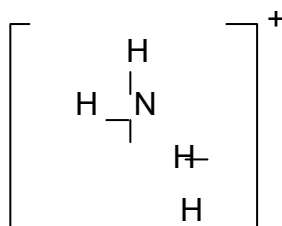


el H^+ y el átomo de N, ambos electrones del enlace provienen del nitrógeno. *Este tipo de enlace, en el que un par de electrones de un átomo es compartido por dos átomos, se llama **enlace covalente o enlace dativo**.*

Cuando se escriben estructuras de Lewis empleando guiones para representar a los pares de electrones, algunas veces el enlace covalente coordinado se indica mediante una flecha que apunta hacia fuera desde el átomo que suministra el par de electrones.



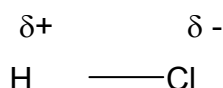
Esto da la impresión de que uno de los enlaces N - H es diferente de los otros tres. Sin embargo, se ha demostrado experimentalmente, que los 4 enlaces N - H son idénticos. Por lo tanto, para impedir que se transmitan impresiones falsas, el ión NH_4^+ sencillamente se escribe como



POLARIDAD DEL ENLACE Y ELECTRONEGATIVIDAD

Cuando se combinan dos átomos idénticos, por ejemplo el H_2 , tiene la misma electronegatividad, el par electrónico del enlace se compartirá en forma equitativa por lo que cada átomo en el hidrógeno transporta una carga neta de cero. Este enlace se llama covalente no polar o apolar.

Si las electronegatividades de los dos átomos en un enlace son diferentes como en el HCl, el par de e^- pasará la mayor parte de su tiempo alrededor del elemento más electronegativo (en este caso el Cl). Esto significa que el átomo de Cl adquiere una ligera carga negativa y el de H una ligera carga positiva.

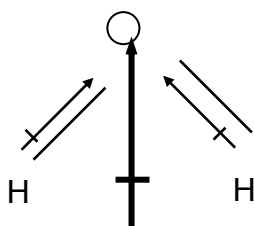


donde $\delta+$ y $\delta-$ indican cargas parciales \ominus \oplus y $-$ respectivamente.

Las cargas \oplus \ominus separadas por cierta distancia forman un DIPOLO y se dice que la molécula es polar.

Cuantitativamente un dipolo está definido por su momento Dipolar, que es producto de la carga de cualquiera de los extremos dipolares multiplicados por la distancia entre las cargas. Una molécula muy polar es aquella que tiene un momento dipolar grande, mientras que la molécula no polar tendría momento dipolar nulo.

En la molécula de agua que tiene forma angular los dos enlaces dipolares no se anulan (como en $O^{\delta-} = C^{\delta+} = O^{\delta-}$ que es lineal) sino que son parcialmente aditivos cuyo resultado es que la molécula de H_2O tiene un momento dipolar neto (flecha de trazo grueso) y es polar.



MOMENTO DIPOLAR

Como dijimos anteriormente, al establecerse una unión química entre 2 elementos distintos se forman enlaces polares. Como consecuencia de la distribución asimétrica de las cargas eléctricas, **se forma un dipolo**.

El grado de polarización del enlace puede ser medido por una magnitud física denominada **momento dipolar (μ)**, que se calcula según:

$$\mu = q \cdot l$$

donde: μ = momento dipolar; q = carga eléctrica en **ues(q)** y l = distancia en **cm**

Si se establece una relación entre el momento dipolar de un enlace dado y el que se obtendría si la transferencia del par electrónico fuera completa, se obtiene el porcentaje de carácter iónico de la unión.

Cuando este valor es 0 (cero) \rightarrow la unión es covalente no polar.

Cuando el valor es 100 \rightarrow la unión será iónica.

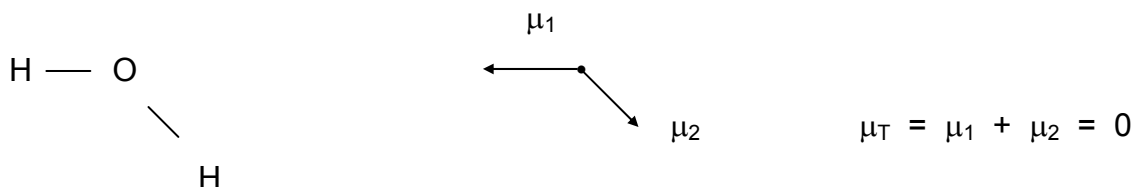
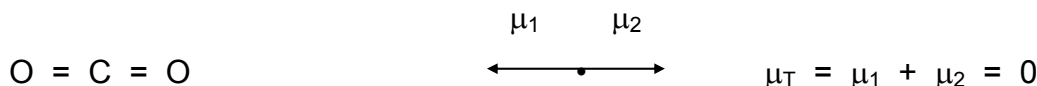
Cuando el valor está entre 0 y 100 \rightarrow será una medida del carácter iónico.

MOMENTO DIPOLAR DE MOLÉCULAS POLIATOMICAS

El momento dipolar de moléculas poliatómicas puede ser **0 ó distinto de 0**. se calcula

como la **suma de los momentos dipolares de los distintos enlaces**.

Se debe tener en cuenta que en algunas moléculas, a pesar de tener enlaces polares por ser asimétricas, existe una compensación entre los mismos y la resultante es 0.



GEOMETRIA MOLECULAR

TEORIA DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS

Cuando 2 elementos se unen entre sí por uniones covalentes pueden ocurrir que:

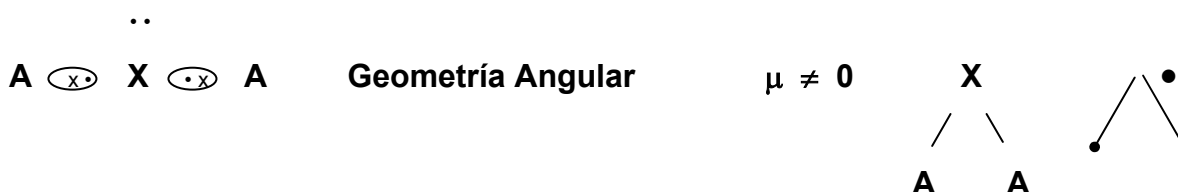
- 1) Todos los electrones de estos elementos queden involucrados en las uniones químicas (y por lo tanto no quedan electrones libres).
- 2) Una vez formada la unión, además de los electrones compartidos en la misma, queden electrones libres sin compartir. Estos electrones libres (que no forman parte de la unión química) ocupan en el espacio un volumen mucho mayor que el que les corresponde a los electrones compartidos y desplazarán a las uniones hacia un extremo en las moléculas, denominada geometría molecular.

Un átomo unido a dos átomos de otro elemento

* Sin electrones libres



* Con electrones libres (sin compartir)



Los electrones libres desplazan a los que forman parte de la unión química.

Un átomo unido a 3 átomos de otro elemento

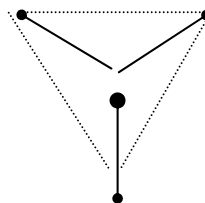
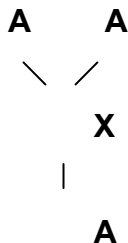
* Sin electrones libres



Geometría triangular

$\mu = 0$

Plana

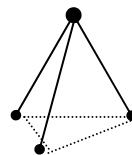
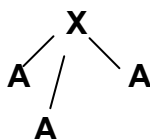


* Con electrones libres (sin compartir)



Geometría Piramidal

$\mu \neq 0$

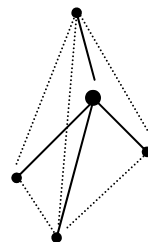
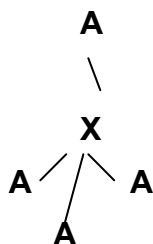


Un átomo unido a 4 átomos de otro/s elemento/s.



Geometría Tetraédrica

$\mu = 0$



Por ejemplo: tetraedro del átomo de Carbono

ESCALA DE ELECTRONEGATIVIDADES DE PAULING

Pauling, ganador de dos premios Nóbel y partidario de usar vitaminas C para protegerse del resfrío, observó que cuando se combinan átomos de diferentes electronegatividades, sus enlaces son más fuertes de lo que se esperaba obtener.

Supuestamente son dos factores que contribuyen a esta fuerza en los enlaces. Uno de ellos es el enlazamiento covalente entre los átomos. El otro es una unión adicional producida por la atracción entre los extremos del enlace dipolar que tienen cargas opuestas. La fuerza adicional de los enlaces se atribuyó entonces a esta unión adicional y Pauling utilizó este concepto para elaborar su tabla de electronegatividades asegurando el valor 4, arbitrariamente, al flúor que es el elemento más electronegativo, y la de los otros por comparación.

Tabla de Electronegatividades de Pauling

1	<u>H</u> 2.1																	<u>He</u>
2	<u>Li</u> 1.0	<u>Be</u> 1.5										<u>B</u> 2.0	<u>C</u> 2.5	<u>N</u> 3.0	<u>O</u> 3.5	<u>F</u> 4.0		<u>Ne</u>
3	<u>Na</u> 0.9	<u>Mg</u> 1.2										<u>Al</u> 1.5	<u>Si</u> 1.8	<u>P</u> 2.1	<u>S</u> 2.5	<u>Cl</u> 3.0		<u>Ar</u>
4	<u>K</u> 0.8	<u>Ca</u> 1.0	<u>Sc</u> 1.3	<u>Ti</u> 1.5	<u>V</u> 1.6	<u>Cr</u> 1.6	<u>Mn</u> 1.5	<u>Fe</u> 1.8	<u>Co</u> 1.9	<u>Ni</u> 1.8	<u>Cu</u> 1.9	<u>Zn</u> 1.6	<u>Ga</u> 1.6	<u>Ge</u> 1.8	<u>As</u> 2.0	<u>Se</u> 2.4	<u>Br</u> 2.8	<u>Kr</u>
5	<u>Rb</u> 0.8	<u>Sr</u> 1.0	<u>Y</u> 1.2	<u>Zr</u> 1.4	<u>Nb</u> 1.6	<u>Mo</u> 1.8	<u>Tc</u> 1.9	<u>Ru</u> 2.2	<u>Rh</u> 2.2	<u>Pd</u> 2.2	<u>Ag</u> 1.9	<u>Cd</u> 1.7	<u>In</u> 1.7	<u>Sn</u> 1.8	<u>Sb</u> 1.9	<u>Te</u> 2.1	<u>I</u> 2.5	<u>Xe</u>
6	<u>Cs</u> 0.7	<u>Ba</u> 0.9	<u>Lu</u>	<u>Hf</u> 1.3	<u>Ta</u> 1.5	<u>W</u> 1.7	<u>Re</u> 1.9	<u>Os</u> 2.2	<u>Ir</u> 2.2	<u>Pt</u> 2.2	<u>Au</u> 2.4	<u>Hg</u> 1.9	<u>Tl</u> 1.8	<u>Pb</u> 1.9	<u>Bi</u> 1.9	<u>Po</u> 2.0	<u>At</u> 2.2	<u>Rn</u>
7	<u>Fr</u> 0.7	<u>Ra</u> 0.9	<u>Lr</u>	<u>Rf</u>	<u>Db</u>	<u>Sg</u>	<u>Bh</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>	<u>Ds</u>	<u>Uuu</u>	<u>Uub</u>	<u>Uut</u>	<u>Uuq</u>	<u>Uup</u>	<u>Uuh</u>	<u>Uus</u>	<u>Uuo</u>

Cuando la diferencia de electronegatividades de dos átomos que se combinan es muy grande, el par de e^- estará prácticamente alrededor del elemento más negativo. Esto equivale a decir que 1 e^- pasa del átomo de baja electronegatividad al de mayor electronegatividad. Por supuesto el resultado es un enlace iónico. El grado de un enlace iónico puede variar desde 0 (Ej. El H_2) hasta prácticamente 100 %, dependiendo de la electronegatividad de los elementos enlazados. No hay una línea divisoria definida entre los enlaces iónicos y los covalentes. Por ejemplo, cuando la diferencia de electronegatividades es 1.7 el enlace es aproximadamente 50 % iónico.

En la siguiente tabla se observan las diferencias de electronegatividades y el % del carácter del enlace.

Tabla sobre electronegatividad y tipos de enlace

Diferencia de electronegatividad	Porcentaje del Carácter iónico %
0.1	0.5



0.2	1
0.3	2
0.4	4
0.5	6
0.6	9
0.7	12
0.8	15
0.9	19
1.0	22
1.1	26
1.2	30
1.3	34
1.4	39
1.5	43
1.6	47
1.7	51
1.8	55
1.9	59
2.0	63
2.1	67
2.2	70
2.3	74
2.4	76
2.5	79
2.6	82
2.7	84
2.8	86
2.9	88
3.0	89
3.1	91
3.2	92

Enlace Covalente

Enlace Iónico

ENLACE METALICO

El enlace metálico es característico de los elementos metálicos, es un enlace fuerte, primario que se forma entre elementos de la misma especie. Los átomos al estar tan cercanos uno de otro interaccionan los núcleos junto con sus nubes electrónicas empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan rodeados de tales nubes. Estos electrones libres son los responsables que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica, presentan brillo y son maleables. Está presente en 70 elementos y existen 2 modelos para explicar su comportamiento. Las estructuras metálicas tienen algunas propiedades muy características, en el cristal cada átomo tiene un número de coordinación muy elevado y la estructura presenta una conductividad eléctrica y térmica muy grande. El empaquetamiento de los átomos en el cristal es de tal forma que los mantiene muy próximos entre sí, lo que da lugar a que haya una gran superposición de los orbitales de los electrones externos y que los electrones de valencia no estén asociados con un núcleo especial sino que estén completamente deslocalizados sobre todos los átomos de la estructura. Un metal se puede considerar como un conjunto de iones positivos, que en general son esferas de radio idéntico empaquetados de forma



que dejen libres entre ellos el menor espacio posible. Los metales tienen propiedades muy particulares: conducen la electricidad y el calor, son maleables y dúctiles, y poseen generalmente puntos de ebullición y fusión altos. Estas propiedades son el resultado del enlace que se presenta entre estos elementos.

Hoy se acepta que en los metales el enlace no es entre átomos, sino más bien entre cationes metálicos y lo que fueron sus electrones. Así, el metal sodio es un conjunto ordenado de iones Na^+ y un “mar de electrones” distribuidos entre ellos.

Existen dos modelos para explicar su comportamiento:

1-Modelo del gas electrón:

- 1.- Los átomos pierden uno ó más electrones.
- 2.- Se acomodan formando redes cristalinas.
- 3.- Los electrones perdidos no salen del metal, sino que se mantienen dentro de él por atracciones electrostáticas (fuerzas de Coulomb).
- 4.- Los electrones se mueven en el sistema como gas dentro de una caja.

Sea que los electrones liberados se mueven dentro del cuerpo metálico de la misma manera que lo hacen los gases en el recipiente que los contiene, o sea que los electrones deben de poseer una Energía cinética, además de una Energía potencial constante.

2-Modelo del electrón libre:

- 1.- Los átomos están formados por la corteza (que comprende el núcleo y los electrones más internos), y por los electrones de valencia.
 - 2.- Las cortezas se acomodan en un sistema formando redes cristalinas compactas y los electrones de valencia, separados de los átomos neutros están débilmente unidos.
 - 3.- Los electrones de valencia se encuentran deslocalizados en todos los orbitales de todos los átomos. Con estos modelos se explican las características que presentan los metales como son: Brillo, Conductividad térmica y eléctrica, Maleabilidad, Ductilidad, Opacidad, Altos puntos de fusión y ebullición, Sólidos a temperatura ambiente.
- Aquí, el comportamiento de electrones ocurre entre todos los núcleos metálicos, que poseen valores iguales de electronegatividad. Esta visión del enlace metálico está simplificada, pero es lo bastante funcional para nuestro propósito, que es explicar algunas de las propiedades de estos elementos.

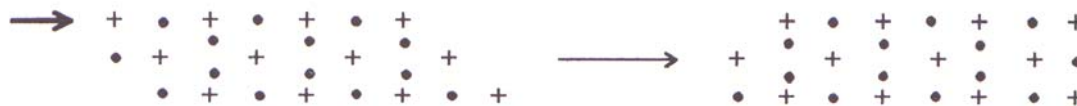
El hecho de que los electrones estén deslocalizados explica por qué estos elementos son buenos conductores del calor y de la electricidad, ya que ambos fenómenos están asociados al libre movimiento de sus electrones. Los metales son conductores, mientras que los sólidos iónicos o covalentes, donde los pares de electrones están bien localizados, no lo son.

Cuando un pedazo de metal se somete a presión externa, los cationes metálicos pueden “resbalar” unos sobre otros, debido a la capa de electrones que los separa. El metal se deforma pero no se rompe, a diferencia de los cristales iónicos. Esta es la explicación de su maleabilidad y de la ductilidad.

Representación esquemática del enlace metálico. Los puntos indican los electrones.

Maleabilidad de los metales

Presión



El metal cambia de forma
pero no se rompe

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS SEGÚN EL ENLACE

Enlace	Diferencia de electronegatividades entre los elementos	Propiedades y ejemplos
Iónico	Mayor que 1,7	Formado generalmente por un metal y un no metal. poseen estructura cristalina, son sólidos, duros, quebradizos, y malos conductores de la electricidad y el calor. Tienen alto punto de fusión (PF) y de ebullición (PE). Fundidos o en solución, conducen la corriente eléctrica. Los compuestos iónicos muestran altos puntos de ebullición y fusión. Se presentan en estructuras ordenadas. Cuando se funden o se disuelven en disolventes polares son buenos conductores de la electricidad. Ejemplo: LiF , NaCl , Cs ₂ O
Covalente	Menor que 1,7	Formado generalmente entre elementos no metálicos. Los compuestos covalentes muestran una gran variedad de puntos de ebullición y fusión; son aislantes eléctricos térmicos. Están formados por moléculas con geometrías definidas. Ejemplos: CH ₄ , NH ₃ , C ₆ H ₆ . F ₂ Los compuestos covalentes no polares son gases, no conducen la corriente eléctrica. Por ej: O ₂ ; Cl ₂ ; N ₂ . Los compuestos covalentes polares son gases, líquidos o sólidos de bajo PF, no conducen la corriente eléctrica.
Metálico	Menor que 1,7	Formados por elementos metálicos. Los metales generalmente son sólidos con puntos de ebullición y fusión altos. Son densos, brillantes, maleables y excelentes conductores del calor y la electricidad, ya que sus electrones no están localizados. Ejemplos: Fe , Na , aleaciones (bronce), Au.

ENLACES INTERMOLECULARES

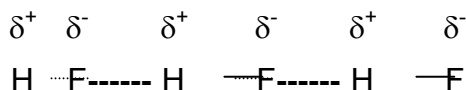
Podríamos decir que las interacciones intermoleculares más importantes son:

- El enlace por puente de hidrógeno o enlace dipolo- dipolo permanente.
- El enlace por fuerzas de Van der Waals o Enlace dipolo- dipolo transitorio

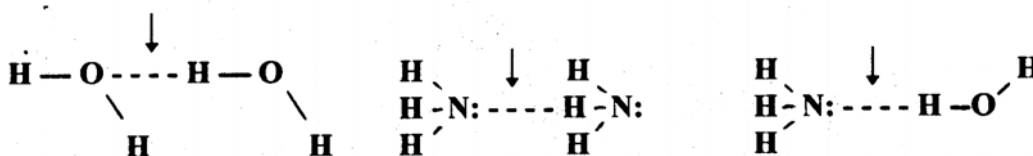
- Enlace Ion-dipolo

Enlace por puente de hidrógeno

Los enlaces entre elementos muy electronegativos (como F, O y N) y el hidrógeno dan lugar a enlaces covalentes con alta polaridad. Lo anterior implica que cuando dos de estas moléculas interactúan lo hacen de manera selectiva, colocándose las cargas parciales de una molécula opuestas a las de las otras.



En el agua y en el amoníaco también se forman los puentes de hidrógeno:



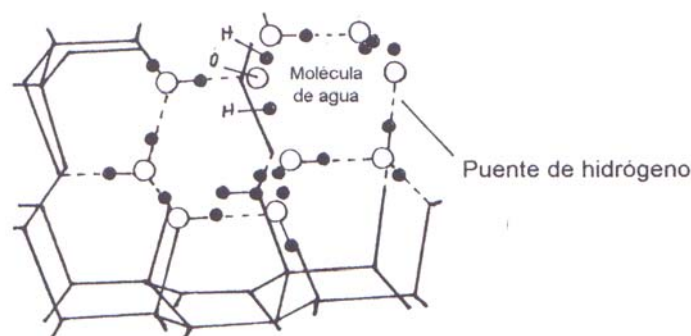
La línea punteada representa la interacción, conocida como enlace por puente de hidrógeno. Uno de los resultados más espectaculares de su presencia es que para separar las moléculas (por ejemplo en la evaporación) hay que proporcionar más energía, y la transición ocurre a temperatura más alta que cuando no se presenta el puente de hidrógeno.

Este tipo de unión estabiliza al ADN, proteínas. Alcoholes, etc.

EL HIELO

Todos sabemos que el hielo es menos denso que el agua. Cuando lo vemos flotar en ella percibimos indirectamente los enlaces por puente de hidrógeno que hay en este compuesto.

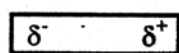
En la molécula de agua, un átomo de oxígeno con seis electrones se enlaza con dos átomos de hidrógeno. Gracias a los dos enlaces covalentes polares, el oxígeno tiene ahora la configuración electrónica del neón. La molécula no es lineal, sino angular (como veremos en la siguiente sección). El puente de hidrógeno se establece entre los pares solitarios de electrones del oxígeno (es decir, aquellos que no participan en un enlace covalente) y los átomos de hidrógeno (parcialmente positivos) de otra molécula. La estructura del hielo, ordenada hexagonalmente a través de estos enlaces, tiene canales vacíos en su interior. Cuando el hielo se calienta y funde, los espacios intermoleculares se reducen, y en consecuencia el volumen, por lo que la densidad del líquido resulta mayor que la del sólido.



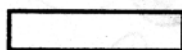
La menor densidad del hielo con respecto al agua evita que en el invierno se congelen completamente los ríos y los lagos, ya que la capa de hielo superior funciona como aislante. Con ello pueden seguir viviendo animales y plantas en la parte inferior. Por otra parte, como el hielo flota, si llega a fundirse en los casquetes polares terrestres puede ocasionar fuertes inundaciones en las localidades cercanas al mar. Este es uno de los peligros que puede correr la humanidad si la emisión de gases de invernadero provoca una elevación continuada de la temperatura del planeta.

Enlace por fuerzas de Van der Waals o Enlace dipolo- dipolo transitorio:

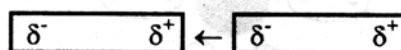
Se produce por atracción electrostática débil entre dipolos transitorios. Para separarlos se requiere poca energía. Ocurre cuando una molécula polar se aproxima a otra molécula no polar:



Molécula polar



Molécula no polar
(H₂, Cl₂, etc.)

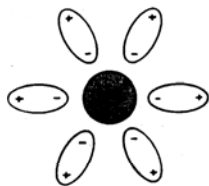


La molécula polar induce la formación de un dipolo "transitorio" en la molécula no polar y se produce la atracción.

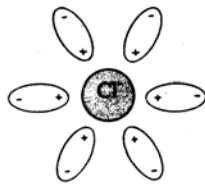
Los dipolos transitorios se deben a una distribución irregular y momentánea de los electrones. A estas fuerzas bipolares se deben las propiedades de los líquidos y sólidos. Los gases, por el contrario, carecen prácticamente de fuerza bipolar y sus moléculas se encuentran muy alejadas unas de otras. Esto determina sus características (difusión, compresión, etc)

Enlace Ion-dipolo:

Se produce por la atracción electrostática entre un ión y el extremo opuesto en carga de un dipolo. Por ejemplo se observa entre los compuestos iónicos y el agua. Cada ión se rodea de moléculas de agua (que orienta el dipolo según la carga del ión). Al disolver NaCl en agua, el dipolo del agua logra vencer la atracción electrostática entre el Na⁺ y el Cl⁻. Se observa:



Moléculas de agua rodeando
al catión Na^+



Moléculas de agua rodeando
al anión Cl^-

GASES

Los gases son fluidos, igual que los líquidos, que no tienen forma fija pero, a diferencia de éstos, su volumen tampoco es fijo ya que adoptan la forma del recipiente que los contiene. Pueden comprimirse y así ocupan el mayor volumen disponible. Si bien las fuerzas intermoleculares son muy débiles, predominan las de expansión. Por esto mismo sus moléculas están muy separadas y se mueven al azar. En un gas el número de partículas por unidad de volumen es también muy pequeño. Las partículas se mueven de forma desordenada, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de expansibilidad y compresibilidad que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible. La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra confinado un gas éste pasará a estado líquido. Al aumentar la temperatura las partículas se mueven más rápido y chocan con más energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión: El comportamiento físico de un gas es independiente de su composición química y se define por medio de las variables: volumen, presión, temperatura y el número de moles de la sustancia.

La presión de un gas

La presión de un gas es el resultado de la colisión de las moléculas que lo componen con las paredes del recipiente que lo contiene. La presión se define como la fuerza con la que se golpea la pared dividida por el área que se golpea.

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Superficie}}$$

Unidades de Presión: se expresa en N/m^2 ; (Newton / metro cuadrado que recibe el nombre de Pascal)

Es decir $1\text{Pa} = 1\text{N/m}^2$

Otras unidades son:

Atmósfera: at.

Milímetro de mercurio: mm de Hg

Hectopascal: HPa

Torricelli: Torr

Equivalencia entre unidades:

$$1 \text{ at.} = 760 \text{ mm de Hg} = 760 \text{ Torr} = 1013\text{HPa} = 1,013 \text{ Bar} = 1013 \text{ mbar (milibar).}$$

Temperatura: la temperatura de los gases se mide generalmente en grados centígrados ($^{\circ}\text{C}$) o grados Celsius. Cuando se usan las leyes de los gases ideales, la temperatura centígrada se debe convertir a la escala absoluta o temperatura kelvin, de acuerdo con la siguiente relación:

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

LEY DE BOYLE

El químico británico Robert Boyle en el siglo XVII comprobó experimentalmente que el

volumen de una determinada cantidad de gas ideal, cuando la temperatura se mantiene constante, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre el gas. Matemáticamente, esto se puede representar como:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

Introduciendo una constante de proporcionalidad K, tenemos:

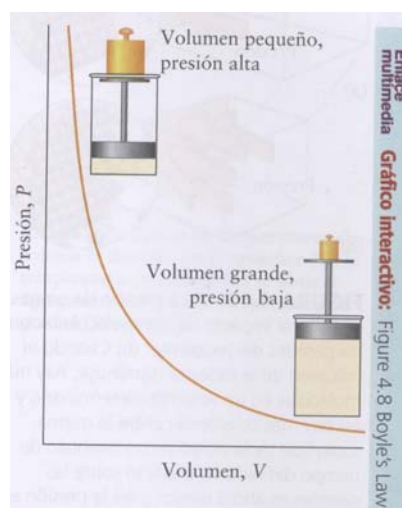
$$V = K \frac{1}{P}$$

$$P V = K$$

Un gas hipotético que cumplirá la Ley de Boyle bajo todas las condiciones se llama un gas ideal. Por lo tanto, las desviaciones de la Ley de Boyle que se presentan con los gases reales representan un comportamiento no ideal. Aunque el gas ideal no existe todos los gases reales a bajas presiones lo aproximan muy bien. En consecuencia se definió un gas ideal o perfecto como un fluido no licuable tal que:

- satisface exactamente las leyes de Gay-Lussac y de Charles.
- obedece exactamente la ley de Boyle- Mariotte a cualquier temperatura.

A continuación se representa la gráfica para la Ley de Boyle:



Desde un punto de vista práctico en las condiciones ordinarias de presión y temperatura pueden considerarse como gases ideales los llamados gases permanentes (aquellos que sólo pueden licuarse a muy bajas temperaturas) tales como el hidrógeno, el helio, el oxígeno, el nitrógeno y el aire, entre otros.

La relación matemática se puede ampliar para mostrar que para dos estados del gas:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Esta ecuación se conoce como **ley de Boyle** y se representa gráficamente:

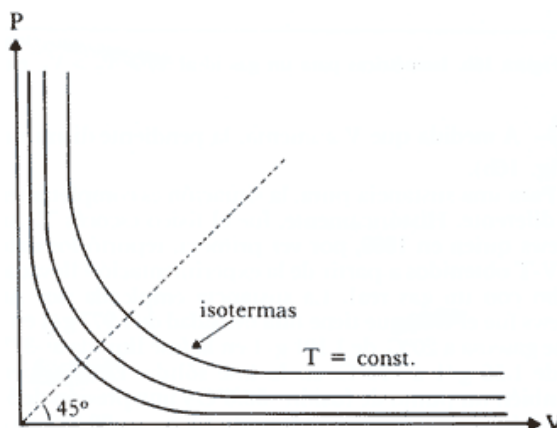


Figura 1. Isoterma para un gas ideal a diferentes temperaturas

Comentario 1: un ejemplo de la ley de Boyle es la respiración (figura 2). Los pulmones están situados en la cavidad torácica, rodeados por las costillas y una membrana muscular llamada diafragma. Al inhalar, el diafragma se contrae y se aplana aumentando el volumen de la cavidad torácica por debajo de la presión atmosférica, haciendo que el aire fluya entre los pulmones. Al exhalar, el diafragma se relaja y empuja dentro de la cavidad torácica, aumentando la presión por encima de la atmosférica y haciendo que el aire fluya fuera de los pulmones.

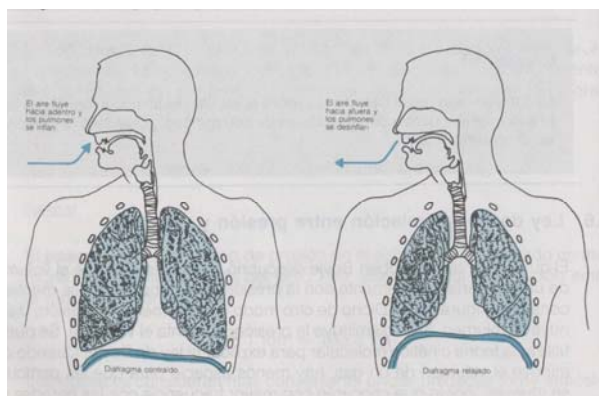


Figura 2. La respiración es un ejemplo de la ley de Boyle

LEY DE CHARLES

A principios del siglo XIX, el físico francés Jacques Charles descubrió que a *presión constante*, el volumen de una masa dada de gas varía directamente con la temperatura absoluta. Matemáticamente, esta ley se expresa $V \propto T$. Introduciendo una constante de proporcionalidad K, tenemos: $V = K \times T$ ó $\frac{V}{T} = K$.

Si el cociente $\frac{V}{T}$ permanece constante, un aumento en V deberá ir acompañado de un aumento en T y viceversa.



Para dos estados del gas podemos escribir: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Esta relación se expresa gráficamente:

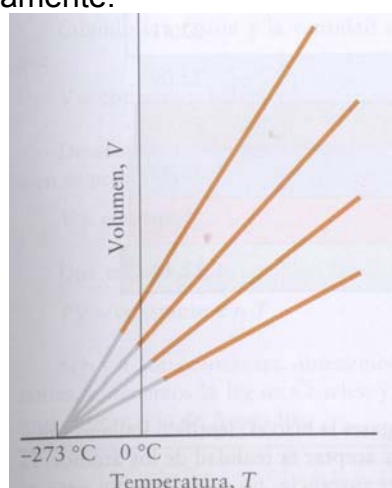


Figura 3. Isobaras para diferentes gases ideales a diferentes presiones

La extrapolación de los datos como los de la figura 3 para diversos gases sugiere que el volumen de todos los gases sería 0 (cero) a $T = 0$ (-273°C). Los datos extrapolados se muestran en tono más claro. En la práctica, todos los gases se condensan a líquidos antes que se alcance esa temperatura.

LEY DE GAY – LUSSAC

J. L. Gay-Lussac, químico francés en el siglo XIX, tomó como base los estudios de Charles y encontró que a *volumen constante*, la presión de un gas varía proporcionalmente con la temperatura absoluta. Esta ley relaciona la variación de la presión con la temperatura cuando se mantienen constantes el volumen y la cantidad de sustancias. Matemáticamente se puede expresar así:

$P \propto T$. Introduciendo una constante de proporcionalidad K , tenemos: $P = K \times T$ ó $\frac{P}{T} = K$

Si el cociente $\frac{P}{T}$ permanece constante, un aumento en P deberá ir acompañado de un aumento en T y viceversa.

Para dos estados del gas podemos escribir: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

Esta relación se expresa gráficamente:

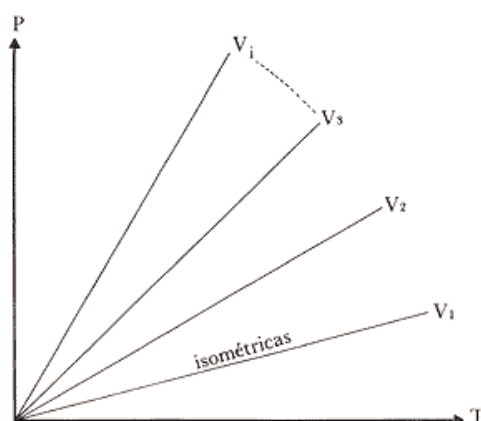


Figura 4. Isocoras para un gas ideal $V_1 > V_2 > V_3$, etc.

A medida que V aumenta, la pendiente disminuye (Fig. 4)

LEY COMBINADA DE LOS GASES

Las leyes de Boyle y de Charles pueden combinarse y escribir una ecuación matemática general que permita pronosticar el comportamiento de un gas bajo diversas condiciones de presión, temperatura y volumen. Para una determinada masa de cualquier gas se puede expresar en una sola ecuación:

$$\frac{PV}{T} = K$$
, donde K es una constante

o para dos estados del gas como:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Conocida como ley combinada o **Ecuación general de los gases**.

Comentario 2: para fines prácticos y para recordar fácilmente esta ecuación es bueno relacionarla con algo que seguramente todos hemos probado alguna vez y que es muy rico: el pebete ... sólo que aquí deberíamos decir “pevete” (pe de la letra p de presión, ve de la letra v de volumen y te y de la letra T de temperatura) es decir pevete=pevete y escribiremos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Comentario 3: también es útil saber que si tenemos que resolver un problema aplicando la ley de Boyle, es decir a temperatura constante, y si recordamos la expresión de pevete=pevete, con sólo sacar la t tendremos la expresión de la ley de Boyle es decir:

A temperatura constante:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Es decir, la expresión final sería

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Razonando de manera similar si un problema avisa que se está trabajando a presión constante entonces la expresión debería quedaría:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

LA ECUACIÓN DE ESTADO

Como: $\frac{PV}{T} = K$ para un mol,

Para n moles introduciendo la constante de proporcionalidad, R, conocida como *constante universal de los gases*.

$$\frac{PV}{T} = n.R$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Esta ecuación puede escribirse en su forma más común:

$$\boxed{PV = nRT}$$

La ecuación $PV = nRT$ recibe el nombre de *ley de los gases ideales* o *ecuación de estado*. El valor de la constante universal de los gases, R, se puede encontrar partiendo del hecho experimental de que 1 mol de un gas ($n = 1$) a condiciones normales ocupa 22,4 litros. Resolviendo la ecuación $PV = nRT$ para R y sustituyendo los valores conocidos, tenemos,

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm}}{1 \text{ mol}} \times \frac{22,4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{atmL}}{\text{mol K}}$$

Entonces R es igual a:

$$\boxed{R = 0,0821 \frac{\text{atmL}}{\text{mol K}}}$$

La constante **R** también se puede expresar en otras unidades según:

$R = 8,20574 \times 10^{-2} \text{ L.atm/K.mol} =$	$8,31447 \times 10^{-2} \text{ L.bar/K.mol} =$	$8,31447 \text{ L.kPa/K.mol} =$	$62,364 \text{ L.Torr/K.mol}$
--	--	---------------------------------	-------------------------------

La masa y la masa molecular de los gases a partir de la ecuación de estado

Se puede obtener otra ecuación útil de la ley de los gases ideales como sigue: si la masa de cualquier sustancia química, *g*, se divide por el peso molecular, *M*, el cociente es el



número de moles:

$$\frac{m}{M} = \frac{\text{gramos}}{\text{gramos/mol}} = \text{moles} = n$$

Sustituyendo este valor m/M en la ecuación de los gases ideales

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

de donde

$$m = \frac{PVM}{RT}$$

o

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

Así se puede calcular la masa expresada en gramos de un gas o la masa molecular del mismo expresado en g/mol

Densidad y Masa Molecular de los Gases a partir de la ecuación de estado

La densidad de un gas está dada por la relación de su masa, g, a su volumen:

$d = \frac{g}{V}$ Pero el volumen de un gas depende de su temperatura y presión. Utilizando la ecuación de estado de los gases ideales.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{MP}{RT}$$

Por lo tanto en condiciones normales la densidad de un gas es directamente proporcional a su peso molecular M.

En consecuencia, si conocemos la densidad de un gas a una determinada presión y temperatura, podemos calcular su peso molecular.

Estequiometría de gases

Cuando trabajemos en una ecuación química que tenga reactivos o productos en estado gaseoso, se puede aplicar las relaciones estequiométricas teniendo en cuenta que para ello los gases deben estar en CNTP, si no es así se debe realizar la corrección del volumen a estas condiciones.

Ejemplo 1:

¿Qué masa de $KClO_3$ es necesario descomponer para producir 504ml de oxígeno recogidos a $26^\circ C$ y 754 mmde Hg?

Resolución:

1) En este caso se debe corregir el volumen a CNTP y aplico $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$; despejo V_2

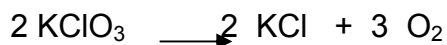
$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \cdot \frac{T_2}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{760 \text{ mmdeHg} \cdot 504 \text{ ml} \cdot 299 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 754 \text{ mmdeHg}}$$

$$V_2 = 556,39 \text{ ml}$$



2) ahora se aplica los pasos y la relación estequiométrica:



Si 245g de KClO_3 ----- 67200 ml de O_2
Xg ----- 556,39 ml

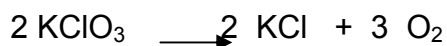
$$\boxed{Xg = 2,02 \text{ g de } \text{KClO}_3}$$

Ejemplo 2:

¿Qué volumen de oxígeno a 38°C y a 493 mmde Hg se desprenden cuando se descomponen 38 g de KClO_3 ?.

Resolución:

1) En este caso primero se aplica la estequiometría y se averigua el volumen de O_2 que se desprende en CNTP



Si 245g de KClO_3 ----- 67,2 l de O_2
38 g de KClO_3 X l

$$\boxed{X l = 10,42 \text{ l de } \text{O}_2}$$

2) ahora se debe llevar el volumen a las condiciones solicitadas por el enunciado. Para

ello aplico $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$; despejo V_2

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \cdot \frac{T_2}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{760 \text{ mmdeHg} \cdot 10,42 \text{ l}}{273 \text{ K}} \cdot \frac{311 \text{ K}}{493 \text{ mmdeHg}}$$

$$\boxed{V_2 = 18,29 \text{ litros}}$$

LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES DE DALTON- MEZCLA DE GASES

La mayoría de los gases que encontramos en química y en la vida diaria son mezclas. La atmósfera, por ejemplo, es una mezcla de nitrógeno, oxígeno, argón, dióxido de carbono y muchos otros gases. El aire que inhalamos es una mezcla, el aire que exhalamos es otra mezcla. John Dalton, físico inglés, fue el primero que estudió como calcular la presión de una mezcla de gases y estableció que *en una mezcla de gases que no reaccionan químicamente*, la presión total es la suma de las presiones parciales. Definió a la presión parcial de un gas en una mezcla como la presión que dicho gas ejercería si ocupara el recipiente él solo.

La presión parcial de cada componente es independiente de las presiones parciales de los otros componentes. Esta ley se conoce como la ley de Dalton de las presiones parciales y se expresa matemáticamente:

$$\boxed{P_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots}$$

Donde P_{total} es la presión ejercida por la mezcla y p es la presión parcial de los componentes 1, 2, 3, etc.

La presión parcial de cualquier componente en una mezcla se encuentra multiplicando la presión total por la fracción del número total de moles representados por ese componente. Esta relación se expresa mediante la ecuación:

$$p_A = x_A P_{\text{total}}$$

Donde el subíndice A se refiere al componente A y X es la *fracción molar*.

Recordemos que la fracción molar se define como el número de moles de un componente dividido por el número total de moles de todos los componentes.

$$x_A = \frac{\text{moles del componente A}}{\text{moles de A} + \text{moles de B} + \text{moles de C}}$$

$$x_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales}}$$

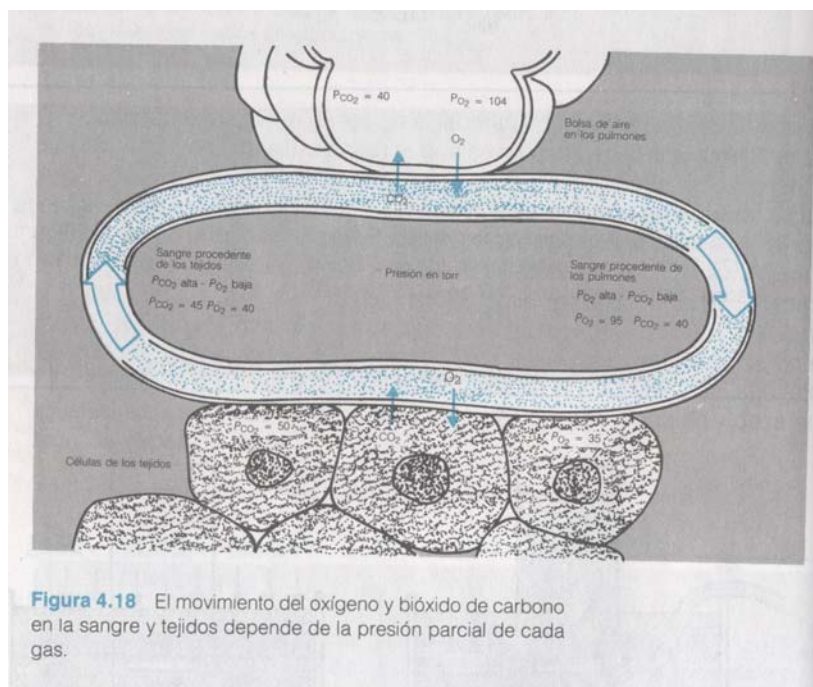


Figura 4.18 El movimiento del oxígeno y bióxido de carbono en la sangre y tejidos depende de la presión parcial de cada gas.

Gas húmedo y gas seco

Usamos las presiones parciales para describir la composición de un gas húmedo. Por ej.emplo, la presión total del aire húmedo en nuestros pulmones es:

$$P = P_{\text{aire seco}} + P_{\text{vapor de agua}}$$

En un recipiente cerrado, al cual puede asemejarse el pulmón, como una buena primera aproximación, el agua se vaporiza hasta que su presión parcial haya alcanzado un cierto valor, llamado su presión de vapor.

La presión de vapor del agua a la temperatura normal del cuerpo es de 47 Torr. La presión parcial del mismo aire en nuestros pulmones es por lo tanto:

$$P_{\text{aire seco}} = P - P_{\text{vapor de agua}}$$

Sabiendo que en un día normal la presión total es de 760 Torr, entonces la presión en

nuestros pulmones debida a todo el gas, excepto el vapor de agua, es:

$$P_{\text{aire seco}} = 760 \text{ Torr} - 47 \text{ Torr}$$

$$P_{\text{aire seco}} = 713 \text{ Torr}$$

También cuando se preparan gases en el laboratorio, a menudo se recogen sobre agua en un dispositivo como se ve en la figura 5, la presión total del gas húmedo en la botella equivale a la presión atmosférica si los niveles de agua son iguales, es la suma de las presiones parciales del gas recogido y de la presión de vapor de agua.

$$P_{\text{gas húmedo}} = P_{\text{gas seco}} + P_{\text{vapor de agua}}$$

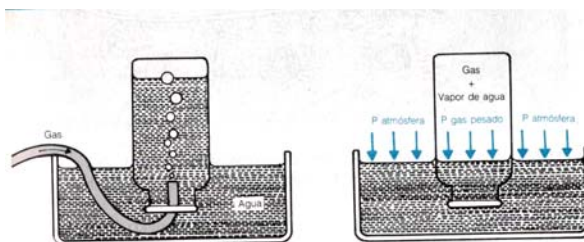


Figura 5. Dispositivo utilizado en el laboratorio para la obtención de oxígeno

Por lo tanto para calcular la presión parcial del gas seco se debe conocer la presión atmosférica (o la de trabajo) y restarla de la presión de vapor de agua a la temperatura de trabajo. Esta presión se busca en la tabla 1:

Temperatura °C	Presión de vapor (torr)
0	4,6
10	9,2
15	12,8
20	17,5
25	23,8
30	31,8
35	42,2
40	55,3
50	92,5
60	149,4
70	233,7
80	355,1
90	525,8
100	760,0

DIFUSION DE LOS GASES. LEYES DE GRAHAM

.La *difusión* es la homogeneización espontánea de los componentes de una mezcla debido a su movimiento molecular y frecuentes colisiones.

La *efusión* es un proceso por el cual las moléculas de un gas se escapan a través de un pequeño orificio hacia un espacio vacío. Aunque los mecanismos de los dos procesos difieren, experimentalmente se ha comprobado que las velocidades de ambos procesos son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de la densidad del gas. Así: para dos gases, A y B:



$$\frac{v_B}{v_A} = \sqrt{\frac{d_A}{d_B}}$$

El símbolo **v** representa la velocidad de difusión o efusión de las moléculas o moles por unidad de tiempo; **d** representa la densidad. Esta ecuación se conoce como la *ley de Graham*.

Como los pesos moleculares de los gases son proporcionales a sus densidades a cualquier temperatura y presión, la ecuación anterior puede escribirse:

$$\frac{v_B}{v_A} = \sqrt{\frac{M_A}{M_B}}$$

donde M representa el peso molecular.

Teoría Cinética de los Gases

Las moléculas de un gas están en continuo movimiento y es necesario una teoría para explicar porqué los gases obedecen las leyes ya descritas. La teoría se denomina **Teoría cinético- molecular** y se basa en las siguientes ideas básicas o postulados:

1. las moléculas de un gas están muy separadas entre si, el volumen que ellas ocupan es despreciable en relación al del recipiente que las aloja. El enorme espacio vacío existente entre las moléculas explica la posibilidad de comprimir cuando se aplica una presión externa. Debido a la gran distancia que separa a las moléculas de un gas, puede considerarse que las fuerzas de atracción y de repulsión entre ellas.
2. Las moléculas de un gas poseen un movimiento continuo y desordenado. Las partículas se mueven en línea recta y completamente al azar. Los cambios de dirección se producen cuando las moléculas chocan entre sí o con las paredes del recipiente. A estos choques contra las paredes se debe la presión que un gas ejerce. La presión total es proporcional al número de partículas que impactan en la pared por segundo por unidad de superficie. Las colisiones de las partículas son perfectamente elásticas, no hay disminución de su velocidad ni energía después de cada choque.
3. El promedio de la velocidad de las moléculas gaseosas aumenta al ascender la temperatura. Este incremento en la velocidad media de las partículas hace que los choques sean más violentos y frecuentes y, en consecuencia, que aumente la presión sobre las paredes del contenedor.
4. A una misma temperatura, las moléculas de gases diferentes tienen la misma energía promedio. La energía de un cuerpo en movimiento, también llamada **energía cinética**, está en relación con la masa del cuerpo y con su velocidad, según la

siguiente ecuación: $E_c = \frac{1}{2} m.V^2$ donde:

E_c = energía cinética

m = masa

V = velocidad media de las moléculas

Puede producirse que, a igual temperatura, en un gas de moléculas de mayor masa, éstos se mueven más lentamente que las de otro gas con moléculas más livianas, pero su energía cinética será la misma.



GASES REALES

Las condiciones o postulados en que se basa la teoría cinética de los gases no se pueden cumplir y la situación en que más se aproximan a ellas es cuando la presión y la temperatura son bajas; cuando éstas son altas el comportamiento del gas se aleja de tales postulados, especialmente en lo relacionado a que no hay interacción entre las moléculas de tipo gravitacional, eléctrica o electromagnética y a que el volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen total ocupado por el gas; en este caso no se habla de gases ideales sino de gases reales. Como el gas real no se ajusta a la teoría cinética de los gases tampoco se ajusta a la ecuación de estado y se hace necesario establecer una ecuación de estado para gases reales.

ECUACION DE VAN DER WAALS

Si bien es más compleja que la ecuación ideal, muchos gases se ajustan bien a ella dentro de un margen razonablemente amplio de temperatura y presión.

$$(P + n^2 \cdot a/V^2) (V - nb) = nRT$$

Los valores de las constante **a** y **b** dependen de la naturaleza del gas.
La siguiente tabla tiene los valores de los coeficientes a y b de van del Waals para dos Gases

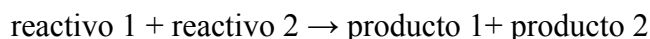
GAS	a	b
H ₂	0,24 atm.l mol ⁻²	0,027 l.mol ⁻¹
O ₂	1,36atm.l.mol ⁻²	0,032L.mol ⁻¹

Reacciones Químicas

Una reacción química es un fenómeno químico a través del cual, y por un reordenamiento de átomos, las sustancias iniciales o reactivos se convierten en otras llamadas productos de la reacción. Para comprender los fenómenos químicos es necesario saber interpretarlos, al igual que cuando uno lee una novela o ve una película; y en el caso de los fenómenos químicos se logra a través de las ecuaciones químicas que, no son otra cosa que la interpretación simbólica de las reacciones químicas. La representación de las reacciones químicas a través de las ecuaciones permite describir los cambios que suceden en la naturaleza debido al reordenamiento de los átomos de la materia de forma objetiva, cuantitativa y ordenada.

Las ecuaciones químicas:

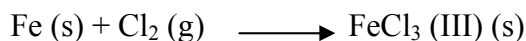
- I. Muestran las sustancias que inician una reacción, las cuales se denominan REACTIVOS, SUSTANCIAS REACCIONANTES O SUSTANCIAS INICIALES.
- II. Muestran las sustancias que se forman debido a la reacción, las cuales se denominan PRODUCTOS DE LA REACCION.
- III. Muestran la dirección a la cual progresa una reacción mediante una FLECHA (no es una igualdad).



Símbolo	Significado
+	Separa 2 o más reactivos o productos e indica la presencia simultánea de los reactivos y /o de los productos
→	Separa reactivos de productos e indica el sentido de la reacción
(s)	Identifica el estado sólido
(l)	Identifica el estado líquido
(g)	Identifica el estado gaseoso
(ac)	Identifica la solución en agua

Como debe leerse una ecuación química

La siguiente ecuación química:



debe leerse como:

“El hierro en estado sólido reacciona con cloro en estado gaseoso produciendo cloruro de hierro (III) en estado sólido”.

Evidencia de Reacción Química

Los cambios que acompañan a una reacción química pueden ir acompañados de evidencias observables a través de los sentidos, como por ejemplo:

- Cambio de color



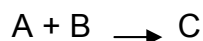
- Liberación de energía en forma de luz o calor
- Absorción de energía (disminución de temperatura)
- Cambio de olor
- Aparición de burbujas o sólidos
- Desprendimiento de un gas
- Formación de precipitados

En otros casos, las reacciones químicas transcurren sin que puedan percibirse a través de los sentidos, en estos casos se suelen usar “indicadores” para probar que la reacción ocurrió.

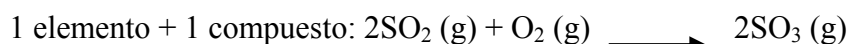
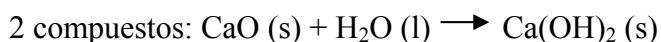
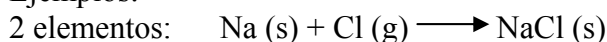
Clasificación de las reacciones químicas

Tradicionalmente se clasifican teniendo en cuenta co la forma en que se reordenan los átomos durante el desarrollo de la misma. Esta clasificación incluye los siguientes tipos:

1- Reacción de Síntesis o de Combinación: en la cual dos elementos o compuestos originan un solo producto.

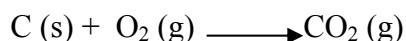


Ejemplos:

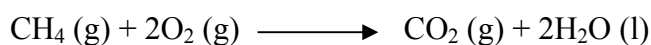


2-Reacción de Combustión: en este caso el oxígeno se combina con otra sustancia y libera energía en forma de luz y calor. Las reacciones de combustión son muy comunes, por ejemplo:

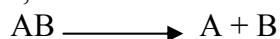
2.1. Combustión de carbón para producir energía eléctrica:



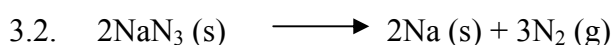
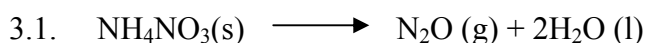
2.2. Combustión del gas natural para producir energía mecánica y térmica:



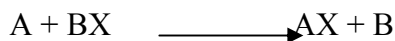
3-Reacción de Descomposición: en estas reacciones un solo compuesto se divide en dos o más elementos o nuevos compuestos. Son opuestas a las reacciones de síntesis y por lo general requieren de una fuente de energía como luz, calor o electricidad para realizarse.



Ejemplos:



4- Reacción de Desplazamiento o sustitución simple: es una reacción en la cual los átomos de un elemento sustituyen o reemplazan los átomos de otro elemento en un compuesto.



Ejemplos:

4.1. $2\text{Li (s)} + 2\text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow 2\text{LiOH (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$, en este caso el litio (un metal) desplaza 1 átomo de hidrógeno de la molécula de agua.

4.2. $\text{Cu (s)} + 2\text{AgNO}_3 \text{ (ac)} \longrightarrow 2\text{Ag (s)} + \text{Cu(NO}_3)_2 \text{ (ac)}$, en este caso los átomos de cobre (otro metal) sustituyen a los átomos de plata (otro metal).

4.3. $\text{F}_2 \text{ (g)} + 2\text{NaBr (ac)} \longrightarrow 2\text{NaF + (ac)} + \text{Br}_2 \text{ (l)}$, en este caso un no metal (el flúor) reemplaza a otro no metal (el bromo).

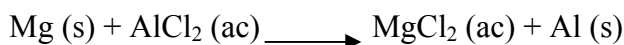
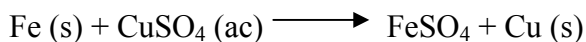
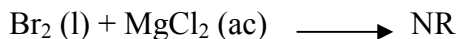
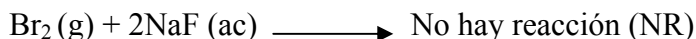
La capacidad de una sustancia de reaccionar con otra se denomina REACTIVIDAD.

Los elementos más reactivos pueden desplazar a los elementos menos reactivos, generándose una reacción, sin embargo, un elemento menos activo no puede reemplazar a otro más activo, por lo cual no se genera una reacción química.

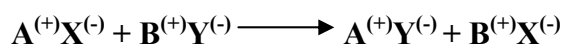
A continuación se transcribe la Serie de reactividad de metales y halógenos

Mas activo	METALES	HALÓGENOS
	Litio	Flúor
	Rubidio	Cloro
	Potasio	Bromo
	Calcio	Yodo
	Sodio	
	Magnesio	
	Aluminio	
	Manganeso	
	Zinc	
	Hierro	
	Níquel	
	Estaño	
	Plomo	
	Cobre	
	Plata	
	Platino	
Menos activo	Oro	

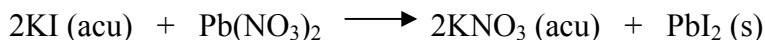
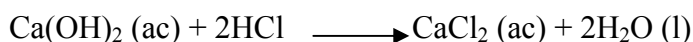
Por ejemplo:



5- Reacción de Doble desplazamiento, sustitución doble o metátesis: en este tipo de reacción produce un intercambio de iones entre los reactivos. Todas las reacciones de doble sustitución producen un precipitado (sólido resultado de una reacción química), un gas o agua.

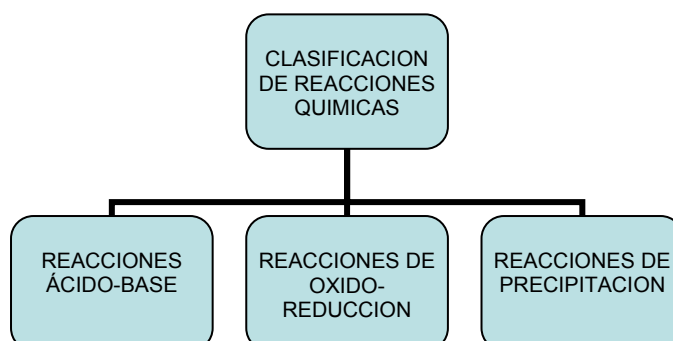


Ejemplo:



Pasos para reacciones de doble desplazamiento	
1. Escribir los reactivos en una ecuación con estructura básica.	$Al(NO_3)_3 + H_2SO_4$
2. Identificar los aniones y cationes de cada compuesto	Al^{+3}, NO_3^{-} H^{+}, SO_4^{-2}
3. Cruzar los cationes y aniones de los compuestos	Al^{+3}, SO_4^{-2} H^{+}, NO_3^{-}
4. Escribir las fórmulas de los productos	$Al_2(SO_4)_3$ HNO_3
5. Escribir la ecuación completa y balancearla: $2 Al(NO_3)_3 + 3 H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6 HNO_3$	

Además de esta clasificación de reacciones en la bibliografía se pueden encontrar otras que han seguido otros criterios. Así, muchas de las reacciones mencionada anteriormente se pueden ubicar dentro de las tres categorías que muestran en el siguiente esquema:



Así por ejemplo, las reacciones de combustión y combinación son también reacciones de oxidoreducción y muchas reacciones de doble desplazamiento son reacciones ácido-base o reacciones de precipitación.

ESTADO LÍQUIDO

El estado líquido es otro estado de agregación con propiedades particulares que en realidad pueden describirse pero no explicarse de manera sencilla mediante relaciones matemáticas simples. Las propiedades del estado líquido son diversas y varían en forma notable en los distintos líquidos. Las variaciones dependen de la naturaleza y las fuerzas de atracción entre las partículas que los constituyen.

- a) Viscosidad: es la resistencia de un líquido a fluir y se relaciona con las fuerzas intermoleculares de atracción y con el tamaño y forma de las partículas que lo constituyen.
- b) Tensión superficial: esta propiedad mide las fuerzas internas que hay que vencer para poder expandir el área superficial de un líquido.
- c) Acción capilar: todas las fuerzas que mantienen unido al líquido se denominan fuerzas de cohesión.

Las fuerzas de atracción entre un líquido y otra superficie se llaman fuerzas de adhesión. La acción capilar puede observarse en el extremo de un tubo capilar de vidrio, con una pequeña perforación, al sumergirlo en un líquido. Cuando las fuerzas de adhesión exceden a las fuerza de cohesión, el líquido continúa ascendiendo por los lados del tubo hasta que se alcanza un equilibrio entre las fuerzas de adhesión y el peso del líquido.

- d) Evaporación: es el proceso por el cual las moléculas de la superficie del líquido se desprenden y pasan a la fase gaseosa, para ello, las moléculas deben tener por los menos energía cinética mínima. El proceso inverso a la evaporación se llama condensación.
- e) Presión de vapor: la presión parcial de las moléculas de vapor por encima de la superficie de un líquido es la presión de vapor del mismo. Los líquidos que se evaporan con facilidad se llaman volátiles y tienen presiones de vapor relativamente altas.
- f) Puntos de ebullición y destilación: el punto de ebullición de un líquido a una presión dada es la temperatura a la cual la presión de vapor es exactamente igual a la presión aplicada. Una mezcla de líquidos con puntos de ebullición distintos con frecuencia pueden separarse de los componentes por destilación.. En este proceso la mezcla se calienta con lentitud hasta que la temperatura alcanza un punto tal que el líquido más volátil comienza a desprenderse.

Es preciso añadir calor a un líquido para que su temperatura se eleve. El calor específico ($J/g \cdot ^\circ C$) o la capacidad calorífica molar ($J/mol \cdot ^\circ C$) de un líquido es la cantidad de calor que debe añadirse a una masa determinada del mismo para elevar su temperatura un grado Celsius. El calor molar de vaporización (ΔH_{vap}) de un líquido es la cantidad de calor que debe añadirse a un mol de dicho líquido en el punto de ebullición para convertirlo a vapor sin cambio de temperatura. Los calores de vaporización también pueden expresarse en joules por gramo, o en KJ/mol .

El calor de condensación de un líquido es igual en magnitud al calor de vaporización, pero de signo opuesto.

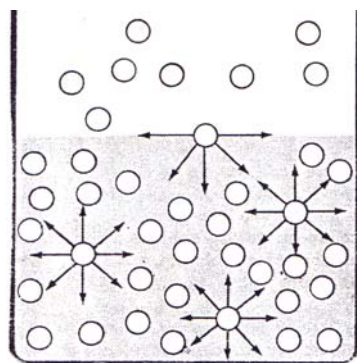
Cuando la temperatura de un líquido varía de T_1 a T_2 , la presión de vapor del mismo

cambia de P_1 a P_2 . Estos cambios se relacionan con el calor molar de vaporización ΔH_{vap} para el líquido mediante la ecuación de Clausius - Clapeyron:

$$\log (P_1/P_2) = \Delta H_{\text{vap}}/2,303 R (1/T_1 - 1/T_2)$$

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS

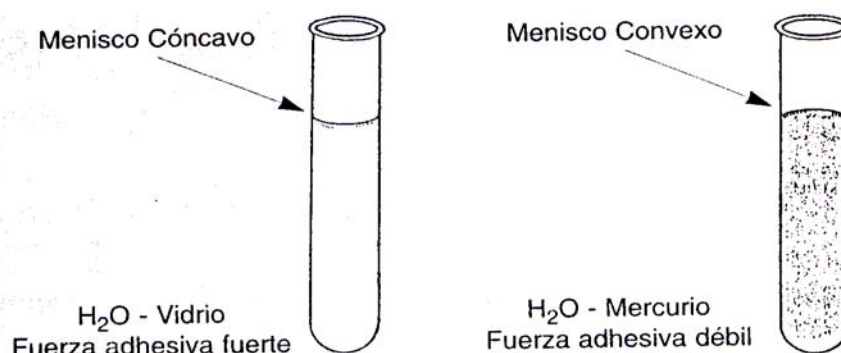
1. Los líquidos son incomprensibles: el poco espacio que hay entre las moléculas de un líquido impide una disminución de volumen, aún a altas presiones.
2. Los líquidos tienen volumen constante: esto se debe a la interdependencia que existe entre las moléculas.
3. Los líquidos no poseen forma definida: la movilidad de las moléculas en el líquido permite que resbalen unas sobre otras, tomando la forma del recipiente que lo contiene, formando una superficie libre horizontal. Esto permite que el líquido pueda “fluir” de diversas maneras, según las características del líquido se clasifican en líquidos “movibles” como el agua y “viscoso” como el aceite. La viscosidad es la resistencia de un fluido a que sus moléculas se desplacen.
4. Los líquidos se evaporan: en un líquido las moléculas tienen una energía cinética promedio; en los continuos choques de unas moléculas con otras hay intercambio de energía y algunas adquieren mayor energía; así mismo, si esas moléculas de mayor energía llegan a la superficie del líquido se produce un desequilibrio en las fuerzas de atracción; por esta razón algunas abandonan constantemente su medio y pasan a la fase de vapor, como consecuencia el nivel del líquido desciende a temperatura ambiente. Es importante notar que como las moléculas que escapan son las de mayor energía, la energía cinética promedio del líquido disminuye y se produce entonces un descenso de temperatura, esta es la razón por la cual aún en clima cálido se siente frío sobre la piel cuando se suda copiosamente ya que hay evaporación continua.
5. La Tensión Superficial: La tensión superficial de un líquido consiste en la fuerza de atracción que ejercen las moléculas del líquido sobre las moléculas más externas, es decir las moléculas de superficie que están en contacto con el aire o con las paredes del recipiente que contiene el líquido, (Ver figura). Por ejemplo la miel tiene una tensión superficial alta, se adhiere fuertemente a las paredes del recipiente, en cambio la solución jabonosa con menor tensión superficial se adhiere muy poco a la superficie.



Esta es la causa de la resistencia que ofrecen los líquidos a la rotura de la superficie. Por Ej. Insectos que caminan sobre el agua, la forma casi esférica de las gotitas de agua al

caer, agujas que flotan.

6. Capilaridad: las fuerzas de atracción de las moléculas del líquido que tienden a mantenerlas unidas dentro de un recipiente, adoptando la forma de éste, se denominan **fuerzas cohesivas**. Las fuerzas que existen entre las moléculas del líquido y las del recipiente se llaman **fuerzas adhesivas** que determinan la forma del menisco. El fenómeno de **capilaridad** consiste en el ascenso del líquido por un tubo muy angosto, capilares. Las fuerzas de adhesión entre el líquido y las paredes del tubo tienden a aumentar el área superficial del líquido. La tensión superficial del líquido tiende a reducir el área, y jala el líquido subiéndolo por el tubo. El líquido sube hasta que las fuerzas de adhesión y cohesión se equilibran con la fuerza de la gravedad sobre el líquido. La acción capilar ayuda a que el agua y los nutrientes disueltos suban por los tallos de las plantas.



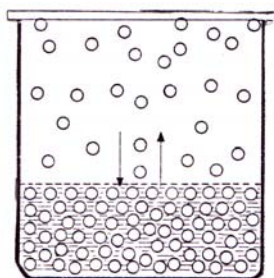
7. Calor de vaporización: se define como el calor necesario para superar las fuerzas de atracción entre las moléculas adyacentes de un gramo **de líquido para pasar a estado gaseoso**

PRESION DE VAPOR DE UN LÍQUIDO

La evaporación de un líquido puede darse a temperatura del ambiente o por calentamiento del mismo. En todas las fases de calentamiento, los líquidos pasan al estado gaseoso a través de su superficie libre (vaporización o evaporación) formando el “vapor” de ese líquido; este vapor pasa a su vez al estado líquido (condensación). Las moléculas que están en la superficie del líquido y poseen energía suficiente para vencer la atracción de las demás, escapan al líquido moviéndose como moléculas gaseosas encima del líquido, formando el “vapor”. Cuando estas moléculas “vaporizadas” chocan con la superficie del líquido penetran en él y quedan retenidas por las fuerzas de atracción ejercidas por las moléculas líquidas, el vapor se condensa. La evaporación será distinta si el líquido se coloca en un recipiente abierto o cerrado; en un recipiente abierto el líquido se evaporará totalmente. En cambio si se deja un líquido en un recipiente cerrado a temperatura ambiente se notará que el nivel de éste baja un poco al principio y luego se estaciona. Esto se debe a que el número de moléculas que escapan a la fase vapor se hace igual al número de moléculas que regresan al seno del líquido estableciéndose un equilibrio de tipo dinámico y en consecuencia el nivel del líquido no baja más. Ver figura.

Las moléculas de vapor en su movimiento chocan contra las paredes del recipiente y contra la superficie del líquido; se dice entonces que están ejerciendo presión y es lo que se llama Presión de Vapor, P_v , del líquido a la temperatura de trabajo. La P_v

depende de la naturaleza del líquido y de la temperatura. Al aumentar la temperatura aumenta la P_v , puesto que será mayor el número de moléculas con más energía y pasarán más moléculas al estado gaseoso, o sea, que se favorece la vaporización.



A continuación se observa en la tabla la variación de la P_v del agua al aumentar la temperatura.

TEMPERATURA	20 °C	40 °C	60 °C	80 °C	100 °C
P_v del H ₂ O (mm de Hg)	17,5	53,3	150	300	760

TEMPERATURA O PUNTO DE EBULLICIÓN

Cuando la presión de vapor se hace igual a la presión atmosférica, la evaporación se intensifica y el líquido burbujea, se dice que ha llegado a la ebullición. Y a la temperatura a la cual esto sucede se la llama punto de ebullición de líquido. El punto de ebullición de un líquido varía a medida que cambia la presión atmosférica; como es lógico se deduce que a diferentes alturas sobre el nivel del mar un mismo líquido hervirá a diferentes temperaturas. Cada 180 m que asciende en altura el punto de ebullición desciende aproximadamente 1°C.

En la siguiente tabla se puede apreciar la variación del punto de ebullición del agua en diferentes sitios de la tierra.

LUGAR	ALTURA	PUNTO DE EBULLICION
Monte Everest	8882 m sobre el nivel del mar	71 °C
Oruro (Bolivia)	3637 m sobre el nivel del mar	87 °C
Tunja (Colombia)	2820 m sobre el nivel del mar	90 °C
Armenia (Colombia)	1556 m sobre el nivel del mar	95 °C
Catamarca	450 m sobre el nivel del mar	97 °C
Mar del Plata	2 m sobre el nivel del mar	100 °C
Mar Muerto	395 m bajo el nivel del mar	102 °C

La temperatura de ebullición correspondiente a la presión de 760 mm de Hg (que es la presión a nivel del mar) se conoce con el nombre de punto de ebullición normal y es equivalente a 1 atmósfera.



UN LÍQUIDO MUY IMPORTANTE: EL AGUA

El agua es la biomolécula más abundante en el ser humano, constituye un 65-70 % del peso total del cuerpo. Esta proporción debe mantenerse muy próxima a estos valores para mantener la homeostasis hídrica, por lo contrario el organismo se ve frente a situaciones patológicas debidas a la deshidratación o la retención de líquidos. La importancia del estudio de la biomolécula agua radica en el hecho de que la totalidad de las reacciones bioquímicas se realizan en el seno del agua, todos los nutrientes se transportan en el seno del agua.

Al estudiar enlace químico aprendimos que la molécula de agua es tetraédrica, con el átomo de oxígeno en el centro y los dos átomos de hidrógeno en los vértices de dicho tetraedro quedando los otros dos vértices ocupados por los electrones no compartidos del oxígeno. Esto hace que la molécula de agua sea un dipolo eléctrico, lo que explica muchas de sus propiedades físicas y químicas, ya sea por la formación de puentes de hidrogeno o por solvatación de otras moléculas.

Propiedades físicas y químicas del agua. Las propiedades del agua son la base de una serie de funciones esenciales para la integridad del organismo, tales propiedades se pueden agrupar como:

a) Elevada *temperatura de ebullición*. En comparación con otros compuestos de fórmula semejante (H_2S , H_2Se), la temperatura de la ebullición del agua es realmente la más elevada $100^\circ C$ a 1 atmósfera (frente a $-60,7^\circ C$ del compuesto H_2S). Esto permite que el agua permanezca en estado líquido en un amplio rango de temperatura, de 0 a $100^\circ C$, lo que facilita la existencia de vida en diferentes climas incluso en temperaturas extremas como las aguas congeladas o las termales.

b) Elevado *calor de vaporización*. El valor para el agua es de 536 cal/g. Este valor tan elevado permite eliminar el exceso de calor producido en el catabolismo evaporando cantidades muy pequeñas de agua, también posibilita mantener la temperatura del cuerpo más baja que la del medio ambiente, es uno de los mecanismos de regulación que permite eliminar el calor producido por la evaporación continua de agua se presenta por la piel, los pulmones y la respiración. Hay que tener en cuenta la evaporación del sudor que también contribuye al control térmico.

c) Elevada *conductividad calórica*. El agua conduce con facilidad el calor de un lugar a otro, lo que permite la termoregulación ayudando a mantener e igualar la temperatura en las diferentes zonas del organismo.

d) *Densidad máxima $4^\circ C$* . La densidad del agua a esta temperatura es 1g/ml. Permite que el hielo (por ser menos denso) flote en el agua. Esto evita que se congele la masa oceánica en los casquetes polares y facilita la vida marina.

e) Elevado *calor específico*. El calor específico está definido como el calor necesario para elevar la temperatura de un gramo de un líquido en $1^\circ C$, para el agua es de 1 cal / g $\times^\circ C$) Esta propiedad permite que el agua absorba una gran cantidad de calor antes de aumentar la temperatura, en el organismo se produce una cantidad apreciable de calor por el metabolismo energético y la temperatura corporal cambia muy poco, de esta manera el agua se convierte en un mecanismo estabilizador de la temperatura evitando un excesivo aumento o disminución de la misma, a través de la circulación sanguínea.

f) Elevada *constante dieléctrica*. La constante dieléctrica es la capacidad que tiene un líquido de mantener dos cargas eléctricas lo suficientemente aisladas para oponerse a la atracción, este valor es para el agua a $20^\circ C$ de 80, el agua es el compuesto que presenta mayor constante dieléctrica, lo que permite que sea un buen disolvente para compuestos iónicos y sales cristalizadas ya que las moléculas de agua se interponen entre los iones para mantenerlos aislados debilitando las fuerzas de



atracción entre iones de carga opuesta.

g) Capacidad de *hidratación o solvatación de iones*. El carácter dipolar del agua hace que las moléculas rodeen los iones aislándolos de los demás iones bien sean negativos o positivos.

h) *Disolvente de moléculas polares* de naturaleza no iónica. Se debe a la capacidad del agua de formar puente de hidrógeno con grupos polares de otras moléculas, se pueden disolver compuestos polares como alcoholes, aminas y carbohidratos, vitaminas etc.

i) Disolvente de moléculas *anfipáticas*. El agua tiene la capacidad de disolver moléculas anfipáticas como los jabones (una molécula se considera anfipática cuando presenta en su estructura química grupos polares y no polares simultáneamente), se forman unas partículas denominadas micelas en las que se encuentran asociados los grupos no polares hacia adentro de la partícula y los grupos polares hacia el exterior para estar en contacto íntimo con el agua (supongamos que una molécula anfipática tiene forma de alfiler donde las cabezas son polares y los cuerpos del alfiler son no polares, cuando agrupamos muchos alfileres en una bola de icopor todas las cabezas quedan hacia el exterior de la partícula formada, esto es similar a una micela).

Las últimas tres propiedades hacen que el agua sea considerada como el solvente universal, sobretodo en lo que respecta a los organismos donde las propiedades como disolvente hacen posible la realización de procesos como transporte, nutrición, osmosis que son vitales en el desarrollo y función de los organismos.

j) Elevada *tensión superficial*. El agua presenta una tensión superficial alta que se disminuye con la adición de sustancias que reciben el nombre de tensioactivas (jabones, detergentes). La presencia de estas sustancias facilita el intercambio de sustancias entre tejidos porque se disminuye la resistencia a la ósmosis, facilita la mezcla y emulsificación de grasas en el medio acuoso, las sales biliares ejercen acción tensioactiva facilitando la emulsificación y la digestión de las grasas. El epitelio alveolar secreta una sustancia fosfolipídica, que disminuye la tensión superficial del agua que reviste el alvéolo para que se pueda producir con facilidad la expansión pulmonar, en ausencia de esta sustancia se presentaría un colapso de las estructuras alveolares.

k) *Transparencia*. Esta propiedad física no afecta directamente al ser humano, es importante para la fotosíntesis de la flora marina, recordemos que este es el comienzo de una cadena alimenticia que finaliza en el hombre.

SOLUCIONES: UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Fundamentación

Las soluciones son mezclas homogéneas de sustancias (una sola fase) con composiciones variables. Resultan de la mezcla de dos o más sustancias puras diferentes cuya unión no produce una reacción química sino solamente un cambio físico. Una sustancia (soluto) se disuelve en otra (solvente) formando una sola fase. Los componentes pueden separarse utilizando procedimientos físicos. EL soluto es el que se encuentra en menor cantidad y el solvente o disolvente es el que está en mayor cantidad. Cuando hacemos referencia a SOLUCIÓN ACUOSA se quiere expresar que el solvente es el agua. El soluto puede ser un sólido, un líquido o un gas. De acuerdo al estado físico de los componentes pueden obtenerse los siguientes tipos de soluciones:



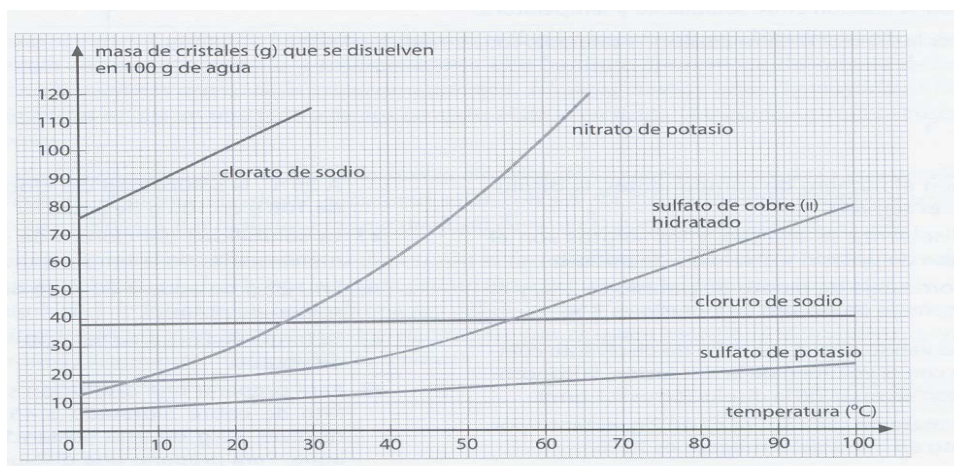
Soluto	Solvente	Ejemplo
Sólido	Sólido	Aleaciones
Sólido	Líquido	Soluciones salinas
Sólido	Gaseoso	Humo
Líquido	Sólido	Geles
Líquido	Líquido	Emulsión (mayonesa)
Líquido	Gaseoso	Niebla
Gaseoso	Sólido	Roca volcánica
Gaseoso	Líquido	Soda
Gaseoso	Gaseoso	Aire

Miscibilidad: Capacidad de una sustancia para disolverse en otra. Es un dato cualitativo. Separa los pares de sustancias en "miscibles" y "no miscibles".

Solubilidad: Cantidad máxima de soluto que puede ser disuelta por un determinado solvente. Varía con la presión y con la temperatura. Es un dato cuantitativo. La solubilidad de los sólidos en los líquidos es siempre limitada y depende de la naturaleza del solvente, de la naturaleza del soluto, de la temperatura y muy poco de la presión. Unos de los factores que afectan la solubilidad de una sustancia es la temperatura y generalmente aumenta al ascender la temperatura. En la siguiente tabla se observan algunos datos referentes a la variación de la solubilidad de distintos solutos con la temperatura.

Temperatura °C	(S) Solubilidad (g soluto / 100 g de agua)				(S)g soluto/ 100g de solución.
	KClO ₃	Na ₂ SO ₄ hidratado	Na ₂ SO ₄ anhidro	NaCl	Ca(OH) ₂
0	3,3	5,0		35,7	0,185
10	5,0	9,0		35,8	0,176
20	7,4	19,4		36,0	0,165
30	10,5	40,8		36,3	0,153
40	14,0		48,8	36,6	0,141
50	19,3		46,7	37,0	0,128
60	24,5		45,3	37,3	0,116
70	31,5			37,8	0,106
80	38,5		43,7	38,4	0,094
90	48,0			39,0	0,085
100	57,0		42,5	39,8	0,077

Curva de solubilidad: es la representación gráfica de la variación de la solubilidad de un soluto (eje y) con la temperatura de la solución (eje x).



Generalmente la disolución de un sólido en líquido va acompañada por una variación significativa de temperatura, manifestación del así llamado calor de disolución. Casi siempre se trata de un enfriamiento, que es tanto más notable cuanto mayor es el aumento de solubilidad en función de la temperatura (curva de solubilidad con pendiente pronunciada).

Determinación de puntos en la curva de solubilidad

Los puntos que permiten trazar la curva de solubilidad de una solución de sólido en líquido

pueden obtenerse según dos ideas diferentes:

1. Obtener una solución saturada sin preocuparse de pesar o medir con exactitud las cantidades iniciales de soluto y solvente. Obtenida una solución saturada a una temperatura

prefijada, se determina la concentración de dicha solución (solubilidad) por alguno de los métodos de análisis químico cuantitativo. La experiencia se repite para diversas temperaturas.

2. Poner en contacto una cantidad exactamente pesada o medida de solvente con una cantidad exactamente pesada de soluto, y determinar a que temperatura ambos componentes forman una solución saturada. En la práctica, y suponiendo que la solubilidad aumente con la temperatura, se calienta el sistema a una temperatura elevada de modo que se forma una solución no saturada y luego se enfría hasta que la solución quede saturada y comiencen a separarse los primeros cristales. En ese momento se mide la temperatura. La experiencia se repite para diferentes concentraciones.

Agua de cristalización:

Los cristales formados a partir de soluciones acuosas pueden en muchos casos contener combinadas cantidades definidas de agua, como por ejemplo: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. A estas sustancias se las denomina hidratos y a veces también hidratos salinos porque casi siempre se trata de sales. Si se disuelve en agua sulfato cúprico anhidro (polvo blanco), la solución resultante es azul debido a la presencia de los iones hidratados: $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$. Al evaporar el agua de la solución se separan de ella cristales azules que tienen la composición que corresponde a la fórmula $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Calentando estos cristales, ceden nuevamente el agua y queda el polvo blanco de la sal anhidra.

Como se dijo anteriormente el solvente se presenta en mayor proporción que el soluto, sin embargo en algunos casos no resulta clara la diferenciación entre soluto y solvente. Por ejemplo si se disuelven 10g de H_2SO_4 en 90g de agua, tendremos una solución en la cual el agua aparece claramente como el solvente, pero si en cambio se disuelven 60g de ácido en 40g de agua, el ácido predomina en la solución. Sin embargo en la práctica, ambas son consideradas soluciones acuosas del ácido sulfúrico.

Cualquier sustancia puede ser considerada como solvente en tanto tenga capacidad para



incorporar a otras en su seno. El solvente general en los sistemas biológicos es el agua, sustancia que posee características muy particulares, que la convierten en un vehículo muy eficiente de los miles de compuestos que constituyen los seres vivos. Como sabemos en el agua los dos átomos de hidrógeno están unidos a un átomo de oxígeno por enlaces covalentes polares simples, que forman entre sí un ángulo de $104,5^\circ$, esta disposición hace que la molécula de agua sea un dipolo, y es precisamente esa polaridad lo que la convierte en un solvente muy eficaz para dispersar e interactuar con otras moléculas polares.

Concentración: cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solvente, o cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solución. Siempre indica una relación entre soluto y solvente, o entre el soluto y la solución.

Expresión de la concentración de las soluciones

Frecuentemente se usan los términos diluida o concentrada para indicar que la cantidad relativa de soluto es muy pequeña o muy elevada respectivamente. Esta forma de expresión sólo tiene valor relativo; todo lo que se puede afirmar es que una solución es más o menos diluida o más o menos concentrada que otra. Otra expresión usada es la de solución saturada.

Solución Saturada: Solución que contiene la máxima cantidad de soluto que el solvente puede disolver a esa presión y esa temperatura. Si se le agrega más soluto no lo disuelve: si es un sólido en un solvente líquido, el exceso precipita; si es un líquido en solvente líquido, el exceso queda separado del solvente por encima o por debajo según su densidad relativa; si es un gas en un solvente líquido, el exceso de soluto escapa en forma de burbujas. En una solución saturada de un sólido en un líquido, el proceso de disolución tiene la misma velocidad que el proceso de precipitación.

Solución No Saturada: Solución que contiene una cantidad de soluto menor que la que el solvente puede disolver a esa presión y esa temperatura.

En las soluciones en las que el soluto es un gas y el solvente es un líquido, como es el caso del oxígeno disuelto en agua o el dióxido de carbono disuelto en agua, la solubilidad disminuye con el aumento de la temperatura y aumenta con el aumento de la presión. En el caso de la soda, la solución es la porción líquida del sistema, es allí donde se encuentra el gas disuelto, pero no se lo ve justamente por que es un sistema homogéneo. Cuando se visualizan las burbujas, éstas ya no forman parte de la solución, pues salieron de ella y constituyen otra fase. En ciertas condiciones, es posible, incorporar más sustancia que la correspondiente al límite de saturación; se dice entonces que la solución es **sobresaturada**. Estas soluciones sobresaturadas son inestables, pues el exceso de soluto, ya sea por agitación o enfriamiento, tiende a separarse y precipitar. En el caso particular de la solución de gas en líquido como la citada anteriormente, cuando se prepara la soda se trabaja en condiciones de sobresaturación, para ello el solvente líquido (agua) está a baja temperatura y el soluto gaseoso (dióxido de carbono) se incorpora al líquido a elevada presión. Es por ello que cuando se abre una botella de soda, la presión disminuye y el exceso de soluto se separa de la solución y aparecen las burbujas y si se calienta o agita también.

En Química es frecuente precisar las relaciones exactas entre cantidades de soluto y solvente o soluto y solución. Para ellas pueden utilizarse diferentes tipos de expresión:

a- Soluciones porcentuales:

Indican la cantidad de soluto, en masa o volumen, en relación a 100 partes de la solución o del solvente. Pueden referirse a porcentaje P / P, de peso en peso o masa en masa, o m/m; porcentaje de peso en volumen P / V, o porcentaje de volumen en volumen V / V.

Por ejemplo: si se dice que se tiene una solución de Na Cl al 8% P / P, se quiere indicar



que contiene 8g de Na Cl en 100g de solución. Si, en cambio, se expresa 8% P / V, se quiere indicar que contiene 8g de Na Cl en 100ml de solución.

Cuando el soluto es líquido, resulta práctico dar la relación de volúmenes de soluto y solvente. Así por ejemplo podrá referirse a una solución de metanol en agua como 1:100, la cual indica que contiene 1 parte de metanol en volumen, y 100 partes de agua. En cambio si decimos que la solución de metanol es 1% V / V, indica que hay 1ml de metanol por cada 100ml de solución.

Problema 1: Realice los cálculos para preparar 80 g de solución de KBr al 5%.

$$\begin{array}{r} \text{Si en 100 g solución} \quad \text{———} \quad 5 \text{ g de KBr} \\ 80 \text{ g solución} \quad \text{———} \quad x \end{array} \quad \boxed{x = 4 \text{ g de KBr}}$$

Problema 2: En algunos jugos de consumo masivo se puede leer en la etiqueta: “para preparar diluir 1 + 9”. ¿Qué significa, y cómo realizaría el cálculo de la cantidad de concentrado necesario para 1 l de agua?

Significa que por cada 1 ml de jugo concentrado se debe agregar 9 ml de agua.

$$\begin{array}{r} \text{Si 1 ml concentrado} \quad \text{———} \quad 9 \text{ ml de agua} \\ x \quad \text{———} \quad 1.000 \text{ ml de agua} \end{array}$$

$$\boxed{x = 111 \text{ ml jugo concentrado}}$$

b - Soluciones molares:

La concentración se expresa en moles de soluto por 1 litro de solución. Esta concentración, o molaridad M corresponde a la relación:

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{\text{volumen de solución en litros}} = \frac{n}{V} \quad (1)$$

Recuerde que:

$$\text{n}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molecular}} = \frac{m \text{ (g)}}{MM \text{ (g/mol)}} \quad (2)$$

Reemplazando (2) en (1)

$$\boxed{M = \frac{\frac{m}{MM}}{V} = \frac{\frac{\text{(g)}}{\text{(g/mol)}}}{\text{(l)}}} \quad (3)$$

Esta fórmula permite calcular fácilmente la molaridad de una solución conociendo la masa de la sustancia disuelta y el volumen en litros de la solución.

Despejando de (3):



$$m \text{ (g)} = M \text{ (mol/l)} \times MM \text{ (g/mol)} \times V \text{ (l)}$$

Esta fórmula nos permite calcular la masa de soluto presente en un volumen dado de solución si se conoce su molaridad.

También de (3) obtenemos:

$$V \text{ (l)} = \frac{m \text{ (g)}}{MM \text{ (g/mol)} \times M \text{ (mol/l)}}$$

Esta fórmula nos permite calcular el volumen final de una solución sabiendo su molaridad y la masa de soluto.

Nota: los problemas de soluciones pueden resolverse también por regla de 3 simple.

Problema 3: Explique qué significa que una solución sea 1 M.

Significa que contiene 1 mol de soluto por cada litro de solución.

Solución molar con soluto sólido

Problema 4: Realice los cálculos para preparar 200cm³ de solución 0,4 M de Na₂SO₄.

$$V = 200 \text{ cm}^3 = 0,2 \text{ l}$$

$$M = 0,4 \text{ mol / l}$$

$$MM \text{ (Na}_2\text{SO}_4\text{)}$$

$$\text{Na} = 23 \times 2 = 46$$

$$\text{S} = 32 \times 1 = 32$$

$$\text{O} = 16 \times 4 = 64$$

$$142 \text{ g/mol}$$

$$m = ?$$

$$\text{como } m = M \times V \times MM$$

$$m = 0,4 \text{ mol / l} \times 0,2 \text{ l} \times 142 \text{ g / mol}$$

$$m = 11,36 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Soluciones molares con soluto líquido

Problema 5: A partir de una solución de H₂SO₄ al 93%, de $\delta = 1,855 \text{ g/cm}^3$, se desea preparar 100cm³ de solución de H₂SO₄ 0,1 M.

Primero averiguo la masa de soluto que se necesita para preparar la solución:

$$m = ?$$

$$V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ l}$$

$$M = 0,1 \text{ mol / l}$$

$$m = M \times V \times MM$$

$$m = 0,1 \text{ mol / l} \times 0,1 \text{ l} \times 98 \text{ g / mol}$$

$$m = 0,98 \text{ g de soluto}$$

$$MM \text{ (H}_2\text{SO}_4\text{)}$$



$$\begin{cases} H = 1 \times 2 = 2 \\ S = 32 \times 1 = 32 \\ O = 16 \times 4 = 64 \\ \hline 98 \text{ g/mol} \end{cases}$$

Luego empleamos el dato de la masa de soluto para calcular la masa de la solución.

	Si 93g ácido puro	-----	100g solución
para	0,98g ácido puro	-----	x g solución

$$x = 1,05 \text{ g solución}$$

Conociendo la masa y densidad de la solución se puede calcular el volumen de la solución de ácido que se requiere para preparar los 100 cm³ de solución 0,1 M.

$$V = \frac{m}{\delta} = \frac{1,05 \text{ g}}{1,855 \text{ g/cm}^3}$$

$$V = 0,566 \text{ cm}^3$$

Este volumen es el que se debe extraer con pipeta y llevar a un matraz aforado de 100 cm³ y enrasar con agua destilada.

Problema 6: Averigüe la molaridad de una solución que contiene 1,6 g de hidróxido de sodio en 250 ml de solución.

$$\begin{aligned} M &= ? \\ m &= 1,6 \text{ g} \\ MM_{\text{Na.OH}} &= 40 \text{ g/mol} \\ V &= 0,25 \text{ l} \end{aligned}$$

Primero calculo la MM del hidróxido y paso el volumen a litros. Luego calculo M.

$$M = \frac{\frac{1,6 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}}{0,25 \text{ l}} \quad M = 0,16 \text{ mol/l}$$

Nota: 1M (molar) = 1.000mM (milimolar) = 1x10³mM = 1.000.000µM (micromolar) = 1x10⁶ µM

c - Soluciones normales

La concentración se expresa en n° de equivalentes de soluto por 1 litro de solución. Esta concentración o **normalidad**, N, corresponde a la relación:

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ equivalentes}}{\text{volumen en litros de solución}} = \frac{\text{n}^\circ \text{Eq}}{V} \quad (1)$$

N° de equivalente: se obtiene dividiendo la masa de soluto en la masa o peso



equivalente, es decir:

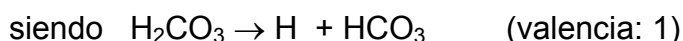
$$n^{\circ}\text{Eq} = \frac{m}{\text{P}_{\text{eq}}} \quad (2)$$

El peso equivalente P_{eq} , se obtiene dividiendo la masa que corresponda a un mol de soluto por la valencia con la cual actuó.

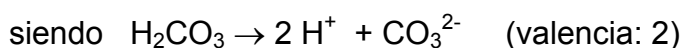
Por ello:

1 - Si se trata de un **ácido** se divide la masa de un mol en el número de hidrógenos disociados.

Ejemplo:



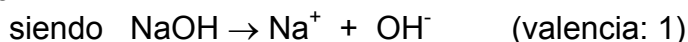
$$\text{P}_{\text{eq}} = \frac{62 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 62 \text{ g/eq}$$



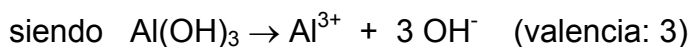
$$\text{P}_{\text{eq}} = \frac{62 \text{ g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 31 \text{ g/eq}$$

2 - Si se trata de un hidróxido, se divide la masa de un mol en el número de grupos oxhidrilos disociados.

Ejemplo:



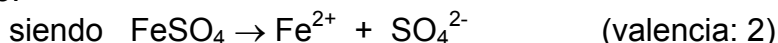
$$\text{P}_{\text{eq}} = \frac{40 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 40 \text{ g/eq}$$



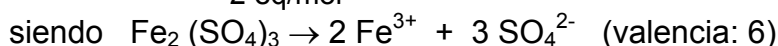
$$\text{P}_{\text{eq}} = \frac{78 \text{ g/mol}}{3 \text{ eq/mol}} = 26 \text{ g/eq}$$

3 - Si se trata de una **sal**, se divide la masa de un mol en el número total de aniones o cationes que libera al disociarse multiplicado por la carga de cada uno de estos iones.

Ejemplo.



$$\text{P}_{\text{eq}} = \frac{152 \text{ g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 76 \text{ g/eq}$$



$$P_{eq} = \frac{400 \text{ g/mol}}{6 \text{ eq/mol}} = 66,7 \text{ g/eq}$$

En general diremos que el peso equivalente resulta de dividir la masa molecular del soluto en el número de cargas positivas o negativas que resulten de la disociación del soluto.

Reemplazando (2) en (1) tenemos:

$$N = \frac{\frac{m}{P_{eq}}}{V} \quad (3)$$

Esta fórmula nos permite calcular fácilmente la normalidad conociendo, el soluto y su masa, y el volumen de la solución.

Despejando de (3) tenemos:

$$m = N \times V \times P_{eq}$$

Esta fórmula nos permite calcular la masa de soluto conociendo la identidad del mismo y la normalidad y volumen de la solución.

También de (3):

$$V = \frac{\frac{m}{P_{eq}}}{N}$$

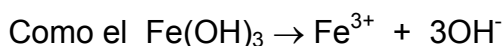
Esta fórmula nos permite calcular el volumen final de solución conociendo la identidad y cantidad de soluto y la normalidad de la solución.

Problema 7: Explique el significado de la expresión “solución 1 N”

Es aquella solución que posee un equivalente de soluto disuelto en un litro de solución.

Solución normal con soluto sólido

Problema 8: Realice los cálculos para preparar 250 cm³ de solución 0,5 N de hidróxido férrico.



$$P_{eq} = \frac{107 \text{ g/mol}}{3 \text{ eq/mol}} = 35,6 \text{ g/eq}$$

$$m = ?$$

$$N = 0,5 \text{ eq/l}$$

$$V = 0,250 \text{ l}$$



$$P_{eq} = 35,6 \text{ g/eq}$$

$$m = N \cdot V \cdot P_{eq}$$
$$m = 0,5 \text{ eq/l} \cdot 0,25 \text{ l} \cdot 35,6 \text{ g/eq}$$

$$m = 4,45 \text{ g}$$

Soluciones normales con soluto líquido

Problema 9: A partir de una solución de H_3PO_4 al 75 % de $\delta = 1,71 \text{ g/cm}^3$ se desea preparar 250 cm^3 de solución de H_3PO_4 0,6 N.

Primero se averigua la masa de soluto de la solución que deseas preparar.

$$P_{eq} = \frac{98 \text{ g/mol}}{3 \text{ eq/mol}} = 32,6 \text{ g/eq}$$

$$m = ?$$

$$N = 0,6 \text{ eq/l}$$

$$V = 0,25 \text{ l}$$

$$m = N \cdot V \cdot P_{eq}$$
$$m = 0,6 \text{ eq/l} \cdot 0,25 \text{ l} \cdot 32,6 \text{ g/eq}$$
$$m = 4,98 \text{ g}$$

Luego empleamos el dato de la concentración % m/m:

$$\begin{array}{l} \text{Si} \quad 75 \text{ g de ácido puro} \quad \text{---} \quad 100 \text{ g de solución} \\ \quad \quad 4,8 \text{ g de ácido puro} \quad \text{---} \quad x \text{ g de solución} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad x = 6,52 \text{ g} \end{array}$$

Conociendo la masa y densidad de la solución puedo calcular el volumen de la solución de ácido que requiero para preparar 250 cm^3 de solución.

$$V = \frac{m}{\delta} = \frac{6,25 \text{ g}}{1,71 \text{ g/cm}^3}$$

$V = 3,65 \text{ cm}^3$ es el volumen que debo sacar de la botella de ácido concentrado y luego llevar a matraz de 250 cm^3 y enrasar.

d - Soluciones molales

La concentración se expresa en número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

Esta concentración o **molalidad**, **m**, corresponde a la relación:

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{kg de solvente}} \quad (1)$$

$$\text{como } n^\circ = \frac{\text{masa}}{\text{MM}} \quad (2)$$

Reemplazando (2) en (1)

$$m = \frac{\frac{m}{MM}}{\text{kg de solvente}}$$

Problema 10: Calcule la molalidad de una solución que posee 20 g de NaOH en 100 g de solución.

$$m = ?$$

$$\text{masa} = 20 \text{ g}$$

$$MM = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 100 \text{ g} - 20 \text{ g}$$

$$m_d = 80 \text{ g} = 0,080 \text{ kg}$$

$$m = \frac{\frac{20 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}}{0,080 \text{ kg}}$$

$m = 2,04 \text{ mol/kg}$

se dice que la solución es 2,04 molal

e - Fracción molar

Es otra unidad de concentración de soluciones referidas al soluto y al solvente. La **fracción molar** se indica con X y con el subíndice s para el soluto y d para el disolvente. Están dados por las siguientes relaciones:

$X_s = \frac{n_s}{n_t}$	$X_d = \frac{n_d}{n_t}$
-------------------------	-------------------------

donde

- X_s : Fracción molar de soluto
- n_s : Número de moles de soluto
- n_t : Número de moles totales ($n_t = n_s + n_d$)
- n_d : Número de moles de disolvente
- X_d : Fracción molar del disolvente

siempre que se cumpla que: $X_s + X_d = 1$

Problema 11: Una solución que contiene 128 g de metanol (CH_3OH) en 108 g de agua. ¿Cuál es la fracción molar del soluto y del solvente?

$$M_s = 128 \text{ g}$$

$$MM_s = 32 \text{ g/mol}$$

$$n^{\circ}_s = \frac{128 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}}$$

$$n^{\circ}_s = 4 \text{ moles}$$

$$m_d = 108 \text{ g}$$

$$MM_d = 18 \text{ g/mol}$$

$$n^{\circ}_d = \frac{108 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$n^{\circ}_d = 6 \text{ moles}$$



COMO:

$$n_t = n_s + n_d$$

entonces: $n_t = 4 \text{ moles} + 6 \text{ moles}$

$$n_t = 10 \text{ moles}$$

$$X_s = \frac{4 \text{ moles}}{10 \text{ moles}}$$

$$X_s = 0,4$$

$$X_d = \frac{6 \text{ moles}}{10 \text{ moles}}$$

$$X_d = 0,6$$

$$\begin{aligned} \text{Se cumple que: } X_s + X_t &= 1 \\ 0,4 + 0,6 &= 1 \end{aligned}$$

Problema 12: Calcular la fracción molar de cada uno de los componentes de una solución acuosa que contiene 31,2 % de glicerina ($C_3 H_8 O_3$).

31,2 % significa que hay 31,2 g de soluto por cada 100 g de solución.

Por lo tanto:

$$m_s = 31,2 \text{ g}$$

$$MM_s = 92 \text{ g/mol}$$

$$n_s = \frac{31,2 \text{ g}}{92 \text{ g/mol}}$$

$$n_s = 0,33 \text{ moles}$$

$$n_t = 0,33 \text{ moles} + 3,82 \text{ moles} = 4,15 \text{ moles}$$

$$X_s = \frac{0,33 \text{ moles}}{4,15 \text{ moles}}$$

$$\begin{aligned} X_s &= 0,079 \\ X_s + X_d &= 1 \\ 0,079 + 0,91 &= 1 \end{aligned}$$

$$m_d = 68,8 \text{ g}$$

$$MM_d = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_d = \frac{68,8 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$n_d = 3,82 \text{ moles}$$

$$X_d = \frac{3,82 \text{ moles}}{4,15 \text{ moles}}$$

$$X_d = 0,91$$

f) Parte por millón p.p.m:

Cuando una solución está muy diluida se usan como unidades de concentración las p.p.m.. Una parte por millón equivale a 1mg de soluto por 1 litro de solución o 1 kg de solución.



Ejemplo: La fórmula para lactantes se prepara a menudo con leche evaporada. En 1972 se desató una polémica porque se descubrió que la leche evaporada en lata contenía hasta 3,2ppm de plomo que se había disuelto de la soldadura utilizada para fabricar la lata.

¿Cuántos gramos de plomo estarían presentes en una lata de 470ml de leche evaporada?

Si 3,2ppm son 3,2mg----- 1 Litro
Xmg ----- 0,470Litros

$$X = 1,504\text{mg} = 0,001504\text{gramos}$$

Problema integral: Una solución acuosa de H_2SO_4 al 11% m/m tiene una densidad de $1,069 \text{ g/cm}^3$. Exprese su concentración en:

- a - g soluto /100g solución
- b - g soluto /100g solvente
- c - g soluto /100 cm^3 solución
- d - g soluto /100 cm^3 solvente
- e - M
- f - N
- g - m
- h - X_s y X_d

Primero: ordena los datos en el siguiente cuadro

	soluto	solvente	solución
masa	11 g		100 g
volumen			
densidad		1 g/cm^3	$1,069 \text{ g/cm}^3$

Segundo: por diferencia calcula la masa de solvente y recordando la relación $V = m / \delta$, calcula el volumen del solvente y de la solución.

Tercero: completa el cuadro con esos datos:

	soluto	solvente	solución
masa	11 g	89 g	100 g
volumen		89 cm^3	$95,59 \text{ cm}^3$
densidad		1 g/cm^3	$1,08 \text{ g/cm}^3$

Cuarto: Resuelve cada ítem:

a - Si 11 g de soluto _____ 100 g de solución
x _____ 100 g de solución

$x = 11 \text{ g de soluto}$

b - Si 11 g de soluto _____ 89g de solvente
x _____ 100 g de solvente

$$x = 12,35 \text{ g de soluto}$$

$$\begin{array}{l} \text{c - Si } 11 \text{ g de soluto} \\ x \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 92,59 \text{ cm}^3 \text{ de solución} \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ de solución} \end{array}$$

$$x = 11,88 \text{ g de soluto}$$

$$\begin{array}{l} \text{d - Si } 11 \text{ g de soluto} \\ x \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{l} 89 \text{ cm}^3 \text{ de solvente} \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ de solvente} \end{array}$$

$$x = 12,35 \text{ g de soluto}$$

$$\text{e - MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{\frac{m}{\text{MM}}}{V} = \frac{\frac{11 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}}{0,09259 \text{ l}}$$

$$M = 1,21 \text{ mol/l}$$

$$\text{f - Peq} = 49 \text{ g/eq}$$

$$N = \frac{\frac{m}{\text{Peq}}}{V} = \frac{\frac{11 \text{ g}}{49 \text{ g/eq}}}{0,09259 \text{ l}}$$

$$N = 2,42 \text{ eq/l}$$

g -

$$m = \frac{\frac{m}{\text{MM}}}{\text{Kg}} = \frac{\frac{11 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}}{0,089 \text{ kg}}$$

$$m = 1,26 \text{ mol/kg}$$

h -

$$n_s = \frac{11 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,112 \text{ moles}$$

$$n_d = \frac{89 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 4,94 \text{ moles}$$

$$n_t = 0,112 \text{ moles} + 4,94 \text{ moles} = 5,05 \text{ moles}$$

$$X_s = \frac{0,112 \text{ moles}}{5,05 \text{ moles}}$$

$$X_s = 0,02$$

$$X_d = \frac{4,94 \text{ moles}}{5,05 \text{ moles}}$$

$$X_d = 0,97$$

$$0,02 + 0,97 = 1$$

g - Diluciones

Existe una expresión muy útil para calcular la concentración de una solución cuando se debe diluir desde un volumen V_1 de concentración N_1 , hasta un volumen V_2 de normalidad N_2 .

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

Problema 13: Calcular la normalidad de una solución preparada al diluir 5 cm^3 de H_3PO_4 3 N hasta un volumen final de 25 cm^3 .

$$V_1 = 5 \text{ cm}^3$$

$$N_1 = 3 \text{ N}$$

$$V_2 = 25 \text{ cm}^3$$

$$N_2 = ?$$

$$N_2 = \frac{V_1 \cdot N_1}{V_2}$$

$$N_2 = \frac{5 \text{ cm}^3 \cdot 3 \text{ N}}{25 \text{ cm}^3}$$

$$N_2 = 0,6 \text{ N}$$

La expresión citada anteriormente también puede usarse en procesos de neutralización.

Problema 14 : ¿Cuál es la normalidad de una solución de H_2SO_4 si $23,67 \text{ cm}^3$ de la misma neutraliza $26,73 \text{ cm}^3$ de NaOH 0,0936 N?

$$N_1 = ?$$

$$V_1 = 23,67 \text{ cm}^3$$

$$N_2 = 0,0936 \text{ N}$$

$$V_2 = 26,73 \text{ cm}^3$$

$$N_1 = \frac{V_2 \cdot N_2}{V_1}$$

$$N_1 = \frac{26,73 \text{ cm}^3 \cdot 0,0936 \text{ N}}{23,67 \text{ cm}^3}$$

$$N = 0,1 \text{ N}$$

Valoración o Titulación: es el proceso mediante el cual es posible conocer con exactitud la concentración de una solución. Uno de los métodos más comunes para valorar soluciones se basa en las reacciones de neutralización. Es posible determinar el título

(concentración exacta) de una solución mediante la reacción (neutralización) de esta con una solución de concentración conocida (llamada patrón secundario) o de una cantidad exacta de sustancia (patrón primario).

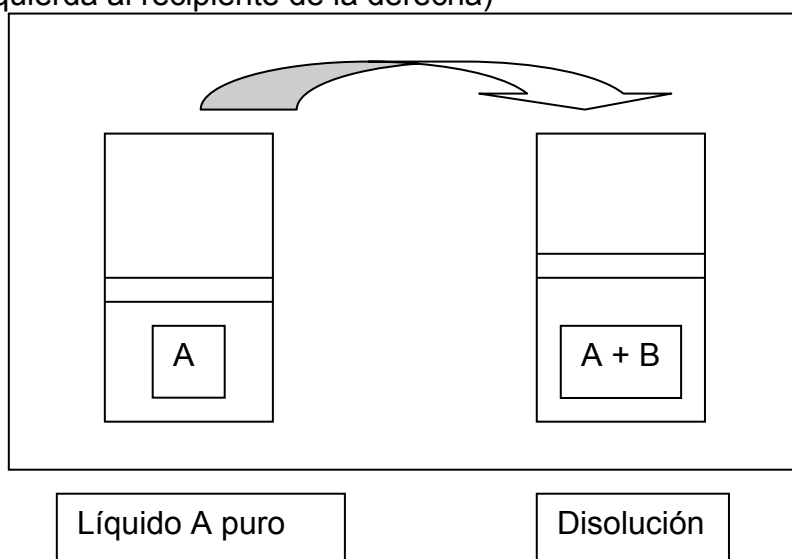
PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

Son aquellas propiedades físicas de las soluciones que dependen exclusivamente del número de partículas (independientemente de su naturaleza) de soluto disuelto. Son cuatro:

a) Descenso de la Presión de Vapor

Supongamos que disponemos de dos recipientes que se encuentran a cierta temperatura aislados del entorno externo por una campana de vidrio. Supongamos que uno de los recipientes contiene un líquido puro y el otro una disolución del mismo líquido. **Se puede observar que, gradualmente, el volumen de líquido puro disminuye y el de la solución aumenta.** Este fenómeno, se debe a la transferencia de una cierta cantidad de partículas de líquido hacia el recipiente que contiene la disolución, puesto que la tensión de vapor del líquido puro es mayor que la tensión de vapor del líquido presente en la disolución.

Representación del fenómeno de paso de líquido puro a la disolución (desde el recipiente de la izquierda al recipiente de la derecha)



La presión de vapor de un líquido puro representa un balance entre el aumento del desorden debido a la evaporación y la disminución del desorden en los alrededores. Cuando un soluto está presente, el desorden de la fase condensada es relativamente mayor que en el líquido puro, en consecuencia se produce una disminución de la tendencia de las moléculas del solvente a escapar. La presión de vapor de una solución es siempre menor que la presión de vapor del solvente puro a una temperatura dada.

La presencia del soluto es la responsable de la disminución de la tensión de vapor del disolvente. En general si se considera una disolución ideal ($\Delta H_{\text{sol}} = 0$) formada por un disolvente A y un soluto B, tenemos la siguiente expresión de la “**Ley de Raoult**”:

$$P = P_A^{\circ} \cdot X_A + P_B^{\circ} \cdot X_B$$



Donde P representa la tensión de vapor de la disolución, P_A° y P_B° las tensiones de vapor del disolvente y del solutos puros, respectivamente, y X_A y X_B sus fracciones molares. Es importante destacar que los valores de P y P° deben considerarse a la misma temperatura. En particular, el valor de P_B° , en el caso de los solutos no volátiles como es el caso de la mayor parte de los sólidos, es despreciable frente a P_A° . En este caso la ley de Raoult adopta la siguiente forma:

$$P = P_A^\circ \cdot X_A$$

Esto se explica por el hecho de que en el solvente puro las moléculas tienen mayor facilidad para pasar a la fase gaseosa en virtud de su energía cinética, la cual ocasiona que se ejerza una mayor presión sobre el líquido; mientras que, en la solución las moléculas de soluto disueltas limitan la salida de las moléculas del solvente a su estado de vapor haciendo que la presión de vapor de éste sea menor. Por lo tanto la disminución de la presión de vapor dependerá por tanto del número de moléculas de soluto presentes en la solución.

Puesto que

$$X_A + X_B = 1, \\ X_A = 1 - X_B; \text{ podemos escribir}$$

$$P = P_A^\circ \cdot (1 - X_B) = P_A^\circ - P_A^\circ \cdot X_B \text{ y reordenando términos}$$

$$P_A^\circ - P / P_A^\circ = \Delta P / P_A^\circ = X_B$$

Donde ΔP es la disminución de la tensión de vapor, es decir, la diferencia entre la tensión de vapor del líquido (disolvente) puro y la de la disolución. $\Delta P / P_A^\circ$ se denomina **disminución relativa de la tensión de vapor de la disolución**.

$$\Delta P / P_A^\circ = X_B$$

b) **Ascenso Ebulloscópico**

El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica normal. Cuando la presión atmosférica o la del medio que rodea al líquido no es la normal, se habla de temperatura de ebullición y no de punto de ebullición. El punto de ebullición del agua pura es siempre de 100 °C, lo que puede cambiar es la temperatura de ebullición, pero no el punto de ebullición, pues ésta es una constante física para cada líquido puro. Cuando un soluto se encuentra presente en la solución, la temperatura de ebullición es más alta. El solvente puro tiene cierto desorden o Entropía. La presión de su vapor reflejará la tendencia de la entropía a aumentar, lo cual se logra si el líquido se evapora hacia una fase donde el desorden es mayor. Cuando el soluto está presente, se produce un adición al desorden propio del solvente, debido a la presencia del soluto. Es por esto que la tendencia a escapar de las moléculas de solvente disminuye, con el resultado de un aumento de la temperatura de ebullición. Podemos encontrar una relación cuantitativa entre esta ΔT (que representa el valor absoluto de la diferencia de la temperatura de ebullición con respecto al líquido puro) y la disminución relativa de su tensión de vapor:

$$\Delta T \propto \Delta P / P_A^\circ$$

El símbolo \propto significa "proporcional" y, como $\Delta P / P_A^\circ = X_B$, reemplazando tenemos:



$$\Delta T \propto X_B = n_B / n_A + n_B$$

Para disoluciones muy diluidas, n_B es despreciable con respecto a n_A y, si consideramos 1.000 g de disolvente, tendremos:

$$\Delta T \propto n_B / n_A = n_B / 1.000 \text{ (g)} / \text{mM (g.mol}^{-1}\text{)}$$

Donde **mM** representa el mol del disolvente. La magnitud $(n_B / 1.000)$ representa la molalidad, m , de la disolución. Por tanto:

$$\Delta T \propto m \cdot \text{mM}$$

$$\Delta T = K \cdot m$$

K es una constante de proporcionalidad que depende del tipo de disolvente. Para indicar que se trata de un aumento de la temperatura de ebullición se escribe en la forma:

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m$$

Donde ΔT_{eb} es el **aumento ebulloscópico** y K_{eb} es la **constante ebulloscópica**, característica de cada disolvente, y representa el aumento ebulloscópico de una disolución 1 m. Por ejemplo si se disuelven 2 gramos de glucosa en 100g de agua, la solución resultante hervirá a una temperatura de 100,056 °C a presión normal, es decir el ascenso ebulloscópico, ΔT_{eb} , es de 0,056 °C. Para la determinación del incremento de la temperatura de ebullición la concentración se expresa en **molalidad**. El aumento que presenta la temperatura de ebullición de una solución 1 molal, se denomina **constante del punto de ebullición molal** y se representa como K_{eb} , que para el agua pura vale **0,52 °C.mol⁻¹.kg**.

El valor numérico de K_{eb} es una propiedad del solvente y es independiente del tipo de soluto.

Ejemplo 1

Se disuelven 450 g de glucosa en 1 litro de agua. Calcule el ΔT_{e} y el punto de ebullición de la solución sabiendo que el peso molecular de la glucosa es 180.

Solución

1^{do} se calcula la molalidad de la solución que será $m = 2,5 \text{ mol.kg}^{-1}$

2^{do} se calcula

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{eb}} &= K_{\text{eb}} \cdot m \\ \Delta T_{\text{eb}} &= 0,52 \text{ °C.mol}^{-1}.\text{kg} \cdot 2,5 \text{ mol.kg}^{-1} \\ \Delta T_{\text{eb}} &= 1,3 \text{ °C}\end{aligned}$$

por lo tanto la temperatura de ebullición de la solución = $T_{\text{eb solvente puro}} + \Delta T_{\text{eb}}$

$$\begin{aligned}T_{\text{eb solución}} &= 100 \text{ °C} + 1,3 \text{ °C} \\ T_{\text{eb solución}} &= 101,3 \text{ °C}\end{aligned}$$

c-Descenso Crioscópico

Generalmente se observa que al enfriar una solución, el solvente cristaliza antes que el soluto. La temperatura a la cual están en equilibrio los primeros cristales con la solución se denomina punto de solidificación de la solución. Para indicar que se trata de una disminución de la temperatura de fusión (o de congelación), la ecuación se escribe en la forma:



$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m$$

Donde ΔT_{cr} es el **descenso crioscópico** y K_{cr} es la **constante crioscópica**, característica de cada disolvente, y representa el descenso crioscópico de una disolución 1 m. Esta propiedad tiene aplicaciones muy importantes como por ejemplo en aquellos lugares, como en la Patagonia, donde la temperatura media en el invierno es inferior $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, se debe agregar una sustancia “anticongelante” al agua que se encuentra en los radiadores de los automóviles, ya que si el agua se congela, ese aparato no funcionará como disipador de calor porque no habrá circulación del líquido. El anticongelante es un soluto que se agrega al agua y que actúa disminuyendo el punto de congelación de la solución formada por el agua y el anticongelante, con respecto al punto de congelación del agua (que poseía el radiador); en consecuencia, ésta no se congela y el radiador puede cumplir su función. Se suele usar como anticongelante el etilen-glicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), por sus propiedades: no es corrosivo, es poco volátil, muy soluble en agua, y barato. Por ejemplo si se disuelven 10 gramos de glucosa en 150 g de agua, la solución resultante congelará a una temperatura de $-0,69\text{ }^{\circ}\text{C}$ a presión normal, es decir el descenso crioscópico, ΔT_{cr} , es de $-0,69\text{ }^{\circ}\text{C}$. Para la determinación de la disminución de la temperatura de congelación la concentración también se expresa en **molalidad**. El descenso que presenta la temperatura de congelación de una solución 1 molal, se denomina **constante del punto de congelación molal** y se representa como K_{cr} , que para el agua pura es $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{kg}$. El valor numérico de K_{cr} es una propiedad del solvente y es independiente del tipo de soluto.

Ejemplo 2

Calcular el ΔT_{cr} y la temperatura de congelación de la solución de agua y glucosa del ejemplo 1.

Solución

Como
reemplazo

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m$$

$$\Delta T_{cr} = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{kg} \cdot 2,5\text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

entonces
por lo tanto

$$\Delta T_{cr} = 4,65\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\text{temp. c. solución} = 0\text{ }^{\circ}\text{C} - 4,65\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\text{temp. c. solución} = -4,65\text{ }^{\circ}\text{C}$$

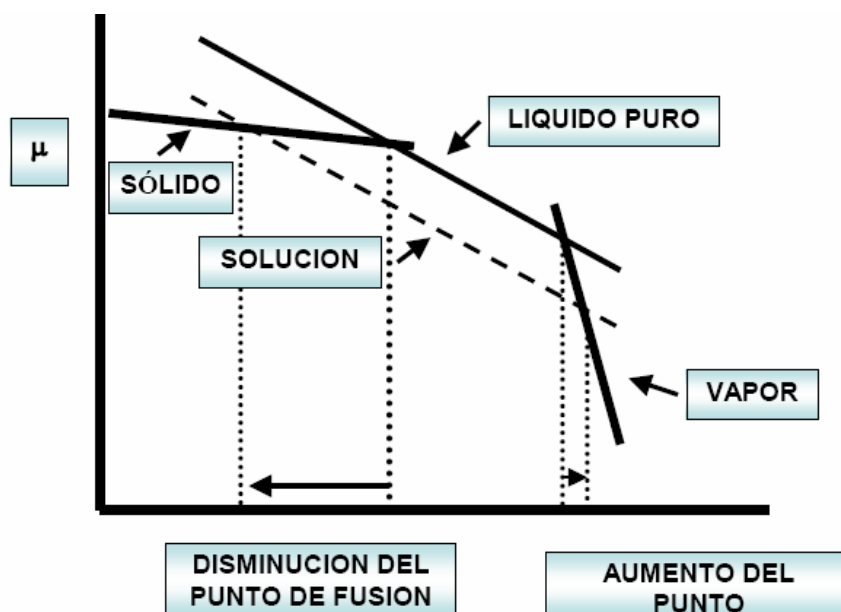


Tabla de Puntos de fusión (o congelación), de ebullición, constante crioscópica, K_{cr} y constante ebulloscópica, K_{eb} , para algunos disolventes a presión $p = 1 atm$

Disolvente	Punto de fusión - solidificación (°C)	K_{cr} (°C.mol ⁻¹ . kg)	Punto de ebullición (°C)	K_{eb} (°C.mol ⁻¹ . kg)
Agua	0,0	1,86	100,0	0,52
Benceno	5,5	5,12	80,1	2,53
Alcanfor	179,0	39,90	208,0	5,90
Ácido acético	17,0	3,90	118,2	2,93
Cloroformo	-	-	61,2	3,60
Naftalina	80,2	6,80	-	-
Fenol	-	7,27	-	3,04
Ciclo hexano	6,5	20,20	81,0	2,80

c) Presión Osmótica

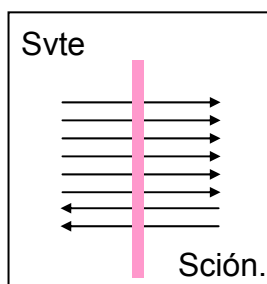
Hasta ahora hemos estudiado algunas propiedades de las disoluciones, conocidas como **propiedades coligativas**, que dependen exclusivamente del número de partículas de soluto y no de las características químicas del mismo.

La **ósmosis** es un fenómeno del que deriva una propiedad coligativa muy importante, la **presión osmótica**, que se manifiesta cuando una disolución se pone en contacto con un disolvente puro (o con otra disolución) a través de un tipo particular de membranas llamadas **membranas semipermeables**. Estas membranas son permeables al solvente pero no son permeables al soluto. Al estar en contacto una solución con el solvente puro a través de una membrana semipermeable, se produce el movimiento de las moléculas de solvente. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión sobre la solución es distinta a la ejercida sobre el solvente puro, a tal diferencia se le conoce como presión osmótica.

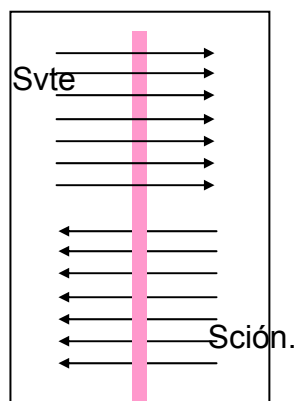
Un fenómeno análogo se puede observar cuando en los dos compartimentos hay dos disoluciones del mismo disolvente, pero con concentraciones distintas, el nivel de la disolución de mayor concentración, subirá y el nivel de la solución de menor concentración bajará. El resultado final será la dilución de la solución más concentrada y la concentración de la más diluida. El fenómeno de paso de agua a través de una membrana semipermeable se llama ósmosis y la presión necesaria para impedir este flujo

se llama presión osmótica y se representa por la letra griega π .

Por ejemplo: si en un vaso que contiene agua pura se introduce una bolsita de celofán que contiene agua con azúcar, se observa al cabo de un tiempo que el nivel de agua en el vaso ha bajado y el volumen de la solución dentro de la bolsa de celofán ha aumentado. Este fenómeno se conoce con el nombre de **ósmosis**, de gran importancia en el funcionamiento de las células vivas, pues los alimentos pasan de esta forma a través de las membranas. **Osmosis** es, entonces, el pasaje de moléculas del solvente de una solución menos concentrada a otra más concentrada, a través de membranas semipermeables, como por ejemplo las paredes celulares de vegetales y animales, para igualar las concentraciones.



Pasan mayor cantidad de moléculas de solvente desde el solvente puro a la solución, por consiguiente se diluye la solución. En la solución el volumen del líquido aumenta y esta columna hidrostática ejerce una presión que iguala a la presión que ejercen las moléculas del solvente al pasar del solvente a la solución. Es entonces cuando el proceso llegó al equilibrio y no hay más cambios. Esta presión ejercida por las moléculas del solvente y contrarrestada por la presión hidrostática se denomina **Presión Osmótica**. La ósmosis es un fenómeno de equilibrio dinámico, en el que, una vez alcanzado, el número de moléculas de agua que atraviesa la membrana semipermeable en ambos sentidos es igual en el mismo intervalo de tiempo. Entonces en el equilibrio:



Entonces se puede decir que la **Presión Osmótica** es la presión que se debe aplicar para detener la transferencia de materia a través de la membrana.

Para soluciones suficientemente diluidas se observa experimentalmente que la presión osmótica puede determinarse por una expresión formalmente idéntica a la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde π es la presión osmótica, V el volumen de la disolución, n el número de moles de soluto, R la constante de los gases y T la temperatura absoluta expresada en Kelvin,



también se puede escribir:

$$\pi = M.R.T.$$

M es la molaridad de la disolución.

En soluciones muy diluidas la M es semejante a la molalidad, m. Entonces la expresión para presión osmótica es $\pi = m.R.T.$, de donde se desprende que:

Una solución 1m a $0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$ ejerce una $\pi = 22,4\text{ atm}$. Y esto es igual a 1 osmol

Una solución 1m a $45^\circ\text{C} = 318\text{K}$ ejerce una $\pi = 26,076\text{ atm}$ que es igual a 1,16 osmol.

COMENTARIO 1 Si a los eritrocitos o glóbulos rojos de la sangre, una vez separados del plasma, se los coloca en agua destilada se observa que aumentan de tamaño y “revientan”, lo cual se debe a que el agua entra dentro de los glóbulos rojos, aumenta su tamaño y la membrana estalla ya que pasan moléculas del agua a la solución de eritrocitos. Si en cambio los eritrocitos se colocan en una solución salina muy concentrada disminuyen su tamaño porque pierden agua ya que las moléculas del agua desde los eritrocitos (solución menos concentrada) a la solución salina (solución más concentrada). Estos son ejemplos del fenómeno de ósmosis.

Un buen ejemplo de la manera como la naturaleza utiliza la presión osmótica es el método por el cual los árboles hacen llegar el agua hasta las hojas. Un árbol pierde agua por transpiración a través de las hojas por lo que la concentración del soluto dentro de las hojas aumenta. Esta situación genera una presión osmótica dentro del árbol y esto obliga al agua del terreno a pasar las raíces, subiendo por el tronco y por las ramas hasta las hojas.

COMENTARIO 2

SOLUCION ISOTONICA: la entrada y salida del agua de las células vivientes es un importante proceso biológico. Si la concentración del soluto es la misma a ambos lados de la membrana de la célula las presiones osmóticas serán iguales y las soluciones se llaman ISOTONICAS. Es decir decimos que una solución es isotónica si ejerce la misma presión osmótica que el líquido contenido en los eritrocitos. Esto es relevante para las transfusiones de sangre porque no se pueden introducir soluciones con seguridad, en el torrente sanguíneo, a menos que sean isotónicas.



COMENTARIO 3

OSMOLARIDAD: la concentración total de las partículas en la sangre y la orina se registra a menudo en términos de osmolaridad. Debido a que cada partícula en solución, ya sea un ión o una molécula, contribuye a la presión osmótica de la misma, la osmolaridad describe el número total de moles de todas las partículas en un litro de solución. Un osmol se define como un mol de cualquier combinación de partículas, por ejemplo un mol de KCl disuelto en 1 litro de solución produce un mol de K^+ y un mol de Cl^- , o dos moles de partículas, esto es, 2 osmoles. Por consiguiente 1 litro de KCL 1M tiene una osmolaridad de 2 osmoles. Las soluciones que contienen diferentes partículas de soluto pero que tienen la misma osmolaridad, tienen la misma presión osmótica; en consecuencia una solución de KCl 1M tiene la misma osmolaridad y, por tanto, la misma presión osmótica que una solución de NaBr 1M.

La comparación de la osmolaridad de la sangre y orina constituye a menudo una buena indicación de la función renal. La osmolaridad normal del suero sanguíneo es de 280-290 osmoles/litro y de la orina es de 300-1000 osmoles/litro.

SOLUCIONES MOLECULARES Y ELECTROLÍTICAS

Solución Molecular: es aquella en la que las moléculas de soluto se mantienen inalterables, no hay disociación y son malas conductoras de la corriente eléctrica. Ej. Solución de glucosa en agua, sacarosa en agua, etc.

Solución electrolítica: es aquella en la que las moléculas del soluto se disocian en fragmentos cargados eléctricamente, es decir se disocian en iones y son buenas conductoras de la corriente eléctrica. Ej. NaCl en agua, KBr de agua, etc.

En las soluciones electrolíticas las propiedades coligativas son el doble de lo esperado porque por ej. una solución 1 molar de NaCl duplica la cantidad de partículas, es decir la concentración de las mismas es 2 molar.

Ejemplo: Calcule el ascenso ebulloscópico y el descenso del punto de congelación de una solución acuosa 0,4 molar de $MgCl_2$

Solución: la reacción de disociación es $MgCl_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2 Cl^-$

Entonces las partículas responsables de las propiedades coligativas son $0,4 \text{ m} \times 3 = 1,2 \text{ m}$

como

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

$$\Delta T_{eb} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol} \cdot 1,2 \text{ mol/kg}$$

$$\Delta T_{eb} = 0,624 \text{ }^\circ\text{C}$$

por lo tanto el

$$\text{Peb. Sción} = \text{Peb. Svte.} + \Delta T_{eb}$$

$$\text{Peb. Sción} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,624 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Peb. Sción} = 100,624 \text{ }^\circ\text{C}$$

como

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m$$

reemplazo

$$\Delta T_{cr} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol} \cdot 1,2 \text{ mol/kg}$$

entonces

$$\Delta T_{cr} = 2,232 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Pc. Sción} = -2,232 \text{ }^\circ\text{C}$$



TRABAJOS PRACTICOS



Trabajo Práctico N° 1. (AULA)

Cantidades Atómico-moleculares. Leyes Gravimétricas

1) Un químico muy goloso va a una confitería y pide una docena de alfajores de dulce de leche. Cada alfajor cuesta \$0,50. Mientras vuelve a su casa se come un alfajor y se cuestiona:

a-¿cuántos pesos cuesta un mol de alfajores?

b- ¿cuántos moles de pesos costará un mol de alfajores?

c- Si cada alfajor está formado por dos tapas unidas por dulce de leche. ¿Cuántas tapas de alfajores hay en un mol de alfajores?

2) Una muestra de 3,87 mg de ácido ascórbico (vitamina C) por combustión genera 5,80 mg de CO_2 y 1,58 mg de H_2O . ¿Cuál es la composición en porcentaje de este compuesto (el porcentaje de masa de cada elemento)? El ácido ascórbico contiene solamente C, H y O.

3) ¿Cuántos moles de sulfuro de sodio corresponden a $2,709 \times 10^{24}$ moléculas de sulfuro de sodio y cuántos moles de sodio?

4) El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido incoloro, volátil, con el olor de ciertos huesos de frutas (por ejemplo los huesos del durazno y cereza). El compuesto es sumamente venenoso.

a) ¿Cuántas moléculas hay en 56 mg de HCN, que es la dosis tóxica promedio?

b) ¿Cuántos átomos de N hay en esa dosis?

c) ¿Cuántos moles de átomos de C hay en esa dosis?

5) a- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1 g de O_2 , en 1 g de O_3 y en 1 g de O?.

b- se dispone de 165g de oxígeno en CNTP.¿ a qué volumen corresponde?. ¿ y a cuántas moléculas y átomos?.

6) Al analizar dos sustancias conteniendo N e H, se encontraron los siguientes valores:

Muestra 1) en 200 g hay 175 g de N y 25 g de H.

Muestra 2) en 250 g hay 206 g de N y 44,3 g de H.

¿Se trata de la misma o de diferentes sustancias?, ¿qué ley se cumple?

7) Una muestra de dicromato de amonio, contiene $1,81 \times 10^{24}$ átomos de hidrógeno ¿cuántos gramos de hidrógeno hay en ella?.

8) Una aleación que contiene hierro (54.7% en masa), níquel (45.0 %) y manganeso (0.3%) tiene una densidad de 8,17 gramos/ cm^3 :

a) ¿Cuántas moles de hierro hay en un bloque de aleación que mide 10cm x 20cm x 15cm?

b) ¿Cuántos átomos de manganeso hay en la mitad del bloque que se menciona en el inciso anterior?

9) Una muestra de 50 gramos de calcopirita contiene 28 gramos de CuFeS_2 . ¿Cuál es el porcentaje



de cobre en la calcopirita?.

10) La soja es una planta leguminosa cuyo fruto es una vaina que contiene un número diferente de granos según la variedad de la planta. En un campo sembrado nacen 1600 plantas de soja, 1000 de las cuales son de la variedad que produce 4 granos por vaina y el resto otra variedad que produce 3 granos por vaina. Sabiendo que en promedio cada planta de soja tiene 250 vainas, ¿cuántos moles de grano de soja se producen?.

11) Se desconoce la atomicidad de las moléculas de un elemento X, pero se conoce su masa molecular, $M = 123,92$, y se sabe que cada átomo de X pesa $5,1462 \times 10^{-23}$ g. ¿cuántos átomos tiene una molécula de X?

12) La vitamina E tiene 11,21% en masa de hidrógeno. Si un mol de vitamina E contiene $3,01 \times 10^{25}$ átomos de hidrógeno:

a- ¿Cuál es la masa molar de la vitamina E?

b- ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay por molécula de vitamina E?

13) Dadas las siguientes composiciones centesimales:

monóxido de dicloro	Cl: 52,4 %	O: 47,6 %
tetracloruro de carbono	Cl: 92,2 %	C: 7,8 %
dióxido de carbono	C: 27,29 %	O: 72,71 %

a) demostrar que se cumple la ley de Richter.

b) Calcular el equivalente del cloro en el monóxido de dicloro.

14) Sabiendo que la composición centesimal de agua es : O = 88.89 % , H = 11.11 % y la de un compuesto de S y O es: S = 50 % , O = 50 % , indicar:

a) En que relación podrían combinarse entre sí el S y el H;

b) Verificar la ley de Richter sabiendo que S = 94.17 % , H = 5,83 % es la composición centesimal de un compuesto de S y H;

c) Hallar el peso de combinación del S en ambos compuestos.-

15) El mentol, la sustancia orgánica que podemos oler en las pastillas mentoladas para la tos, se compone de carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 100,1 mg de mentol se quema en presencia de oxígeno, produciendo 282,9 mg de dióxido de carbono y 115,9 mg de agua. Determina la composición porcentual de cada elemento en la sustancia orgánica.

a-¿Cuál es la fórmula mínima del mentol?.

b- Si 15,6 gramos son 0,1 moles del compuesto ¿Cuál es su fórmula molecular?.

Trabajo Práctico N° 2. (AULA)

Estequiometría

1-El CO_2 que los astronautas exhalan se extraen de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH:



¿Cuántos kg de CO_2 se pueden extraer con 1 kg de KOH?

2- Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con el nitrato de potasio que se agrega al contenido de la bolsa, dando como producto óxido de sodio, óxido de potasio y nitrógeno gas. ¿Cuántos gramos de KNO_3 se necesitan para eliminar 5 g de Na?

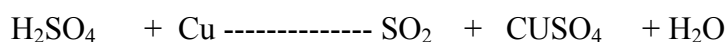
3- La fermentación de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, produce alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, y dióxido de carbono.



- ¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 10 g de glucosa?
- 4- ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9,27 g de nitrógeno y forme el nitruro de magnesio?.
- 5- Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio, NaN_3 , en los elementos que la componen. ¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5 g de nitrógeno gaseoso?
- 6-Se mezclan 40g de ácido sulfúrico al 95% con 20g de hidróxido de sodio al 80% y se obtuvieron 26,13g de sulfato de sodio. Calcular:

- Reactivo en exceso y la cantidad
- Reactivo limitante
- Rendimiento de la reacción
- Moles de agua formada

7-Si reaccionan 4,9g de ácido sulfúrico y 6,36g de cobre según la siguiente ecuación:



Calcular:

- El reactivo en exceso y la cantidad
 - El volumen de dióxido que se forma en CNTP
 - Moléculas de dióxido que se forman
 - Masa de agua
- 8) En la descomposición térmica del nitrito de amonio. NH_4NO_2 , se forma agua y nitrógeno. Si se descomponen 10g de la sal con una pureza del 80%, calcular:
- Masa de agua formada
 - Si se obtienen 2 litros de nitrógeno en CNTP, cuál es el rendimiento de la reacción.
- 9) Uno de los métodos de obtención de cloro es por reacción entre el ácido clorhídrico y el dióxido de manganeso. Si se desea obtener 100dm^3 de cloro en CNTP y el rendimiento de la reacción es del 90%.
- ¿Qué masa de dióxido de manganeso al 80% de pureza se necesita?
 - ¿Qué masa de cloruro manganoso se obtendrá?
- 10) Partiendo de la ecuación:



y haciendo reaccionar 2,5 moles de ácido con 128g de cobre al 91%, calcular:

- El reactivo en exceso y la masa que queda sin reaccionar.
 - Volumen de dióxido desprendido en CNTP.
 - Moles de moléculas formadas.
- 11) Se hacen reaccionar 11 moles de hidrógeno con 59 litros de nitrógeno en CNTP. Calcular:
- El reactivo en exceso y la cantidad expresada en gramos y en moles.
 - La masa de amoníaco formado.
 - El volumen de amoníaco producido en CNTP.
 - El rendimiento si se obtuvieran 12 g de amoníaco.
- 12) Se tratan a 5g de granalla de zinc al 78% con ácido clorhídrico. Calcule el rendimiento de la reacción si se obtuvieran:
- 8,91g de sal.
 - 7,4 g de sal.

Trabajo Práctico N° 3. (AULA)

Estructura Atómica y Tabla Periódica

1. Completar el siguiente cuadro:

Elemento	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
A				11	23
B			17		35
C	19	20			
D		19	17		

¿Hay algunos isótopos?. Plantee su notación.

- La masa atómica del Cloro es 35,45. La masa del isótopo $^{35}_{17}\text{Cl}$ es 34,96885 y la del isótopo $^{37}_{17}\text{Cl}$ es de 36,9659. Con estos datos averigüe ¿cuál es la abundancia de cada isótopo en la naturaleza?
- Dando el siguiente esquema de la Tabla Periódica en forma genérica, en la que las letras **no** representan los símbolos de los elementos, señale la letra V si la proposición es verdadera y la F si es falsa:

	I	II										III	IV	V	VI	VII	0
1																	
2	A	B										C			J	L	Q
3	D														K	M	R
4	E						P			W						N	S
5	F	Z					X			Y		T					
6	G												H	I			
7	U																

Proposiciones	V ó F
a) A y B son elementos no metálicos	
b) N y E son elementos representativos	
c) Z pertenece al quinto período	
d) La electronegatividad de L es menor que la de N	
e) C es un elemento del segundo grupo	
f) Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer período	
g) Los átomos del elemento L tienen menor electroafinidad que los de A	
h) El P.I. de F es menor que la de B	

- Utilizando el mismo esquema de tabla periódica del ejercicio anterior lea cada una de las siguientes afirmaciones. Si son verdaderas encuadre la letra V. Si son falsas encuadre la F y coloque en el espacio en blanco la o las palabras que transformarían en verdadera la



proposición falsa modificando solamente el o los términos subrayados:

- | | |
|---|-------|
| a) Los elementos, <u>L</u> , <u>M</u> y <u>N</u> son gases nobles | V - F |
| b) La electronegatividad de Z es <u>mayor</u> que la de M | V - F |
| c) Los electrones del nivel más externo de C son <u>dos</u> . | V - F |
| d) J es un <u>metal</u> . | V - F |
| e) C posee <u>tres</u> electrones en el último nivel ocupado. | V - F |
| g) <u>W</u> no conduce la corriente eléctrica en estado sólido. | V - F |
| h) La electronegatividad de L es <u>mayor</u> que la de K. | V - F |
| j) <u>H</u> e <u>I</u> son no metales. | V - F |

5. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^4$

Indicar:

- Grupo y período al que pertenecen los elementos.
- Número de protones.
- Indicar si la electronegatividad, potencial de ionización y carácter metálico del elemento del inciso i. será mayor o menor que el del inciso ii.

6. Dada la especie: ${}_{17}^{35}Z$

Indique:

- ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- Escriba la configuración electrónica correspondiente
- Indique si tendrá o no propiedades metálicas.

7. De las siguientes parejas de elementos indique cual de ellos tiene mayor radio atómico:

- Se ó Te
- Si ó S
- Si ó F
- Si ó Sn
- Si ó Al
- Si ó C

8. Ordene las siguientes series de elementos en orden decreciente de radio atómico

- N Mg Al Si
- O S Se Te

9) Los números cuánticos enumerados abajo corresponden a cuatro electrones diferentes del mismo átomo. Ordénelos en orden de energía creciente.

- $n=6; l=0; m=0; s=+1/2$
- $n=3; l=2; m=+1; s=+1/2$
- $n=3; l=2; m=-2; s=+1/2$
- $n=3; l=2; m=+1; s=-1/2$

10. Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	p	e ⁻	N	Configuración Electrónica
C	6				6	
Fe		56	26			



S		32			16	
K⁺					20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
O⁻²				10	8	
Mn	25	55				
Ag		108				$[\text{Kr}] 5s^2 4d^9$
Rb⁺		85	37			
Zn			30		35	

11. Dados los siguientes elementos: ${}^{14}_7\text{X}$; ${}^{15}_7\text{Y}$; ${}^{13}_6\text{Z}$ podemos decir que:

- a. X e Y son isótopos del nitrógeno y Z es un isótopo del C.
- b. X es un isótopo del nitrógeno, Y y Z son isótopos del Z.
- c. X, Y y Z son isótopos del nitrógeno, sólo que Z ha perdido un electrón, siendo su representación es N^+ .
- d. X, Y y Z son tres isótopos del C, X posee un electrón más que Z e Y dos más.
- e. Los datos aportados no son suficientes para establecer identidad del elemento y su variedad isotópica.

12. La configuración para el elemento perteneciente al período 4 grupo V es:

- a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^2$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
- e. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 3p^6 4s^2 4p^3$

13. ¿Sería de esperarse que exista un ion Mg^{+3} en un compuesto? ¿Por qué si? o ¿Por qué no? ¿Y un ion Al^{+3} ?

14. Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones:

a) Ar b) K^+ c) Ca^{2+}

15. Un átomo del elemento E pierde tres electrones, formando un ion que es isoelectrónico con el segundo gas noble.

- a) Determinar el número de neutrones de un isótopo de E de número de masa 28.
- b) Dar la configuración electrónica externa de un átomo del elemento E.
- c) Indicar el número de protones del ion X^{2+} que tiene cinco electrones más que E.
- d) Colocar los elementos E, X y ${}_{8}\text{T}$ en orden decreciente de sus energías de primera ionización.



Trabajo Práctico N° 4. (AULA)

Enlace Químico

1-Escribe la fórmula de los iones que se obtienen cuando los siguientes elementos metálicos pierden los electrones de su nivel más externo:

- a) calcio b) rubidio c) aluminio

2- Indicar verdadero (V) o falso (F). Justifique su elección

- a) El cloruro de cesio es buen conductor de la corriente eléctrica en estado sólido.
b) El fluoruro de magnesio tiene mayor punto de fusión que el oxígeno.
c) Las moléculas de metanol ($\text{H}_3\text{C} - \text{OH}$) se atraen entre sí por fuerzas de London.
d) La mayoría de los compuestos iónicos son solubles en agua.
e) El anhídrido hipocloroso:

- Presenta solo uniones covalentes simples
- Tiene uniones covalentes polares
- Es buen conductor de la electricidad
- Tiene puntos de fusión y ebullición muy elevados.

3-Escribe la fórmula de los iones negativos que se obtienen cuando los siguientes elementos ganan los electrones suficientes para adquirir la configuración electrónica de un gas noble:

- a) H b) Br c) As d) Si

4-Escribe la fórmula del compuesto iónico que se obtiene cuando se reúnen los siguientes cationes y aniones:

- a) K^+ y S^{2-} b) Ca^{2+} y O^{2-} c) Al^{3+} y O^{2-}

5-Explica por qué la fórmula del fluoruro de calcio es CaF_2 , y muestra que los iones de este compuesto tienen ocho electrones en su último nivel electrónico.

6-Calcula la diferencia de electronegatividades e identifica el tipo de enlace presente entre los átomos de los siguientes compuestos:

- a) Na_2S b) Hg c) Li_2O d) GaN e) OF_2

7- Representar y clasificar los enlaces químicos entre

a- $_7\text{X}$ y M (A = 40 y n° de neutrones: 20)

b-R (G:5 P:3) y T (G:7 P4)

c-T (del ejercicio b) y Q (G: 6 P: 2) para formar T_2Q_5

8-Da una explicación a los puntos de ebullición (en °C) de los fluoruros de los elementos del tercer período:

NaF	MgF_2	AlF_3	SiF_4	PF_5	SF_6
988	1266	1291	-90	-94	50

9-Los enlaces entre los siguientes pares de elementos son covalentes. Ordénalos de acuerdo con su polaridad, de menor a mayor:

- a) $\text{H} - \text{Cl}$ b) $\text{H} - \text{C}$ c) $\text{H} - \text{F}$ d) $\text{H} - \text{O}$ e) $\text{H} - \text{H}$

10- Marcar con X la respuesta correcta:

i-La unión iónica se produce entre un elemento de bajo potencial de ionización y otro de:

- a- baja afinidad electrónica
b- baja electronegatividad
c- bajo P.I.
d- elevada afinidad electrónica

ii-En la unión covalente los átomos:

- a) comparten e^-
b) ceden e^-
c) transfieren e^-
d) ganan e^-

iii-Cuando la diferencia de electronegatividad entre dos átomos es mayor de 1,7, la unión



es:

- a) iónica
- b) covalente no polar
- c) covalente coordinada
- d) covalente polar

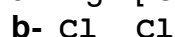
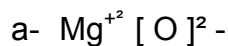
iv-Cuando el par de e^- es aportado por uno solo de los átomos, la unión es:

- a) iónica
- b) covalente no polar
- c) covalente polar
- d) covalente coordinada

11-Trazar los diagramas electrónicos de puntos para cada uno de los siguientes átomos.

- a) Germanio
- b) Calcio
- c) Neón
- d) Aluminio
- e) Azufre
- f) Yodo

12- En las siguientes representaciones indicar tipo de unión química que presenta y por qué:



13-Para cada uno de los siguientes pares de elementos: bario y cloro; fósforo e hidrógeno; yodo y oxígeno; silicio y azufre; oxígeno y aluminio.

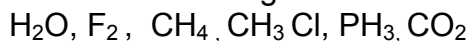
a-Escribir la notación de Lewis de los compuestos que forman.

b-Clasificar las uniones químicas representadas.

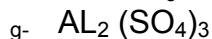
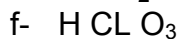
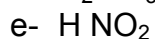
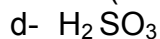
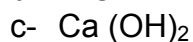
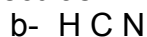
c-Escribir la fórmula desarrollada y la fórmula molecular de la sustancia correspondiente.

14-Utilizando la tabla de electronegatividades, ordenar los siguientes compuestos por polaridad creciente: HCl , NH_3 , LiF , Br_2 , SO_2 , H_2S , $NaCl$

15-Pronosticar la geometría de las siguientes moléculas e indicar si serán polares o no:



16- Indique el tipo de unión y trace los diagramas electrónicos de puntos y guiones para las siguientes moléculas:



Trabajo Práctico N°5. (LABORATORIO)

Propiedades de los compuestos químicos según el tipo de Enlace

CONCIENCIA QUIMICA:

Los solventes orgánicos son muy inflamables y tóxicos, por lo que el manejo y el deshecho de los mismos deben hacerse con conocimiento y de manera responsable.

En consecuencia:

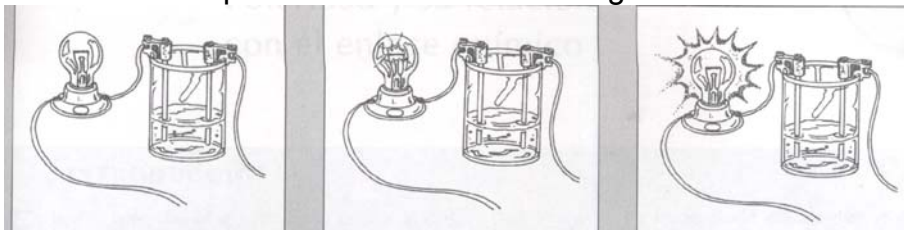
- 1- Investiga acerca de la reactividad, toxicidad y riesgos de los reactivos que se usarán en este práctico.
- 2- Averigua también como debe manejarse los desechos de estas sustancias.
- 3- Redacta un informe.

Experiencia N°1: Conductividad eléctrica de sustancias y su relación con el enlace químico

Materiales	Reactivos
Dispositivo para detectar la conductividad 16 t.e. iguales 1 gradilla 1 piseta 1 vaso ppdo de 250 ml	Disolventes orgánicos: CCl_4 , tolueno, hexano. Serie I: disoluciones 0,1M de sacarosa, ácido acético, cloruro de potasio, cloruro de sodio, nitrato de potasio y ácido sulfúrico Un disolvente orgánico y agua Serie II: disoluciones 0,1M de BaCl_2 ; CaCl_2 , MgCl_2 y CuSO_4 Serie III: disoluciones 0,5M, 1M y 2M de NaCl

Procedimiento:

1. Arme un dispositivo como se ve en la figura



2. Conectar el dispositivo a la corriente eléctrica.
3. Coloque agua destilada en un t.e., éste será el testigo.
4. Tome los alambres terminales del dispositivo e introdúzcalos en el t.e. Observe y retírelos.
5. Efectúe la misma operación del punto 4 con las series I, II y III, lavando las terminales entre cada determinación con agua destilada. Observe y registre.
6. Desconecte el aparato y seque los terminales con un trapo limpio y seco.

Tabla N°1: Registro y Organización de los Datos

t.e.N°	Líquido puro o solución	Concentración	Conductividad	Observaciones
1				
2				
3				
4				
5				
6				



7				
8				
9				
10				
11				
12				
13				
14				
15				
16				

CUESTIONARIO:

1. En función del enlace químico ¿cómo se explica el hecho de que algunas disoluciones permiten el paso de la corriente eléctrica y otras no?
2. ¿Es observable un cambio de intensidad luminosa del foco, al paso de la corriente en la serie III? ¿Por qué?
3. Defina conductor de primer y segundo orden y de tres ejemplos de cada uno.
4. ¿Hay alguna relación entre la concentración de los iones presentes con el paso de la corriente eléctrica?

Experiencia N°2: Relación entre el enlace químico, soluto y solvente

Materiales	Reactivos
2 goteros 22 t.e. iguales 1 gradilla 1 piseta 5 frascos goteros 1 espátula	Disolventes: CCl ₄ , sulfuro de carbono, tricloroetileno, éter, agua destilada. Solutos: cristales de iodo, azufre, yoduro de potasio, sulfato cúprico

2.1. Procedimiento:

- 1- Etiquete del 1 al 4 a cinco series de t.e., cada una de las cuales corresponde a un disolvente (ver tabla N°2 de registro).
- 2- Coloque en los t.e. etiquetados una pequeña cantidad de cada uno de los solutos a utilizar.
- 3- Agregue 0,5mL de cada uno de los disolventes a cada una de las cinco series.
- 4- Anote todas las observaciones en la Tabla 2.
- 5- Agregue más disolvente cuando lo juzgue necesario (no más de 2mL por t.e.).

Tabla N°2: Registro y Organización de los Datos

Soluto \ Solvente	t.e.N°1 I ₂ (s)	t.e.N°2 S(s)	t.e.N°3 KI(s)	t.e.N°4 CuSO ₄ (s)
CCl ₄				
CS ₂				
tricloroetileno				
Éter				
Agua				



CUESTIONARIO:

- 1- ¿Todos los solutos se disuelven en todos los solventes?
- 2- ¿Cuáles solutos se disuelven en cuáles solventes?. Justifica tu respuesta.

2.2. Procedimiento:

- 1- En un t.e. colocar 1 mL de CCl_4 , ponerlo en la gradilla. Agregue lentamente, gota a gota 1 mL de agua destilada, resbalando por las paredes del t.e.
- 2- Sobre el mismo t.e., agregar 1 mL de éter en la misma forma. Observe y registre.
- 3- En el t.e. que contenga yodo disuelto en CCl_4 (de la experiencia anterior) agregue lentamente con un gotero la disolución de sulfato cúprico. ¿Qué observa?.
- 4- Después, con otro gotero, añada lentamente en el mismo t.e. la solución de yodo en éter. NO AGITAR. Anote y dibuje lo observado.

2.3. Procedimiento:

- 1- Mezcle el contenido de los t.e. que contienen yodo-agua y yodo-tricloroetileno. Tape los t.e. con tapón de hule, agite y deje reposar unos minutos. Observe y registre.
- 2- En el mismo t.e. agregue 0,5g de KI (s), vuelva a agitar. Deje reposar unos minutos. Observe y registre.
- 3- Si no hubiera cambio apreciable agregue más KI.

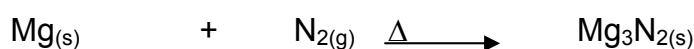
Trabajo Práctico N° 6. (AULA)

Gases

- 1). Calcule la densidad del metano (CH_4) en g/L a -45°C y 300 torr.
- 2). Una muestra de gas tiene un volumen de 390 mL medido a 25°C y 760 torr. ¿Qué volumen en mL ocupará a 25°C y 195 torr?
- 3). ¿Qué presión final en torr debe aplicarse a una muestra de gas que tiene un volumen de 190 mL a 20°C y 750 torr de presión para permitir la expansión del gas a un volumen de 600 mL a 20°C ?
- 4). Un gas ocupa un volumen de 90.0 mL a 27°C y 740 torr. ¿Qué volumen en mL tendrá el gas a 5°C y 740 torr?
- 5). Un gas ocupa un volumen de 120 mL a 27°C y 630 torr. ¿A qué temperatura en $^\circ\text{C}$ tendría un volumen de 80.0 mL a 630 torr?
- 6). La temperatura de 200 mL de un gas que inicialmente se encontraba en condiciones PTN cambió a -25°C a volumen constante. Calcule la presión final del gas en torr.
- 7). Un gas ocupa un volumen de 50.0 mL a 27°C y 630 torr. ¿A qué temperatura en $^\circ\text{C}$ su presión sería de 770 torr si el volumen permanece constante?
- 8). Un gas tiene un volumen de 245 mL a 25°C y 600 mm Hg. Calcule su volumen en mL a PTN.
- 9). Una muestra de gas tiene un volumen de 510 L a 27°C y 640 mm Hg. Su volumen y temperatura cambian a 2.10 L y 100°C , respectivamente. Calcule la presión en mm de Hg en estas condiciones.
- 10). Una mezcla de gases a 50°C y con un volumen de 450 mL tiene las siguientes presiones parciales para cada uno de sus componentes. helio, 120 torr; argón, 180 torr; kriptón, 60 torr; xenón, 25 torr.
 - a. Calcule la presión total en torr de la mezcla.
 - b. Calcule el volumen en mL a PTN que ocuparían los gases que quedan al eliminar el kriptón en forma selectiva.
- 11). El volumen de una muestra de oxígeno recolectada sobre agua es de 175 mL a 25°C y 600.0 torr. Calcule el volumen del oxígeno seco en mL a PTN.



- 12). Calcule la presión en atm de 16.8 g de nitrógeno gaseoso que ocupan un cilindro de 12.0 L a 35 °C.
- 13). Calcule los mL de gas hidrógeno a 25 °C y 640 torr que se producen al reaccionar 0.520 g de magnesio con un exceso de ácido clorhídrico.
- 14). Calcule la cantidad de moles de clorato de potasio que se necesitan para producir 4.25 L de oxígeno a 30 °C y 710 mm Hg.
- 15). Calcule la cantidad de moléculas de oxígeno que hay en 4.50 L de oxígeno gaseoso medido a 27 °C y 800 torr
- 16). Un hidrocarburo tiene una densidad de 2.30 g/L a 27°C y 500 torr. Su composición es 83.7 por ciento de carbono y 16.3 por ciento de hidrógeno. ¿Cuál es su masa molecular y su fórmula molecular
- 17). Calcule el volumen de nitrógeno a 640 torr y 27 °C que se necesita para reaccionar con 12,5 g de magnesio según la siguiente ecuación sin balancear:



- 18). Se disponen de 230mL de nitrógeno a 1,2 at. y a 35°C y de cantidad suficiente de hidrógeno. ¿Qué volumen y cuántas moléculas de amoníaco se formarán?

Trabajo Práctico N° 7. (LABORATORIO)

Reacciones Químicas

Experiencia N°1:

- 1) En un tubo de ensayo (t.e.) seco coloque un punta de espátula de óxido de calcio (cal viva) y agregue 1ml de agua destilada. Luego añada 2 gotas del indicador fenolftaleína. Observe.
 - a) Escriba la ecuación correspondiente
 - b) ¿A que tipo de reaccion quimica corresponde?
 - c) ¿Qué función cumple el indicador?
 - d) ¿Se observó algún cambio?. Explique.

Experiencia N°2:

- 1) En un t.e. seco coloque una punta de espátula de clorato de potasio. Someta a la acción del calor (recuerde las instrucciones dadas por el profesor para este procedimiento) y cuando comience la fusión introduzca una astilla en ignición. Observe.
 - a) Escriba la ecuación correspondiente.
 - b) ¿A que tipo de reaccion quimica corresponde?.
 - c) ¿Qué se observó en la astilla en ignición?. ¿Se observó algún cambio?. Explique.

Experiencia N°3:

- 1) Tome un trocito de cinta de magnesio. Asígrese que esté libre de óxido. Luego con una pinza metálica tómela y acérquela a la llama del mechero. Observe.



- Escriba la ecuación correspondiente.
- ¿A que tipo de reacción química corresponde?
- ¿Se observó algún cambio?. Explique.

Experiencia N°4:

- Coloque en un t.e. una granalla de zinc y agréguele 1 ml de ácido clorhídrico. Observe.
 - Escriba la ecuación correspondiente.
 - ¿A que tipo de reacción química corresponde?
 - ¿Se observó algún cambio?. Explique.

Experiencia N°5:

- Coloque 2 ml de una solución de cloruro de bario 0,1M y agréguele 1 ml de ácido sulfúrico 0,1M. Deje reposar unos minutos y luego observe.
 - Escriba la ecuación correspondiente.
 - ¿A que tipo de reacción química corresponde?
 - ¿Se observó algún cambio?. Explique.

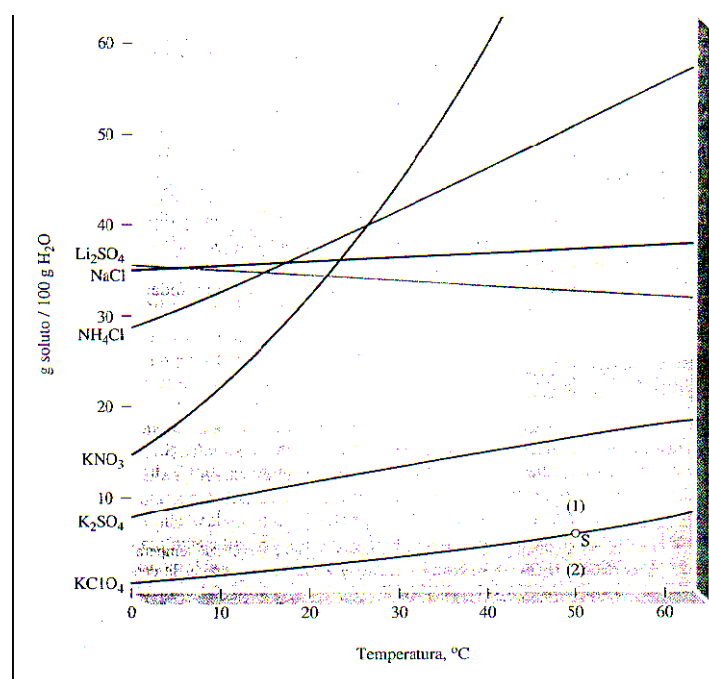
Trabajo Práctico N° 8 (AULA) Soluciones. Curva de Solubilidad. Propiedades de las Soluciones

1) El índice de alcoholemia (concentración de alcohol etílico en la sangre) aceptado en la Argentina como límite legal para conducir es del orden de 0,5 g/L mientras que una concentración de 3 o 4 g/L produce la muerte del individuo. Considerando que una persona promedio tiene 5 litros de sangre y conociendo el grado alcohólico de bebidas comerciales comunes expresado en % (v/v) calcule qué volumen debe ingerir para superar el rango legal.
DATO: alcohol etílico = 0,798 g/mL.

Bebida	% (V/V)
Vino	13
Cerveza	4
Tequila	38

- En la preparación de circuitos electrónicos se suele marcar la planchuela de cobre con una solución de cloruro férrico (FeCl_3) disuelta en ácido clorhídrico. El proceso se realiza de la siguiente manera: el circuito se marca con tinta y luego se sumerge la planchuela en la solución durante unos instantes. El catión férrico, que es un oxidante fuerte y se mantiene en solución gracias al ácido clorhídrico, ataca al cobre expuesto a la solución formando un óxido no conductor mientras que la zona protegida por la tinta conserva las propiedades eléctricas del metal puro. Sabiendo que la solución de FeCl_3 se prepara disolviendo 3,2 g de sal en 100 mL de solución (a) calcule la molaridad de la misma; (b) porcentaje m/V.
- Un acumulador de plomo en condiciones de operación normal contiene una concentración de ácido sulfúrico del 38% (m/m) y una densidad aproximada de 1,2 g/cm³. Calcule la molaridad de la solución.
- Se determinó que una muestra de 2,5 g de agua freática contenía 5,4 μg de Zn^{2+} . Calcule la concentración de Zn^{2+} en partes por millón. ($d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$).

- 5) En un tanque de 1,5 m³, en el cual se desarrollan peces, se ha detectado una contaminación con 50 L de tetrahidroxoaluminato de sodio (Na[Al(OH)₄]) proveniente de una planta química lo cual provoca la muerte de los peces al atascar sus branquias. Si del análisis de una muestra de 200 mL del tanque resultan $2,5 \times 10^{-5}$ g de Al³⁺ y la ley establece un límite máximo de 0,2 ppm de aluminio en los efluentes industriales ¿se encuentra esta planta en condiciones legales?
- 6) Determinar el número de gramos de soluto presentes en:
- 0,20 litros de HCl 0,514 M.
 - 250mL de MgSO₄·7H₂O 3,0 M
 - 172 litro de H₃PO₄ 2,25 N
- 7). (a) ¿Qué volumen de disolución de K₂CrO₄ 0,250 M debemos tomar para que, al diluir, se obtengan 250 mL de K₂CrO₄ 0,0100 M?
(b) ¿Y qué volumen de esa solución 0,250 M se necesita para preparar 250 mL de K₂CrO₄ 0,0100 N como oxidante en medio ácido?
- 8). ¿Cuál es la fracción molar de NaCl en una disolución que contiene 1,00 moles de soluto en 1,00 kg de H₂O?
- 9). ¿Qué volumen de HCl con una riqueza del 40% en peso y una densidad de 1,20 g.cm⁻³ se requieren para preparar las siguientes disoluciones?:
- 0,100 litro de disolución 20 M.
 - 0,100 Kg de disolución 2,50 molal.
 - 0,100 Kg de disolución al 20 %.
- 10). Determinar la densidad de una disolución de HBr que es 2,86 molar y 3,09 molal.
- 11). Hallar la cantidad de KMnO₄ que se necesita para preparar 2,00 L de disolución 0,100 N al actuar como oxidante en medio ácido.
- 12). En 35,0 g de agua se disuelven 5,00 g de H₂SO₄. La densidad de la disolución es 1,06 g.mL⁻¹. Hallar la concentración en: (a) % en peso; (b) g.L⁻¹; (c) molaridad; (d) normalidad; (e) molalidad.
- 13). Calcular la normalidad de una solución preparada al diluir 5 cm³ de H₃PO₄ 3 N hasta un volumen final de 25 cm³.
- 14). En la siguiente figura se representan las curvas de solubilidad de varias sales en agua en función de la temperatura.



Analice la figura y responda las siguientes cuestiones:

- (a) Una disolución preparada disolviendo 1,12 moles de NH₄Cl en 150,0 g de H₂O se lleva a una temperatura de 30 °C. Determine si la disolución es no saturada o si cristalizará el exceso de soluto.



b) Identifique que tipo de soluciones representan los puntos 1 y 2 por encima y por debajo de la curva de solubilidad del KClO_4 .

(c) Una disolución que contiene 20,0 g de KClO_4 en 500,0 g de agua se lleva a una temperatura de 40 °C. Analizando la figura (1) establezca si la disolución es saturada o sobresaturada a 40°C; (2) ¿Aproximadamente qué masa, en gramos, de KClO_4 debe añadirse para saturar la disolución, si originalmente es no saturada, o qué masa de KClO_4 puede ser recristalizada, si originalmente es sobresaturada?

(d) Del análisis de las curvas de solubilidad representadas ¿cuál de las sales presenta mayor solubilidad y cuál menor a 10 °C? ¿y a 40 °C? Justifique la respuesta.

15). Calcular el peso molecular de una sustancia A poco volátil que forma una disolución con el benceno, sabiendo que cuando 18,5 g de A se disuelven en 825,8 g de benceno, la disolución se congela 1,8 °C por debajo de la temperatura de congelación del benceno puro, para el que $K_{cr} = 5,12 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$

16). Cuál es el punto de ebullición de 100 g de una solución acuosa de urea al 20 % en peso, si la masa molar de urea es 60 g/mol. ($K_{eb} = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C}/\text{molal}$)

17). Se vertió en 200 g de agua, una cierta cantidad de NaCl. La solución resultante hirvió a 100,30 °C ¿Cuánta sal se había vertido en el agua? $\sqrt{=} 2$, $K_{eb} = 0,52/\text{molal}$, masa molar de NaCl = 58,5.

18). Si 7,1 g de Na_2SO_4 se disuelven en agua obteniendo 200 mL de solución. Calcule la presión osmótica de esta solución a 25 °C. ($\sqrt{=} 3$, masa molar de Na_2SO_4 es 142)

Trabajo Práctico N° 9 (LABORATORIO) Preparación de Soluciones en el Laboratorio. Curva de Solubilidad

Objetivos de las experiencias

- Preparar soluciones de concentración definida a partir de solutos sólidos y líquidos.
- Preparar una dilución a partir de una solución de concentración conocida.
- Determinar la solubilidad de una sal con la variación de la temperatura.
- Trazar la curva de solubilidad.
- Comprobar en forma experimental los conceptos de solución saturada, sobresaturada y solubilidad.

Materiales	Reactivos
Balanza, matraces de 100 mL y de 250mL, Vaso de precipitación de 100 o 250 mL, pipetas, t.e., varilla agitador, embudos, Papel de filtro, Soporte, Mechero, termómetro.	H_2SO_4 (c), NaCl sólido, CuSO_4 sólido Agua destilada, KClO_3 sólido.

Procedimiento:

Experiencia N°1: Preparación de soluciones en el laboratorio

- 1) Realice los cálculos necesarios y prepare 100mL de solución 0,1M de NaCl.
- 2) Realice los cálculos necesarios y prepare 100mL de solución 0,25N de CuSO_4 .
- 3) Realice los cálculos necesarios y prepare 100mL de solución 0,1N de H_2SO_4 , tomando la botella del ácido concentrado que se encuentra en el laboratorio.
- 4) Calcule que volumen de ácido de la solución de H_2SO_4 0,1N preparada en el



punto anterior será necesario para preparar 250 mL de solución 0,01N.
Prepárela.

Experiencia N°2: Curvas de Solubilidad

1. Coloque 5g de clorato de potasio, (KClO_3) y 10ml de agua destilada y caliente suavemente hasta disolución total.
2. Deje enfriar, agite suavemente y, cuando aparezcan cristales, tome la temperatura y calcule la concentración de la solución en gramos de sal por 100g de agua. Registre el dato en la tabla.(ensayo N°1)

Ensayo N°	Temperatura	Gramos de sal	Gramos de H_2O	Gramos de sal en 100g de solvente
1				
2				
3				
4				
5				

3. Agregue 10ml de agua al t.e. de tal manera de tener una concentración de 5g de sal en 20 ml de agua y proceda como en el primer caso determinando la temperatura a la cual aparecen los cristales y calculando de nuevo la concentración de la solución en gramos de sal en 100g de agua. Registre el dato en la tabla.(ensayo N°2)
4. Repita la experiencia agregando 10ml de agua cada vez hasta una disolución de 5g de sal por 50ml de agua o sea un total de 5 ensayos. Cuando la solución es muy diluida no se observan cristales, se enfría el tubo con agua.
5. Construya con la tabla de valores la curva de solubilidad.
6. Tome con una pipeta 10ml de solución saturada a temperatura ambiente y coloque en un vaso de precipitación previamente pesado. Pesar de nuevo el vaso. Registre la diferencia de peso.
7. Evapore el agua. Deje enfriar y pese nuevamente.
8. Calcule la concentración de la sal en 100ml de agua.
Peso de solución – peso de H_2O = peso de la sal
9. Verifique este dato en la tabla.

Cálculos:

Peso del vaso con 10ml de solución:.....

Peso del vaso vacío:

Peso de 10ml de la solución:

Peso del vaso con 10ml de solución:.....

Peso del vaso sin H_2O :

Peso del H_2O :



ACTIVIDADES PARA FINES DE SEMANA Y HORAS DE OCIO



Capítulo 1.

1. ¿Qué es el mol? ¿Cómo surge el concepto de mol?
2. ¿Cómo se relacionan la masa atómica y la masa molecular con la masa molar?
3. ¿Cuántos átomos de a) hidrógeno y b) oxígeno hay en 1 mol de agua?
4. ¿Cuántas moles de a) hidrógeno y b) oxígeno, hay en 1 mol de agua?
5. ¿Cuántas moles de H₂ y de O₂ se generan en la hidrólisis de un mol de agua?
Escribe la reacción de hidrólisis.
6. ¿Qué es la intensidad de corriente?
7. ¿Cómo se relacionan la corriente y el potencial eléctrico?
8. Si la carga eléctrica de un electrón es de $1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$, ¿qué carga eléctrica habrá en un mol de electrones?
9. Marque la opción correcta:
 - 9.1. Siendo la masa atómica del Ti = 47.9 u.m.a, podemos afirmar que un átomo-gramo de Ti equivale a:
 - a) 47.9 átomos.
 - b) $47.9 \text{ g} \cdot \text{NA}$.
 - c) $6,23 \cdot 10^{32} \text{ g}$.
 - d) NA.
 - 9.2. Si disponemos de 10g de Amoníaco y eliminamos 10×10^{23} moléculas, quedará de amoníaco aproximadamente:
 - a) 3.52 moles
 - b) 3.53×10^{23} moléculas
 - c) 7.14 g
 - d) 1.68 moles de átomos de Hidrógeno
10. ¿Cuántos moles de átomos de cada elemento están contenidos en las siguientes cantidades?
 - a. 94,5 g de Aluminio.
 - b. 18'2 g de Cromo.
 - c. 983 g de Silicio.
11. Un recipiente contiene $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido sulfúrico
 - a. ¿Cuál es la masa de dicha muestra?
 - b. ¿Cuántos moles de átomos de H contiene?
 - c. ¿Cuántos átomos de O contiene?
12. La urea, CO(NH₂)₂, se utiliza como fertilizante y se obtiene mediante la reacción:
$$2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$$
La mezcla habitualmente empleada para iniciar la reacción presente está en una proporción molar NH₃:CO₂ = (3:1). Si se obtienen 47,7 g de urea por mol de CO₂ que reacciona, ¿cuáles son:
 - (a) el rendimiento teórico
 - (b) el rendimiento práctico
13. Se colocan 5 moles de ácido sulfúrico concentrado y caliente a reaccionar con cobre metálico y se obtienen 44,8 dm³ dióxido de azufre gaseoso en CNPT.
Calcule:
 - a. Gramos de ácido que reaccionan
 - b. Número de moléculas de agua formada
 - c. Rendimiento del proceso
14. La descomposición térmica de este óxido (XO) se puede utilizar para obtener oxígeno gaseoso en el laboratorio. Para obtener 8 gramos de oxígeno se requieren descomponer unos 108 gramos de óxido.
¿Cuál es el elemento X?
15. ¿En qué opción hay mayor números de moles?
(Subraye la respuesta correcta)
 - a) 40 L de helio medidos en CNPT



- b) 50 L de nitrógeno medidos a 20 °C y 1.5 atm.
c) 45 L de oxígeno densidad 1,4285 g/L

Capítulo 2.

1) Desde el punto de vista químico tres partículas sub-atómica tienen importancia: protón, electrón, neutrón. Completar el siguiente cuadro sobre las principales propiedades de estas partículas.

Partícula	Símbolo	carga relativa	carga en coul	masa uma	masa en g
electrón					
protón					
neutrón					

2. Complete el siguiente cuadro:

símbolo	Número atómico	Número másico	Cantidad de Protones	Cantidad de electrones	Cantidad de neutrones
1_1H					
2_1H					
${}^{37}_{17}Cl$					
${}^{238}_{92}U$					

3. Louis de Broglie en 1925 en su tesis doctoral reconoce la naturaleza dual de la materia “Dualidad Partícula-onda”. Una de las consecuencias más importante de esta conclusión es el principio de incertidumbre, el cual fue formulado por el físico alemán Werner Heisenberg. A partir de ello los científicos buscaron una ecuación que pudiera responder a dichos conceptos. En 1926 Erwin Schrödinger formula una ecuación, conocida como “Ecuación de Schrödinger”. En base a ello:

- a) Enuncie el principio de incertidumbre de Heisenberg.
b) Desarrolle el significado conceptual de cada número cuántico y sus valores permitidos.
c) Dé los valores de los números cuánticos para $n = 3$.

4. El siguiente conjunto de números cuánticos $n=3$; $l=1$; $m_l=$; $m_s = \frac{1}{2}$ pertenece a un orbital:

- a.- 3s
b.- 3p
c.- 3d
d.- 3f
e.- a ninguno

5. De los siguientes conceptos sobre los números cuánticos, uno es falso, márkelo con una X:

- a) **n** número cuántico principal representa el volumen efectivo del orbital.
b) **l** número cuántico secundario, representa la forma del orbital.
c) **ml** número cuántico magnético, representa la orientación del orbital.



- d) s o m_s número cuántico de espín, representa los dos sentidos posibles del movimiento del electrón alrededor de su propio eje.
- e) los electrones con igual n y l y distinto valor de m_l forman diferentes niveles de energía.
6. Realice la distribución electrónica de:
- El elemento potasio en estado fundamental.
 - El elemento calcio en un estado excitado probable.
7. Considere los siguientes conjuntos de números cuánticos. ¿Cuáles representan combinaciones imposibles? Indique por qué
- $n \quad l \quad m_l \quad m_s$
- 1 0 0 $+\frac{1}{2}$
 - 2 0 -1 $-\frac{1}{2}$
 - 3 2 -1 $-\frac{1}{2}$
 - 3 2 -2 $+\frac{1}{2}$
8. Realice la distribución electrónica de: aluminio, catión aluminio, azufre, anión sulfuro, potasio, catión potasio, magnesio, catión magnesio, cloro, anión cloruro.
9. De los nombres y los símbolos de tres metales de transición del cuarto periodo, tres elementos de transición interna, dos halógenos, un gas noble y un metal alcalino Indíquelos en la tabla. Busque cada uno en la bibliografía y haga una lista de sus propiedades. Enumere también algunos usos y aplicaciones de los mismos.
10. Cúal es el elemento de cada par que tiene el punto de fusión más alto? Tome en cuenta su ubicación en la tabla periódica.
- Li y K ; F_2 y Br_2 ; Fe y Se
11. Se quiere diseñar una máquina de propulsión iónica para cohetes. Si se tuviera que elegir el combustible sólo sobre la base de que se requiere la mínima energía para producir la ionización, ¿Cuál de los elementos debería elegirse?.
- He
 - Ne
 - Cs
 - Rn
12. Un ion Ca^{2+} tiene:
- Más protones que un átomo de calcio.
 - Más electrones que un átomo de calcio
 - Configuración electrónica de gas noble.
 - Distinto número másico que un átomo de calcio.
 - Distinto número atómico que un átomo de calcio
13. Un metal es un buen conductor de la energía eléctrica porque:
(Subraye la opción correcta)
- Es electropositivo.
 - Reacciona con los ácidos.
 - Reacciona con las bases.
 - Posee electrones libres en su estructura cristalina.
 - Es un sólido.
14. Indique, marcando con una V o F según las afirmaciones sean verdaderas o falsas:
- Cuando un electrón se separa de un átomo, se desprende energía.
 - Los elementos están colocados en el sistema periódico en orden creciente de sus pesos atómicos.
 - Para proteger a los metales alcalinos de la oxidación del oxígeno del aire se les guarda bajo agua.
 - El radio atómico aumenta al descender en un grupo de la tabla periódica.
 - Los metales del grupo 2 forman iones 2^+



Capítulo 3:

1. Represente la formación del enlace iónico, con “símbolos de Lewis” e indicando la distribución electrónica, para las siguientes sustancias.
 - a) Cloruro de sodio
 - b) Sulfuro de magnesio
 - c) Fluoruro de calcio
 - d) Cloruro de aluminio
2. Represente los enlaces covalentes, con “símbolos de Lewis”, para las siguientes especies.
 - a) Cloro
 - b) Cloruro de hidrógeno
 - c) Cation amonio
 - d) Agua
 - e) Amoníaco
 - f) Ácido sulfúrico.
3. Ordene de acuerdo a su polaridad decreciente los siguientes enlaces:
 - a) Cl-H
 - b) P-Cl
 - c) Br-Cl
 - d) Cl-Br
 - e) H-O
4. Subraye el compuesto de cada pareja que tenga mayor carácter iónico:
 - a) CaO o MgO
 - b) MgS o MgO
 - c) CaO o SCa
 - d) Al₂O₃ o Ga₂O₃
5. ¿Cómo influye el enlace puente de hidrógeno en las propiedades del agua y de otros compuestos que lo forman?
6. Dado los siguientes enlaces: P—S; P—Cl; K—F; Br—Na; C—I, ordénelos de acuerdo a su polaridad creciente.

Capítulo 4.

1. El volumen del aire en los pulmones de una persona es de 615 mL aproximadamente, a una presión de 760 mm Hg. La inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752 mm Hg ¿A qué volumen se expanden los pulmones?
2. Es peligroso que los envases de aerosoles se expongan al calor. Si una lata de fijador para el cabello a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura ambiente de 27 °C se arroja al fuego y el envase alcanza los 402 °C ¿Cuál será su nueva presión? La lata puede explotar si la presión interna ejerce 6080 mm Hg ¿Qué probabilidad hay de que explote?
3. Un alpinista inhala 500 mL de aire a una temperatura de 10 °C ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37°C?
4. Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, donde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 18 °C?
5. Un globo aerostático de 750 mL se infla con helio a 8 °C y a una presión de 380 atmósferas ¿Cuál es el nuevo volumen del globo en la atmósfera a presión de 0.20 atm y temperatura de 45 °C?
6. La densidad de un gas a 25°C y 1,25 atm. es 1,436 g/L. ¿Cuál será su densidad en CN?
7. Un recipiente de 10,0 L de capacidad contiene 30,0 g de oxígeno a 77°C. Se abre el recipiente y se deja salir el gas libremente. Si la presión exterior es de 1,00 atm., calcular:



- (a) la cantidad de oxígeno que sale del recipiente.
(b) la temperatura que debería tener el oxígeno que queda en el recipiente para que, una vez cerrado, se encontrase a la presión inicial.
7. En la reacción $2\text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) \longrightarrow 4\text{Ag}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ se recogieron 81,2 mL de $\text{O}_2(\text{g})$ sobre agua a 23°C (p_vH₂O a 23°C = 21.0 mmHg) y una presión de 751 mmHg. ¿Cuál será la masa en gramos de Ag_2O descompuesta?
8. Un globo lleno de $\text{H}_2(\text{g})$ en CN tiene un volumen de 2,24 L. Se añaden al globo 0,100 moles de $\text{He}(\text{g})$ y se aumenta la temperatura hasta 100°C manteniendo constantes la presión y la cantidad de gas. ¿Cuál será el volumen final de gas?
11. Sobre un mol de gas de comportamiento ideal a la temperatura de 273 K y presión de 0,5 atm se realizan los siguientes cambios de presión y temperatura.
- Se aumenta la presión hasta 10 atm en forma isotérmica.
 - Se aumenta la temperatura hasta 1.273 K en forma isobárica.
 - Se disminuye la presión a 0,5 atm en forma isotérmica.
 - Se disminuye la temperatura a 273 K en forma isobárica.
- Realice un gráfico P-V y otro V-T que pongan de manifiestos los cambios relativos a lo largo del ciclo.
12. Determine el volumen que ocupan 50 g de hidrógeno y 350 g de oxígeno a la temperatura de 20°C y 2 atm de presión cuando se comportan como gases ideales.
13. La reserva de oxígeno de un hospital se realiza en un tanque de 5.000 litros a temperatura ambiente “máxima probable 40°C ”. Determine el peso de oxígeno en (kg) que puede almacenar como máximo el hospital, teniendo en cuenta que el fabricante del tanque garantiza su uso hasta una presión de 25 atm.
14. El aire seco al nivel del mar tiene la siguiente composición en volumen N_2 78.08 %, O_2 20.94 %, Ar 0,93 % y CO_2 0,05 % para una presión de 1 atm. Calcule:
- La presión parcial de cada gas.
 - La concentración de cada gas en mol/L

Capítulo 7.

- Calcula el tanto por ciento en masa de una disolución preparada de los siguientes modos:
 - Disolviendo 10 g de sal en 90 g de agua.
 - Disolviendo 10 g de sal en 490 g de agua.¿Cuál de estas dos disoluciones dirías que está diluida, y cuál, concentrada?
- Se prepara una disolución de éter y cloroformo agregando 10 mL de éter a 90 mL de cloroformo. ¿Cuál es el tanto por ciento, en volumen, de esta disolución?
- Calcula la concentración en masa de una disolución de cloruro de sodio en agua, que se ha preparado disolviendo 1,5 g de sal hasta tener un volumen final de disolución de 500 mL.
- ¿Qué es la curva de solubilidad de una sustancia?. Dibuja, de forma aproximada, las curvas de solubilidad de:
 - Una sustancia cuya solubilidad apenas varíe con la temperatura.
 - Una sustancia cuya solubilidad aumente muy rápidamente al aumentar la temperatura.
 - Una sustancia cuya solubilidad disminuya ligeramente al aumentar la temperatura.¿Por qué es imprescindible indicar a qué temperatura se encuentra una disolución cuando hablamos de la solubilidad de un soluto en un disolvente?
- La solubilidad del cloruro de sodio en agua a 20°C es de 38 g de cloruro de sodio en 100 g de agua. Pon un ejemplo de las siguientes disoluciones:
 - Una disolución saturada de cloruro de sodio.
 - Una disolución concentrada de cloruro de sodio.
 - Una disolución diluida de cloruro de sodio.



- 6) Calcular la concentración en % P/P de una solución que se preparó disolviendo 15 g de KCl en 150 g de agua.
- 7) Calcular los g de sulfato de sodio que hay en 300 g de una solución al 20 % P/P.
- 8) Qué masa de cloruro de sodio deberá pesar para preparar 2 l de solución fisiológica cuya concentración es 0,9 % P/V.
- 9) Se mezclan 20 ml de glicerina con 100 ml de agua. Expresar la concentración en % V/V.
- 10) Se preparó una solución de $\rho = 0,96$ g/ml utilizando 30 g de metanol en 100 ml de solución. Calcule la concentración en % P/P
- 11) Marcar la opción correcta. La concentración en % P/V de una solución de nitrato de sodio al 10 % P/P y $\rho = 1,1$ g/ml será:
 - a) 11 % P/V
 - b) 10 % P/V
 - c) 1,1 % P/V
- 12) Una solución al 8% P/P de HCl tiene una densidad 1,05 g/l. Calcular su concentración en % P/V.
- 13) Calcular los g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que se necesitarán para preparar 2 l de una solución 1 M.
- 14) Se prepara una solución disolviendo 250 g de KOH en suficiente agua para preparar 3 l de solución. Cuál es la molaridad de dicha solución.
- 15) Qué volumen de solución 0,2 M de NaOH se pueden preparar con 10 g de soluto.
- 16) Cuántos moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se encuentran en 6 l de una solución 0,3 M.
- 17) Se desean preparar 500 ml de solución 0,02 N de H_2SO_4 . Qué cantidad de soluto se deberá pesar.
- 18) El plasma sanguíneo canino tiene una concentración de glucosa de 1 g/l aproximadamente. Cuál es su concentración molar (PM glucosa= 180)
- 19) Qué volumen de solución 3,5 % P/V de NaCl se debe utilizar para preparar 250 ml de solución al 0,9 % P/V.
- 20) La titulación de una muestra de 50 ml de vinagre (solución de ácido acético en agua) requiere 42,6 ml de NaOH 0,2 M. Cuál es la M de dicha solución.
21. Hallar la cantidad en peso de nitrato de cobalto(II) cristalizado con 6 moléculas de agua que debe añadirse a 600 g de agua para formar una disolución al 5,00% en sal anhidra.
22. El kPs del CaF_2 , a 25°C, es $4,0 \cdot 10^{-11}$. ¿Cuál es su solubilidad en moles/L y en g/L?
23. ¿Cuál será la solubilidad, en moles/L y g/L del PbI_2 en $\text{KI}(\text{aq})$ 0,10 M? kPs del PbI_2 a 25°C = $7,1 \cdot 10^{-9}$?
24. A 25°C la kPs del sulfato de bario vale $1,3 \cdot 10^{-10}$. Calcular la solubilidad de dicha sal expresada en g/100 mL.
25. Resuelva las siguientes situaciones problemáticas aplicando las propiedades de las soluciones.
 - a) ¿Cómo explicás que cuando se coloca un pepino en salmuera concentrada (solución saturada de sal en agua) se arruga (se transforma en encurtido)?
 - b) En un día cálido de verano, un pescador experimentado suele escoger una zona profunda en el río o lago para atrapar más presas. Con tus conocimientos de química cómo explicarías esto que el pescador hace por intuición o debido a su experiencia.
 - c) El etilenglicol es un anticongelante automovilístico común. Es soluble en agua y poco volátil. Explique: ¿por qué se agrega este compuesto a los radiadores de los autos en las zonas cordilleranas durante la época de invierno?



BIBLIOGRAFIA CONSULTADA:

- Brown.(1993) Química-La Ciencia Central. 5ta. Edición. Editorial Prentice-Hall Hispanoamericana.
- Brady-Humiston. (1993)Química Básica.Principios y Estructura. 2da. Edición.
- Chang.(1996) Química. 4ta. Edición. Editorial McGraw Hill.
- Umland-Bellama. (2000). Química General. 3a. Edición. Editorial Thomson.
- Whitten-Gailey. (1992) Química General. Editorial McGraw Hill. 3era. Edición.
- Angelini-Baumgartener y otros. (1995) Temas de Química General. Editorial Eudeba.
- Long G- Henttz,F. (1991) Química General. Problemas y Ejercicios. 3era. Edición. Editorial Addison-Wesley Iberoamericana.
- Teijón-García – Jiménez - Guerrero. (2000) La Química en problemas. 2da. Edición. Editorial alfaomega.
- Bermejo,f- Paz,m-Bermejo,A- Paz,I. (1995) 1000 Problemas Resueltos de Química General y sus Fundamentos Teóricos. Editorial Parainfo.
- Atkins,P. Jones (2006). Principios de Química. Los caminos del descubrimiento. 3era. Edicion Editorial Panamericana.
- Garritz-Chamizo. (1994) Química. Addison-Wesley.
- Moore-Stanitski-Wood-Kotz. (2000)El Mundo de la Química. Conceptos y Aplicaciones. Segunda Edición. México. Edit. Pearson Educación
- Chemical Education Material Study.(1996) Manual de laboratorio para Química, Una ciencia Experimental. Editorial Reverté.
- Ceretti,H-Zalts,A. (2000) Experimentos en Contexto. Química. Manual de Laboratorio. 1ª. Edición. Editorial Pearson Educación.
- Mills,J- Hampton,M.(1991) Microscale and macroscale experiments for General Chemistry. Editorial McGraw-Hill, Inc.
- Hill;Kolb. (1999) Química para el nuevo milenio.8va. Edición. Ed.Prentice-Hall
- Bloomfield,M.(1997) Química de los Organismos Vivos. 2da. Edición. Editotial Limusa.
- Jaúregui Lorda,S. (2000). Química Básica Cuaderno N° IV “Estructura Atómica. Química Atómica y Nuclear”; Cuaderno N° VI “Reacciones Químicas. Uniones Interatómicas e Intermoleculares. Compuestos químicos Inorgánicos.”. Editorial Errepar-Longseller/Educación.